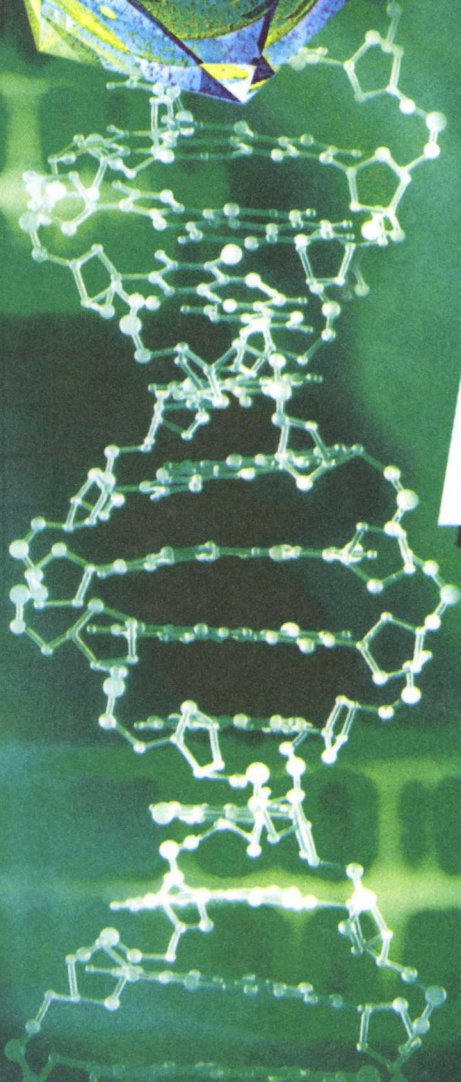
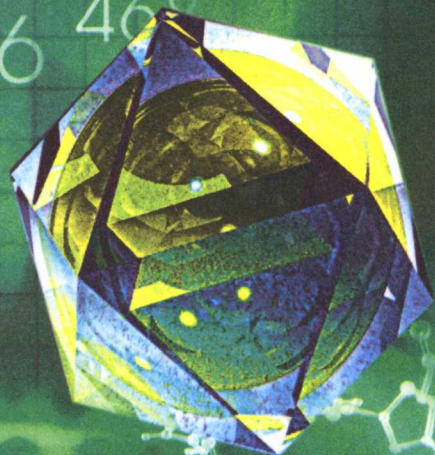


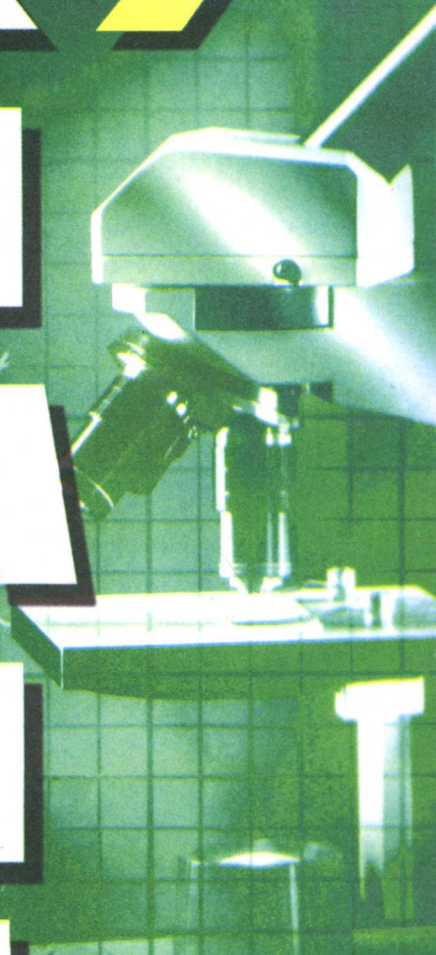
30 50
86 46

Г. Е. Рудзитис
Ф. Г. Фельдман

Х
И
М
И
Я
9



ХИМИЯ



ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																													
		A I Б	A II Б	A III Б	A IV Б	A V Б	A VI Б	A VII Б	A VIII Б																						
1	1	H ВОДОРОД 1,00794						(H)	He ГЕЛИЙ 4,002602																						
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218	B БОР 10,811	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,0067	O КИСЛОРОД 15,9994	F ФТОР 18,998403	Ne НЕОН 20,179																						
3	3	Na НАТРИЙ 22,98977	Mg МАГНИЙ 24,305	Al АЛЮМИНИЙ 26,98154	Si КРЕМНИЙ 28,0855	P ФОСФОР 30,97376	S СЕРА 32,066	Cl ХЛОР 35,453	Ar АРГОН 39,948																						
4	4	K КАЛИЙ 39,0983	Ca КАЛЬЦИЙ 40,078	21	Sc СКАНДИЙ 47,88	22	Ti ТИТАН 50,9415	23	V ВАНАДИЙ 51,9961	24	Cr ХРОМ 54,9380	25	Mn МАРГАНЕЦ 55,847	26	Fe ЖЕЛЕЗО 58,9332	27	Co КОБАЛЬТ 58,69	28	Ni НИКЕЛЬ												
	5	29	Cu МЕДЬ 63,546	30	Zn ЦИНК 65,39	31	Ga ГАЛЛИЙ 69,723	32	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	33	As МЫШЬЯК 74,9216	34	Se СЕЛЕН 78,96	35	Br БРОМ 79,904	36	Kr КРИПТОН 83,80														
5	6	37	Rb РУБИДИЙ 85,4678	38	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39	Y ИТРИЙ 88,9059	40	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41	Nb НИОБИЙ 92,9064	42	Mo МОЛИБДЕН 95,94	43	Tc ТЕХНЕЦИЙ [98]	44	Ru РУТЕНИЙ 101,07	45	Rh РОДИЙ 102,9055	46	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42										
	7	47	Ag СЕРЕБРО 107,8682	48	Cd КАДМИЙ 112,41	49	In ИНДИЙ 114,82	50	Sn ОЛОВО 118,710	51	Sb СУРЬМА 121,75	52	Te ТЕЛЛУР 127,60	53	I ИОД 126,9045	54	Xe КСЕНОН 131,29														
6	8	55	Cs ЦЕЗИЙ 132,9054	56	Ba БАРИЙ 137,33	57-71	La-Lu ★	72	Hf ГАФНИЙ 178,49	73	Ta ТАНТАЛ 180,9479	74	W ВОЛЬФРАМ 183,85	75	Re РЕНИЙ 186,207	76	Os ОСМИЙ 190,2	77	Ir ИРИДИЙ 192,22	78	Pt ПЛАТИНА 195,08										
	9	79	Au ЗОЛОТО 196,9665	80	Hg РУТУТЬ 200,59	81	Tl ТАЛЛИЙ 204,383	82	Pb СВИНЕЦ 207,2	83	Bi ВИСМУТ 208,9804	84	Po ПОЛОНИЙ [209]	85	At АСТАТ [210]	86	Rn РАДОН [222]														
7	10	87	Fr ФРАНЦИЙ [223]	88	Ra РАДИЙ [226]	89-103	Ac-Lr ★★	104	Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	105	Db ДУБНИЙ [262]	106	Sg СИБОРГИЙ [266]	107	Bh БОРИЙ [267]	108	Hs ХАССИЙ [269]	109	Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]												
	ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	R₂O		RO		R₂O₃		RO₂		R₂O₅		RO₃		R₂O₇		RO₄															
	ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ							RH₄		RH₃		RH₂		RH																	
	* лантаноиды	57	La ЛАНТАН 138,9055	58	Ce ЦЕРИЙ 140,12	59	Pr ПРАЗЕОДИМ 140,9077	60	Nd НЕОДИМ 144,24	61	Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62	Sm САМАРИЙ 150,36	63	Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64	Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65	Tb ТЕРБИЙ 158,9254	66	Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67	Ho ГОЛЬМИЙ 164,9304	68	Er ЭРБИЙ 167,26	69	Tm ТУЛИЙ 168,9342	70	Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71	Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967
	** актиноиды	89	Ac АКТИНИЙ [227]	90	Th ТОРИЙ 232,0381	91	Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92	U УРАН 238,0289	93	Np НЕПТУНИЙ [237]	94	Pu ПЛУТОНИЙ [244]	95	Am АМЕРИЦИЙ [243]	96	Cm КЮРИЙ [247]	97	Bk БЕРКЛИЙ [247]	98	Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	99	Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100	Fm ФЕРМИЙ [257]	101	Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102	No НОБЕЛИЙ [259]	103	Lr ЛОУРЕНСИЙ [260]



- металлы
- неметаллы
- [98] - массовые числа наиболее устойчивых разновидностей

Г. Е. РУДЗИТИС Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

ХИМИЯ

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

9 КЛАСС

**УЧЕБНИК
ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ
УЧРЕЖДЕНИЙ**

*Рекомендовано Министерством образования и науки
Российской Федерации*

13-е издание

Москва «Просвещение» 2009

На учебник получены положительные заключения Российской академии наук и Российской академии образования.

- ▲ Материал, изучаемый при повторении
- Дополнительный материал
- ? Вопросы и упражнения
- Задачи

Рудзитис Г. Е.

Р39 Химия. Неорганическая химия. Органическая химия. 9 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. — 13-е изд. — М. : Просвещение, 2009. — 191 с. : ил. — ISBN 978-5-09-021625-8.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я72

ISBN 978-5-09-021625-8

© Издательство «Просвещение», 2008
© Художественное оформление.
Издательство «Просвещение», 2008
Все права защищены

Повторите учебный материал по учебнику 8 класса о видах химической связи: ковалентной (полярной и неполярной), ионной (§ 41), о типах кристаллических решеток: ионной, атомной и молекулярной (§ 42).

Вы уже изучили процессы растворения различных веществ в воде и некоторые свойства водных растворов (8 класс, § 28). В этой главе мы рассмотрим процессы растворения в воде веществ с ионной связью и ознакомимся с процессом электролитической диссоциации.

§ 1. Сущность процесса электролитической диссоциации

С особенностями растворения в воде веществ с различными видами химической связи можно познакомиться экспериментально, исследуя электрическую проводимость растворов этих веществ (см. с. 23) с помощью прибора, изображенного на рисунке 1.

Если погрузить электроды прибора, например, в сухую поваренную соль, то лампочка не будет светиться. Тот же результат получится, если электроды опустить в дистиллированную воду. Однако при погружении электродов в водный раствор хлорида натрия лампочка начинает светиться. Значит, раствор хлорида натрия проводит электрический ток. Подобно хлориду натрия ведут себя и другие растворимые соли, щелочи и кислоты. Соли и щелочи проводят электрический ток не только в водных растворах, но и в расплавах. Водные растворы, например, сахара, глюкозы, спирта, кислорода, азота электрический ток не проводят.

Механизм растворения в воде веществ с различным характером химической связи. Почему из рассмотренных примеров именно соли, щелочи и кислоты в водном растворе проводят электрический ток? Чтобы ответить на этот вопрос, необходимо вспомнить, что свойства веществ определяются их строением. Рассмотрим, например, строение кристаллов хлорида натрия. Это ионное соединение, в узлах кристаллической решетки которого находятся катионы (положительно заряженные ионы натрия) и анионы (отрицательно заряженные ионы хлора) (рис. 2).

Для правильного понимания механизма растворения в воде веществ с ионной связью следует также учесть, что в молекуле воды связи между атомами водорода и кислорода ковалентные сильнополярные.

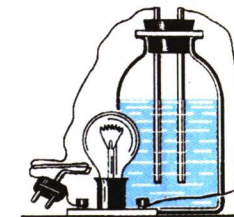


Рис. 1. Прибор для проверки электрической проводимости растворов

Поэтому молекула воды полярна (атом кислорода представляет собой отрицательный полюс молекулы, атомы водорода — положительный). Вследствие этого, например, при растворении хлорида натрия молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительно заряженным ионам натрия, а положительными полюсами — к отрицательно заряженным хлорид-ионам. В результате связь между ионами ослабляется и кристаллическая решетка разрушается (см. рис. 2, а). Этому процессу способствует также большая диэлектрическая проницаемость воды, которая при 20 °С равна 81. Это значит, что химическая связь между ионами в воде ослабляется в 81 раз по сравнению с вакуумом.

При растворении в воде веществ с ковалентной сильнополярной связью, например хлороводорода HCl, происходит изменение характера химической связи, т. е. под влиянием полярных молекул воды ковалентная полярная связь в растворяемом веществе превращается в ионную и далее процесс отщепления частиц протекает аналогично тому, как это показано на рисунке 2.

При расплавлении электролитов усиливаются колебательные движения частиц, что приводит к ослаблению связи между ними. В результате также разрушается кристаллическая решетка. Следовательно, при растворении солей, щелочей и кислот в воде и при расплавлении солей и щелочей эти вещества *распадаются на ионы*. В водном растворе ионы гидратированы (окружены молекулами воды) (рис. 2, б).

Все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты (схема 1).

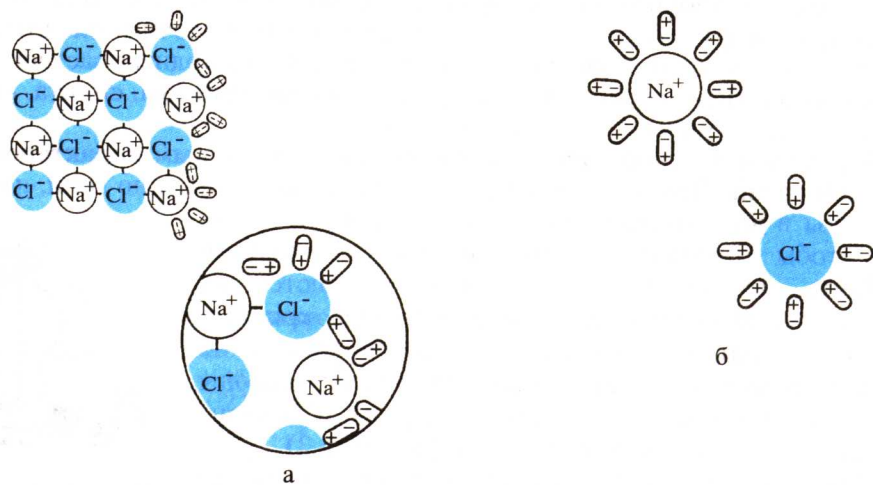
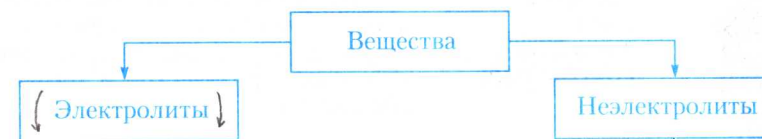


Рис. 2. Механизм растворения хлорида натрия в воде: а — притяжение и действие полярных молекул воды на кристаллическую решетку хлорида натрия; б — образование гидратированных ионов натрия и хлорид-ионов (обозначены цветными кружками)



Электролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток за счет образовавшихся ионов. К таким веществам относят соли, щелочи и кислоты. В этих веществах имеется ионная или ковалентная сильнополярная химическая связь

Неэлектролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток. К таким веществам относят, например, кислород, азот, водород, метан, сахар и др. Для этих веществ характерна ковалентная неполярная или малополярная связь

Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении называют **электролитической диссоциацией**.

Растворение как физико-химический процесс. Долгое время химики считали растворение веществ в воде только физическим процессом. Действительно, при испарении воды из раствора можно вновь получить исходное вещество. Но если растворять в воде соль, щелочь или кислоту, то образующийся раствор будет электропроводен, а процесс растворения может сопровождаться тепловыми эффектами (разогреванием или охлаждением) и изменением цвета.

Так, при растворении в воде твердого гидроксида натрия NaOH или концентрированной серной кислоты H₂SO₄ происходит сильное разогревание (рис. 3). Особенно осторожно необходимо растворять серную кислоту, так как из-за повышения температуры часть воды может превратиться в пар и под его давлением выбросить кислоту из сосуда. Чтобы этого избежать, серную кислоту тонкой струей наливают в воду (но не наоборот!) при постоянном помешивании.

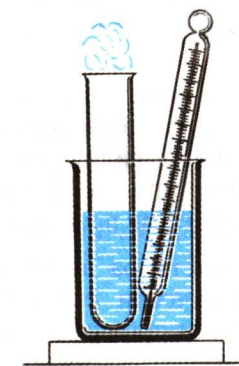


Рис. 3. Разогревание при растворении серной кислоты в воде

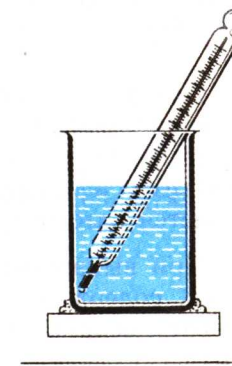


Рис. 4. Охлаждение при растворении некоторых веществ в воде



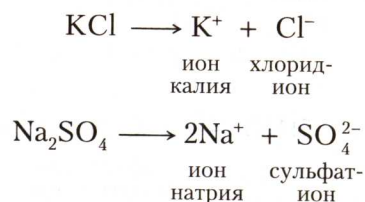
**Аррениус
Сванте
Август
(1859—1927)**

Шведский ученый, академик. В 1887 г. сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации. В 1903 г. был награжден Нобелевской премией «в знак признания особого значения теории электролитической диссоциации для развития химии». Проводил исследования во многих других областях науки.

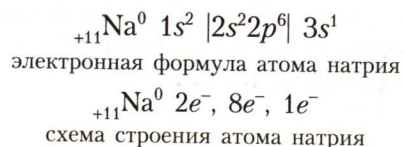
Основные положения теории электролитической диссоциации были сформулированы в 1887 г. шведским ученым С. Аррениусом. В настоящее время их можно сформулировать следующим образом:

1. Электролиты — это вещества, которые при растворении в воде или в расплавленном состоянии распадаются на ионы. Ионы — это атомы или группы атомов, обладающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) зарядом.

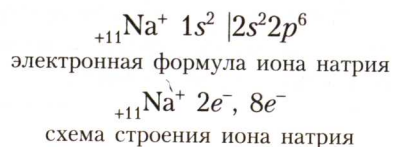
В водных растворах ионы химически связаны с молекулами воды, т. е. они гидратированы. Так как число молекул воды, которые присоединяет ион, в большинстве случаев неизвестно, то уравнения процессов электролитической диссоциации изображают упрощенно, например:



2. Ионы отличаются от атомов как по строению, так и по свойствам:



Атомы натрия легко отдают наружные $3s^1$ -электроны, поэтому они химически очень активны: при обычных условиях окисляются на воздухе, реагируют с водой и т. д.



Ионы натрия не отдают электроны, поэтому не могут окисляться и с водой не реагируют.

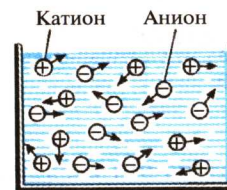


Рис. 5. Хаотическое движение ионов в растворах и расплавах

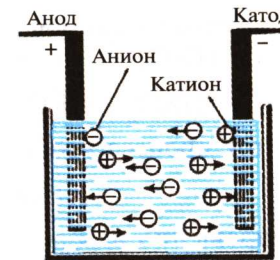


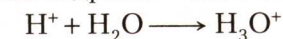
Рис. 6. Движение ионов при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита

3. В растворе и расплаве электролита ионы движутся хаотически (рис. 5). При пропускании постоянного электрического тока через этот раствор или расплав положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) — к аноду (рис. 6).

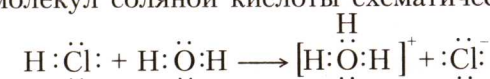
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–6 (с. 13).

§ 2. Диссоциация кислот, щелочей и солей

Установлено, что при диссоциации молекул кислот образуются не свободные ионы водорода, а их гидраты — *ионы гидроксония*:



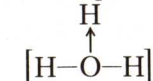
▲ Диссоциацию молекул кислот можно объяснить образованием дополнительной ковалентной связи. Она характеризуется тем, что общую связывающую электронную пару предоставляют не оба атома, а только один из них. Атом, который предоставляет общую связывающую электронную пару, называют *донором*; атом, который ее приобретает, — *акцептором*. Механизм этой реакции называют *донорно-акцепторным*. Образование иона гидроксония при диссоциации молекул соляной кислоты схематически изображают так:



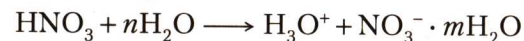
или



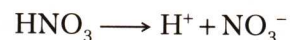
Из схемы видно, что атом кислорода предоставляет общую электронную пару, т. е. является донором, а ион H^+ — акцептором. Этот вид ковалентной связи иногда изображают стрелкой:



Учитывая гидратацию ионов, процесс диссоциации кислот, например азотной кислоты HNO_3 , следовало бы изобразить так:



Однако этот процесс изображают упрощенно:

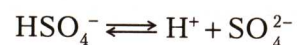
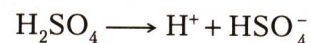


Так же упрощенно изображают процесс диссоциации всех электролитов. Пользуясь такими схемами, нужно помнить, что в водных растворах электролитов ионы гидратированы.

Рассмотрим процесс диссоциации кислот, оснований и солей.

Все растворимые кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и кислотных остатков.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



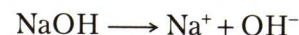
Ионы HSO_4^- диссоциируют не полностью, поэтому ставят знак \rightleftharpoons , который указывает, что образовавшиеся ионы H^+ и SO_4^{2-} могут соединиться и образовывать исходные ионы HSO_4^- . Такие процессы называют *обратимыми* (см. § 14). Если скорость распада на ионы больше, чем скорость образования исходных ионов, то принято говорить, что процесс диссоциации смещается вправо, а если наоборот — то влево.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты можно определить так:

Кислоты — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов отщепляются только ионы водорода.

Именно ионы водорода придают кислотам характерные для них общие свойства.

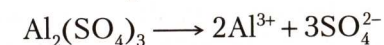
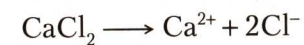
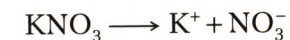
Все растворимые основания в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид-ионы и положительно заряженные ионы металлов, например:



Основания — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов отщепляются только гидроксид-ионы.

Присутствием в растворах гидроксид-ионов объясняются характерные общие свойства оснований.

Все растворимые соли в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



Соли — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Характерные химические свойства электролитов показаны в таблице 1.

Таблица 1. Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации

Электролиты	Характерные общие ионы	Характерные свойства
Кислоты	H^+	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами OH^- с образованием воды: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
Основания	OH^-	Действуют на индикаторы и реагируют с ионами H^+ с образованием воды: $\text{OH}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
Соли	Общих ионов нет	Отсутствуют общие свойства, обусловленные наличием общих ионов.

Ответьте на вопросы 7–8. Решите задачу 1 (с. 13).

§ 3. Слабые и сильные электролиты. Степень диссоциации

До сих пор мы рассматривали электролиты, которые в водных растворах полностью распадаются на ионы.

Возникают вопросы: все ли электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы? Какова доля диссоциированных молекул у различных

электролитов? При каких условиях процесс диссоциации смещается вправо, а при каких — влево?

Ответы на эти вопросы дают следующие эксперименты.

Если опустить в концентрированный раствор хлорида натрия электроды прибора для определения электрической проводимости (см. рис. 1), то лампочка в нем засветится ярко, а в концентрированном растворе уксусной кислоты — неярко. При добавлении воды к раствору уксусной кислоты лампочка начинает светиться все ярче. Разбавление же раствора хлорида натрия почти не влияет на яркость свечения лампочки. Так как электрическая проводимость зависит от числа ионов в растворе, то, следовательно, хлорид натрия даже в концентрированных растворах диссоциирует на ионы полностью, молекулы же уксусной кислоты в концентрированных растворах почти не диссоциируют. При разбавлении раствора уксусной кислоты число диссоциированных молекул увеличивается.

На основании эксперимента можно сделать следующие выводы:

1. *Некоторые электролиты независимо от их концентрации в водных растворах полностью диссоциируют на ионы.* К таким электролитам относятся вещества с ионной кристаллической решеткой, например хлорид натрия.

2. *Известны электролиты, которые диссоциируют частично.* При разбавлении растворов этих веществ равновесие диссоциации смещается вправо, а при увеличении концентрации — влево.

3. *Отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе, называют степенью диссоциации α (альфа).*

Если число диссоциированных молекул обозначить буквой n , а общее число растворенных молекул N , то степень диссоциации α можно вычислить по формуле

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Допустим, что при растворении в воде 1 моль азотной кислоты половина всех молекул распалась на ионы. Пользуясь вышеприведенной формулой, вычисляем степень диссоциации:

$$\alpha = \frac{n}{N}; \alpha = 3,01 \cdot 10^{23} : 6,02 \cdot 10^{23} = 0,5$$

Иногда требуется выразить степень диссоциации в процентах:

$$0,5 \cdot 100 = 50, \text{ или } \alpha = 50\%$$

Величина n может принимать значение от 0 до N . Соответственно с этим может изменяться величина α : 1) от 0 (диссоциации нет) до 1 (диссоциация полная); 2) в процентах от 0 (диссоциации нет) до 100% (диссоциация полная).

Классификация электролитов в зависимости от степени диссоциации приведена в таблице 2.

Таблица 2. Условная классификация электролитов в зависимости от степени диссоциации

Классификация электролитов и их характерные свойства	Примеры
<p><i>Сильные электролиты</i> — это химические соединения, которые при растворении в воде полностью распадаются на ионы.</p> <p><i>Слабые электролиты</i> — это соединения, которые незначительно диссоциируют на ионы.</p>	<p>Почти все растворимые соли, кислоты — соляная, азотная, серная и др.; растворимые основания (щелочи — гидроксиды щелочных металлов, гидроксиды бария и кальция).</p> <p>Уксусная, угольная, борная кислоты и др. Следует учесть, что вода тоже слабый электролит и диссоциирует (хотя незначительно) на ионы:</p> $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 9, 10. Решите задачу 2.

?

1. Поясните, почему раствор сахара не проводит электрический ток, а раствор хлорида натрия проводит.

2. Перечислите основные причины, вызывающие распад некоторых веществ на ионы при растворении их в воде или расплавлении.

3. Среди перечисленных ниже растворов и расплавов веществ электролитами являются

- 1) раствор гидроксида калия
- 2) раствор спирта
- 3) кристаллы сахара
- 4) сахарный сироп

4. Сульфат меди(II) — белое порошкообразное вещество, при его растворении в воде раствор приобретает голубую окраску. Чем это можно объяснить?

1. Определите массу сульфида меди(II), образовавшегося в результате взаимодействия 5 моль сульфата меди(II) с сероводородной кислотой, взятой в избытке.

5. Укажите отличия в строении и свойствах ионов и атомов, например, для кальция и фтора.

6. Что такое ион гидроксония и как он образуется? Какой вид связи в этом ионе?

7. Напишите уравнения процессов диссоциации ортофосфорной кислоты, гидроксида калия и сульфата алюминия.

8. В водном растворе образуют одинаковые анионы вещества

- 1) $FeCl_3$ и $Fe(OH)_3$
- 2) $BaSO_4$ и Na_2SO_4
- 3) $Ba(OH)_2$ и $Cu(OH)_2$
- 4) $AgNO_3$ и HNO_3

9. Используя понятие «степень диссоциации», объясните смысл понятий «сильная кислота» и «слабая кислота».

10. Приведите примеры сильных и слабых электролитов. Где на практике необходимо учитывать силу электролитов?

2. Вычислите количество вещества гидроксида калия, вступившего в реакцию с серной кислотой, если в результате образовалось 174 г соли.

§ 4. Реакции ионного обмена

Чтобы понять условия протекания реакций ионного обмена, ознакомимся с важнейшими свойствами ионов.

Свойства ионов. Вам уже известно, что ионы отличаются от атомов строением и свойствами. Некоторые ионы бесцветны, а другие имеют опре-

деленный цвет. Для каждого из ионов характерны специфические химические свойства. В таблице 3 указаны реактивы и характерные качественные реакции на ионы.

Таблица 3. Определение ионов

Определяемый ион	Реактив, содержащий ион	Результат реакции
H ⁺	Индикаторы	Изменение окраски
Ag ⁺	Cl ⁻	Белый осадок
Cu ²⁺	OH ⁻ S ²⁻	Синий осадок Черный осадок Окрашивание пламени в сине-зеленый цвет
Fe ²⁺	OH ⁻	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет
Fe ³⁺	OH ⁻	Осадок бурого цвета
Zn ²⁺	OH ⁻ S ²⁻	Белый осадок, при избытке OH ⁻ растворяется Белый осадок
Al ³⁺	OH ⁻	Белый желеобразный осадок, который при избытке OH ⁻ растворяется
NH ₄ ⁺	OH ⁻	Запах аммиака
Ba ²⁺	SO ₄ ²⁻	Белый осадок Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca ²⁺	CO ₃ ²⁻	Белый осадок Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na ⁺		Цвет пламени желтый
K ⁺		Цвет пламени фиолетовый (через кобальтовое стекло)
Cl ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄ *	Белый осадок Выделение бесцветного газа с резким запахом (HCl)
Br ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄ *	Желтоватый осадок Выделение SO ₂ и Br ₂ (бурый цвет)
I ⁻	Ag ⁺ H ₂ SO ₄ *	Желтый осадок Выделение H ₂ S и I ₂ (фиолетовый цвет)
SO ₃ ²⁻	H ⁺	Выделение SO ₂ – газа с резким запахом, обесцвечивающего раствор фуксина и фиолетовых чернил

Продолжение

Определяемый ион	Реактив, содержащий ион	Результат реакции
CO ₃ ²⁻	H ⁺	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
CH ₃ COO ⁻	H ₂ SO ₄	Появление запаха уксусной кислоты
NO ₃ ⁻	H ₂ SO ₄ (конц.) и Cu	Выделение бурого газа
SO ₄ ²⁻	Ba ²⁺	Белый осадок
PO ₄ ³⁻	Ag ⁺	Желтый осадок
OH ⁻	Индикаторы	Изменение окраски индикаторов

* При определении галогенид-ионов с помощью серной кислоты используют твердую соль.

Реакции ионного обмена. Вам известно, что в водных растворах все электролиты в той или иной степени распадаются на ионы и реакции происходят между ионами. С условиями протекания таких реакций можно ознакомиться опытным путем.

Опыт 1. К раствору хлорида натрия приливают раствор нитрата серебра(I) или нитрата свинца(II). В результате реакции выпадает осадок.

Опыт 2. Раствор соляной кислоты приливают к раствору карбоната натрия. В результате реакции выделяется газ.

Опыт 3. К раствору азотной кислоты приливают раствор гидроксида калия. В результате реакции выделяется теплота.

Опыт 4. При смешивании растворов, например хлорида магния и сульфата натрия, никаких признаков химической реакции не наблюдается.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...многие видные ученые того времени не поняли и не признавали теории С. Аррениуса о возможности диссоциации веществ. Так, например, академик П.-Т. Клеве при защите диссертации С. Аррениуса воскликнул: «Это чистая фантазия! Возможно ли, чтобы калий самостоятельно существовал в растворе? Ведь любой ученик знает, что калий бурно реагирует с водой...» ...Однако идеи С. Аррениуса победили, и в 1903 г. ему была присуждена Нобелевская премия.

Существуют ли какие-нибудь закономерности в протекании таких реакций? Чтобы получить ответ на этот вопрос, запишем уравнения этих реакций (табл. 4) не только в молекулярном виде, как это мы делали до сих пор, но и в виде ионных и сокращенных ионных уравнений. Для ионных реакций выражение «в молекулярном виде», как и сама запись, является условным. При анализе приведенных в таблице 4 уравнений реакций выясняется, что реакции ионного обмена протекают до конца в следующих случаях: 1) *если выпадает осадок*; 2) *если выделяется газ*; 3) *если образуется малодиссоциирующее вещество*, например вода. Если в растворе нет таких ионов, которые могут связываться между собой, реакция обмена не протекает до конца, т. е. является обратимой. При составлении уравнений таких реакций, как и при составлении уравнений диссоциации слабых электролитов, ставится знак обратимости \rightleftharpoons (см. § 14).

Чтобы сделать вывод о протекании реакции ионного обмена до конца, надо использовать данные таблицы растворимости солей, оснований и кислот в воде (с. 180).

Так, например, чтобы составить уравнения всех возможных реакций, в которых участвуют хлорид магния и другие растворимые в воде вещества, рассуждают так:

1. Убеждаются, растворимо ли в воде взятое вещество, в данном случае хлорид магния $MgCl_2$.

2. Приходят к выводу, что хлорид магния $MgCl_2$ будет реагировать только с такими растворимыми в воде веществами, которые способны осадить либо ионы Mg^{2+} , либо хлорид-ионы Cl^- .

3. Ионы Mg^{2+} можно осадить: а) ионами OH^- , т. е. нужно подействовать любой щелочью, что приведет к образованию малорастворимого гидроксида магния $Mg(OH)_2$; б) при действии растворимыми в воде солями, содержащими один из следующих анионов: CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , S^{2-} . Для этого можно воспользоваться солями натрия, калия и аммония, содержащими указанные анионы, так как эти соли растворимы в воде.

4. Хлорид-ионы Cl^- можно осадить катионами Ag^+ и Pb^{2+} . Поэтому для проведения реакции нужно выбрать растворимые соли, содержащие эти катионы.

При составлении уравнений реакций ионного обмена, в которых образуются газообразные вещества, следует учесть, что анионы CO_3^{2-} , SO_3^{2-} и S^{2-} способны реагировать с кислотами с образованием соответствующего газа, например:



В свете представлений об электролитической диссоциации кислот, оснований и солей общие свойства этих веществ определяются наличием общих ионов, которые входят в их состав (см. табл. 1).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–5 (с. 22).

Таблица 4. Уравнения ионных реакций

Реагирующие вещества	Уравнение реакции		
	в молекулярном виде	полное ионное	сокращенное ионное
Хлорид натрия и нитрат свинца(II)	1. В результате реакции выпадает осадок: $2NaCl + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbCl_2 \downarrow + 2NaNO_3$	$2Na^+ + 2Cl^- + Pb^{2+} + 2NO_3^- \longrightarrow PbCl_2 \downarrow + 2Na^+ + 2NO_3^-$	$Pb^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow PbCl_2 \downarrow$
Карбонат натрия и соляная кислота	2. В результате реакции выделяется газ: $Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2CO_3$ $\begin{matrix} \longrightarrow CO_2 \uparrow \\ \longrightarrow H_2O \end{matrix}$	$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2O + CO_2 \uparrow$	$CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$
Гидроксид калия и азотная кислота	3. В результате реакции образуется малодиссоциирующее вещество: $KOH + HNO_3 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$	$K^+ + OH^- + H^+ + NO_3^- \longrightarrow K^+ + NO_3^- + H_2O$	$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$ (вода – малодиссоциирующее вещество)
Хлорид магния и сульфат натрия	4. Признаков реакции не наблюдается: $MgCl_2 + Na_2SO_4$	$Mg^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-}$	\nrightarrow

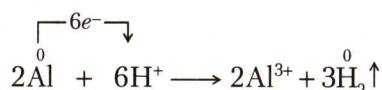
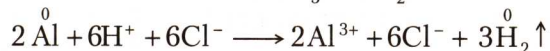
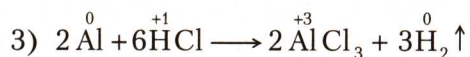
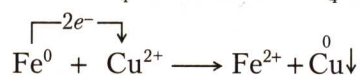
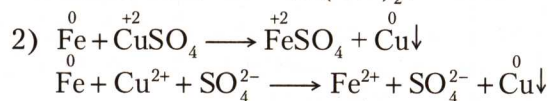
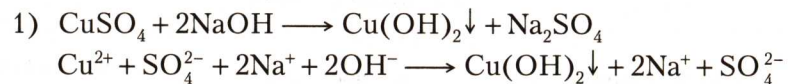
§ 5. Окислительно-восстановительные реакции

Повторите учебный материал об окислительно-восстановительных реакциях (8 класс, § 43).

Руководствуясь электронной теорией окислительно-восстановительных процессов, рассмотрим, чем отличаются реакции замещения от реакций ионного обмена.

Составим уравнения реакций сульфата меди(II) с гидроксидом натрия и железом, а алюминия – с соляной кислотой в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Над знаками химических элементов

проставим их степени окисления и стрелками покажем переход электронов:



По приведенным выше уравнениям реакций видно, что степень окисления изменяется во второй и третьей реакциях.

При записи степени окисления знак «+» или «-» ставят перед цифрой, а при обозначении зарядов ионов — после цифры.

В реакции между железом и сульфатом меди(II): а) атомы железа окисляются в ионы железа; б) ионы меди восстанавливаются в атомы меди; в) окислителями являются ионы меди, которые окисляют атомы железа, а сами восстанавливаются; г) восстановителями являются атомы железа, которые восстанавливают ионы меди, а сами окисляются.

В реакции между алюминием и соляной кислотой: а) атомы алюминия окисляются в ионы алюминия; б) ионы водорода восстанавливаются в атомы водорода, из которых образуются молекулы водорода; в) окислителями являются ионы водорода, которые окисляют атомы алюминия, а сами восстанавливаются; г) восстановителями являются атомы алюминия, которые восстанавливают ионы водорода, а сами окисляются.

Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления элементов, называют **окислительно-восстановительными**.

Следовательно, реакции замещения в отличие от реакций ионного обмена являются окислительно-восстановительными.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций следует учесть, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединенных окислителем.

В качестве примера рассмотрим реакцию соляной кислоты с перманганатом калия.

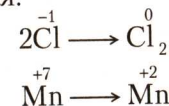
1. Пишем формулы реагирующих веществ, ставим стрелку, а за ней пишем формулы веществ, которые образуются при данной реакции:



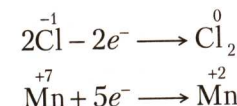
2. Проставляем степень окисления над знаками элементов, у которых она меняется:



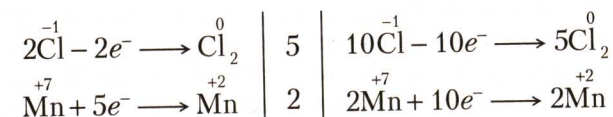
3. Выписываем химические знаки элементов, атомы или ионы которых меняют степень окисления:



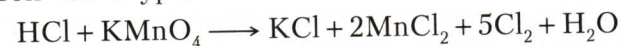
4. Находим, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы:



5. Находим наименьшее общее кратное чисел отданных и присоединенных электронов (их число должно быть одинаково):



6. Найденные коэффициенты ставим перед соответствующими формулами в правой части уравнения:



7. Соответственно найденным коэффициентам в правой части уравнения находим коэффициенты для формул всех остальных веществ:



8. Проверяем, соответствует ли число атомов всех элементов в левой части уравнения числу атомов в правой части уравнения.

Выполните упражнения 6–8 (с. 22).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...некоторые соли в водном растворе изменяют цвет индикаторов. Подумайте почему.

■ § 6. Гидролиз солей

Для понимания сущности гидролиза солей проанализируем отношение солей к воде в присутствии индикаторов (табл. 5). По изменению цвета индикатора можно сделать вывод, что некоторые соли реагируют с водой. Каким образом?

Таблица 5. Отношение солей к воде

Растворы солей	Цвет индикатора		
	Лакмус	Фенолфталеин	Метиловый оранжевый
Хлорид натрия	Не меняется	Не меняется	Не меняется
Хлорид алюминия	Становится красным	Не меняется	Становится розовым
Карбонат натрия	Становится синим	Становится малиновым	Становится желтым

Результаты опытов, представленные в таблице 6, дают ответ на поставленный выше вопрос. Процесс взаимодействия солей с водой получил название гидролиза (от греч. «гидро» — вода, «лизис» — разложение). Известно, что молекула воды хотя и незначительно, но все же диссоциирует на ионы H^+ и OH^- . С водой не реагируют соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, так как ионы таких солей не могут связываться с ионами H^+ и OH^- . С водой реагируют соли, образованные или слабым основанием и сильной кислотой, или сильным основанием и слабой кислотой. Это объясняется тем, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- .

Гидролиз соли — это взаимодействие ионов соли с водой с образованием малодиссоциирующих электролитов.

Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, в водном растворе не существуют, потому что они или выпадают в осадок, или разлагаются водой:



Гидролиз соли — это обратимая реакция. Гидролиз усиливается при нагревании и сильном разбавлении раствора.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 9–10. Решите задачи 1–3 (с. 22).

Таблица 6. Взаимодействие солей с водой

Соли, реагирующая с водой	Пояснения	Уравнение реакции		Вещества, которые образуются в результате гидролиза
		полное ионное	сокращенное ионное	
Хлорид натрия	Реакция не происходит, так как в растворе нет ионов, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- .	$Na^+ + Cl^- + H_2O \nrightarrow$	—	$AlOHC l_2$ — основная соль и HCl — хлороводородная, или соляная, кислота
Хлорид алюминия	Происходит гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием: гидроксид-ионы и ионы алюминия образуют устойчивые ионы $AlOH^{2+}$. Накопиваются ионы H^+ , поэтому среда становится кислой.	$Al^{3+} + 3Cl^- + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + 3Cl^- + H^+$ $Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$	$Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$	$NaHCO_3$ — кислая соль и $NaOH$ — гидроксид натрия
Карбонат натрия	Происходит гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием: ионы H^+ с ионами CO_3^{2-} образуют устойчивые ионы HCO_3^- . Накопятся ионы OH^- , поэтому среда становится щелочной.	$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2Na^+ + HCO_3^- + OH^-$ $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$	$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$	

6. Растворы солей

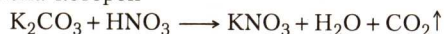
1. Реакция ионного обмена возможна между растворами веществ

- 1) Na_2CO_3 и HNO_3
- 2) CuCl_2 и NaNO_3
- 3) KCl и NaNO_3
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и KNO_3

2. Даны растворы, содержащие ионы Ag^+ , SO_4^{2-} , H^+ , Cl^- . С помощью каких реакций можно определить эти растворы? Напишите уравнения реакций.

3. Даны растворы: а) сульфата цинка и нитрата бария; б) сульфата меди(II) и гидроксида калия; в) сульфата цинка, хлорида магния и ортофосфата натрия; г) хлорида железа(III) и сульфата магния. При сливании каких растворов реакции обмена пойдут до конца и почему? Составьте уравнения этих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

4. Уравнение химической реакции, схема которой



можно изобразить в виде сокращенного ионного уравнения

- 1) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
- 3) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- 4) $\text{K}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

5. Даны схемы:

- а) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow$
- б) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \longrightarrow$
- в) $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \longrightarrow$

1. В раствор, содержащий 40 г сульфата меди(II), поместили железные опилки. Какие вещества образуются в результате реакции и какова их масса?

2. К 20 г раствора, содержащего 5% сульфата меди(II), добавили гидроксид натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном виде.

6. Даны уравнения реакций:

- а) $2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
- б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3$
- г) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- д) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{FeCl}_3$

Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными и почему? Укажите окислитель и восстановитель.

7. Даны уравнения реакций:

- а) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{ZnCl}_2$
- б) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

Проставьте над знаками соответствующих химических элементов степени окисления и покажите переход электронов.

8. Даны схемы уравнений реакций:

- а) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \dots$

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, пользуясь рекомендацией, приведенной на с. 19.

9*. Какие соли подвергаются гидролизу и почему? Объясните это на примерах нитрата цинка, сульфата калия и сульфида натрия.

10*. Напишите уравнения гидролиза солей: карбоната калия, хлорида меди(II), нитрата свинца(II), фосфата натрия.

3. Техническую соду, массовая доля примесей в которой составляет 10%, обработали соляной кислотой. При этом выделилось 4 моль оксида углерода(IV). Вычислите массу технической соды, вступившей в реакцию с кислотой.

Лабораторные опыты

1. Испытание веществ на электрическую проводимость

Испытание растворов веществ на электрическую проводимость. Используйте прибор (рис. 1) для наблюдения электрической проводимости веществ. (Электроды этого прибора должны быть изготовлены из металлических стержней, вставленных в резиновую пробку большого размера.)

Электроды прибора поочередно погружайте (предварительно их промыв в дистиллированной воде): а) в стакан с дистиллированной водой на глубину 0,5—1,0 см; б) в раствор, содержащий 0,1 массовых долей гидроксида натрия; в) в раствор, содержащий 0,1 массовых долей хлороводорода.

Испытание кристаллических веществ в сухом и расплавленном виде на электрическую проводимость. Сухие электроды прибора погружайте: а) в сухую соль (хлорид натрия); б) в фарфоровую чашку с кристаллическим гидроксидом натрия; в) в фарфоровую чашку с расплавленным гидроксидом натрия.

Испытание концентрированных и разбавленных растворов на электрическую проводимость. Электроды прибора погрузите в стакан:

- а) с безводной уксусной кислотой;
- б) с разбавленной уксусной кислотой.

Задания. 1. Почему дистиллированная вода, сухой хлорид натрия и кристаллический гидроксид натрия не проводят электрический ток, а растворы и расплавы этих веществ — проводят? 2. Почему безводная уксусная кислота не проводит электрический ток, а при разбавлении водой — проводит?

2. Реакции обмена между растворами электролитов

Реакции, идущие с образованием осадка. В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора сульфата меди(II), во вторую — столько же раствора хлорида кальция, а в третью — сульфата алюминия. В первую пробирку добавьте немного раствора гидроксида натрия, во вторую — раствор ортофосфата натрия, а в третью — раствор нитрата бария. Во всех пробирках образуются осадки.

Задание. Составьте уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Объясните, почему образовались осадки. Растворы каких еще веществ можно прилить в пробирки, чтобы выпали осадки? Составьте уравнения этих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Реакции, идущие с выделением газа. В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора сульфита натрия, во вторую — такой же объем раствора карбоната натрия. В каждую из них добавьте столько же серной кислоты. В первой пробирке выделяется газ с острым запахом, во второй — газ без запаха.

Задание. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Подумайте, какими еще кислотами можно было подействовать на данные растворы, чтобы получить аналогичные результаты. Составьте уравнения этих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующего вещества. В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора гидроксида натрия и добавьте две-три капли фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. Затем прилейте соляную или серную кислоту до обесцвечивания.

В другую пробирку налейте примерно 10 мл сульфата меди(II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется голубой осадок гидроксида меди(II). Прилейте в пробирку серную кислоту до растворения осадка.

Кислород и сера

Задание. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Поясните, почему в первой пробирке произошло обесцвечивание, а во второй — растворение осадка. Каким общим свойством обладают растворимые и нерастворимые основания?

Качественная реакция на хлорид-ион. В одну пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую — столько же раствора хлорида натрия, а в третью — раствор хлорида кальция. Во все пробирки добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра(I) AgNO_3 . Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

Задание. Напишите уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Подумайте, как можно отличить: а) соляную кислоту от других кислот; б) хлориды от других солей; в) растворы хлоридов от соляной кислоты. Почему вместо раствора нитрата серебра(I) можно также использовать раствор нитрата свинца(II)?

Практическая работа 1

Решение экспериментальных задач. 1. Налейте в пробирку 1—2 мл концентрированной серной кислоты и опустите в нее кусочек цинка. Составьте уравнение реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, покажите переход электронов и объясните, что в этой реакции является окислителем.

2. В шести пробирках дан раствор хлорида магния. В каждую из пробирок последовательно прилейте следующие растворы: а) гидроксида натрия; б) сульфата калия; в) карбоната натрия; г) нитрата цинка; д) ортофосфата калия; е) сульфида натрия. Составьте уравнения реакций, идущих до конца, в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

3. Даны растворы: а) карбоната калия и соляной кислоты; б) сульфида натрия и серной кислоты; в) хлорида цинка и азотной кислоты; г) сульфита натрия и серной кислоты; д) сульфата меди(II) и азотной кислоты. Слейте попарно эти растворы, немного нагрейте, осторожно понюхайте и определите, в каких случаях реакции идут до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

4. Осуществите реакции, схемы которых даны:

- а) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
- б) $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}$
- д) $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0$
- е) $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2 \uparrow$

5. Проведите реакции между следующими веществами: а) сероводородной и хлорной водой; б) раствором иодида калия и хлорной водой; в) соляной кислотой и алюминием; г) концентрированной серной кислотой и медью (при нагревании). Составьте уравнения реакций, покажите переход электронов. Что является окислителем и что — восстановителем?

6. Пользуясь растворами, находящимися на столе, получите: а) гидроксид железа(III); б) сульфид меди(II); в) оксид серы(IV); г) карбонат кальция. Составьте молекулярные, ионные и сокращенные ионные уравнения соответствующих реакций.

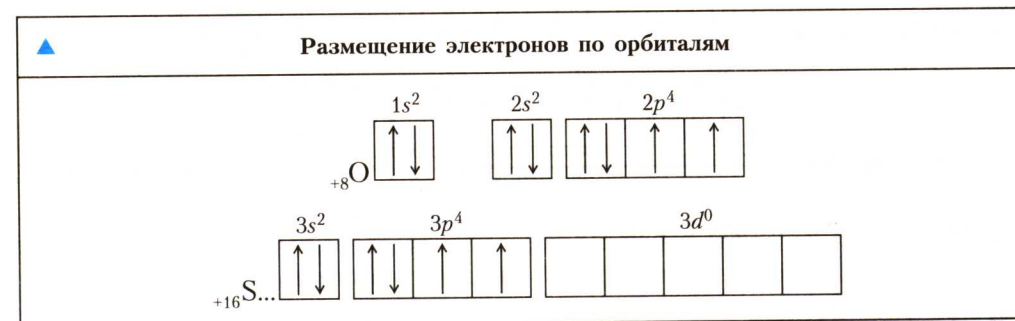
Повторите учебный материал (8 класс, § 36, 43).

§ 7. Положение кислорода и серы в периодической таблице химических элементов, строение их атомов

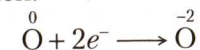
Схемы строения атомов кислорода и серы даны в таблице 7.

Таблица 7. Схемы строения атомов кислорода и серы

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	▲ Электронная формула
O	${}_{+8}\text{O } 2e^-, 6e^-$	$1s^2 2s^2 2p^4$
S	${}_{+16}\text{S } 2e^-, 8e^-, 6e^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



Кроме кислорода и серы, в VIA-группе имеется еще два сходных с ними элемента — селен Se и теллур Te. На наружном энергетическом уровне атомов всех этих элементов находится по шесть электронов. До устойчивого энергетического состояния атома, характерного для благородных газов, недостает двух электронов. Поэтому атомы этих элементов способны присоединять недостающие два электрона. По этой причине кислород является одним из сильных окислителей:



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...озон губителен для многих живых организмов, в том числе и болезнетворных, которые могут находиться в воде. Поэтому питьевую воду обрабатывают озоном (озонируют). Озонированная вода, в отличие от хлорированной, не имеет неприятного запаха и привкуса. Этот способ все шире внедряется в нашей стране для получения питьевой воды.

Кислород и озон — это аллотропные видоизменения одного и того же химического элемента — кислорода.

§ 9. Сера. Аллотропия. Физические свойства

В природе сера встречается как в свободном состоянии, так и в виде различных соединений. В свободном состоянии она обычно сопутствует другим горным породам. Такие месторождения имеются в Украине, Поволжье, Центральной Азии и в других местах.

Важнейшие природные соединения серы показаны на схеме 2.

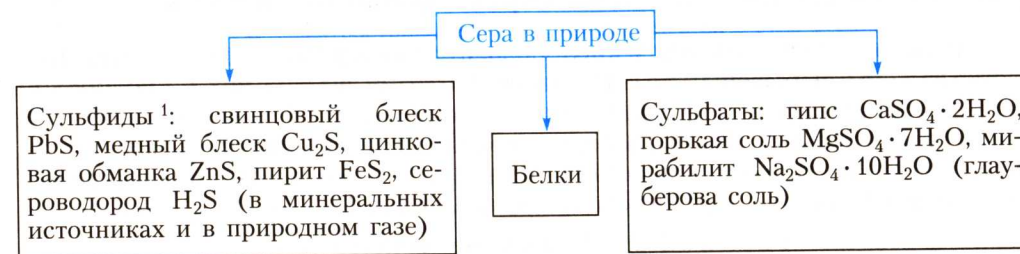
Для отделения серы в свободном состоянии от других горных пород пользуются ее легкоплавкостью. Так, например, если нагреть смесь песка с серой, то последняя легко расплавится. Песок осаждается, а расплавленную серу можно слить.

Сера — твердое кристаллическое вещество желтого цвета. Как и все неметаллы, она плохо проводит теплоту и не проводит электрический ток. Кусочки серы тонут в воде — ее плотность близка к 2, а порошок серы всплывает, так как не смачивается водой.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...верхний слой атмосферы (на высоте 15—30 км) содержит озон. Эту часть атмосферы называют *озоновым слоем*; он играет роль своеобразного щита для всего живого на Земле. Озон поглощает опасное ультрафиолетовое излучение Солнца.

В последние годы наблюдается уменьшение толщины озонового слоя. Появились области над поверхностью Земли, в которых содержание озона очень мало (озоновые дыры). Это волнует всех ученых. Международное сообщество предпринимает меры по ограничению выброса возможных разрушителей озона в атмосферу.



Подобно сере в измельченном состоянии водой не смачиваются многие природные соединения. Этим свойством пользуются для отделения сернистых руд от «пустой породы». Такой метод обогащения руд называют *флотацией* и широко используют на практике.

Сера в воде практически не растворяется. Хорошими растворителями для нее являются сероуглерод, толуол и некоторые другие вещества.

При температуре 112,8 °С сера плавится, превращаясь в легкоподвижную жидкость желтого цвета. При дальнейшем нагревании она темнеет и густеет. При температуре 444,6 °С она закипает. Если нагретую до кипения серу вылить в холодную воду, то образуется *пластическая сера*, которая легко растягивается подобно резине.

Вам уже известно, что элемент кислород образует два аллотропных видоизменения — кислород и озон. *Кристаллическая* и *пластическая сера* — это аллотропные видоизменения химического элемента серы.

Кристаллическая сера легко плавится: это свидетельствует о том, что ее кристаллическая решетка должна быть молекулярной. Рентгенографические и другие исследования подтверждают, что кристаллическая решетка серы действительно состоит из кольцевых молекул (рис. 8, а). При нагревании восьмичленные кольца молекул серы разрываются, превращаясь в длинные цепи (рис. 8, б), которые могут растягиваться и сокращаться. Это пластическая сера. (При составлении уравнений химических реакций допускается запись одноатомных молекул серы.)

Ответьте на вопросы 3—4 (с. 31).

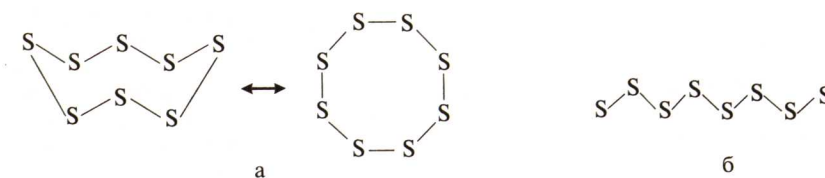


Рис. 8. Кристаллическая решетка серы, состоящая из восьмичленных колец молекулы серы (а); разрыв восьмичленных колец молекулы серы при нагревании и образование длинных цепей (б)

¹ Химической формулой обозначена основная составная часть руды.

§ 10. Химические свойства серы. Применение серы

В связи с бóльшим, чем у кислорода, атомным радиусом окислительные свойства серы выражены гораздо слабее. Поэтому в реакциях с кислородом сера — восстановитель и проявляет степени окисления +4 и +6 (см. табл. 8).

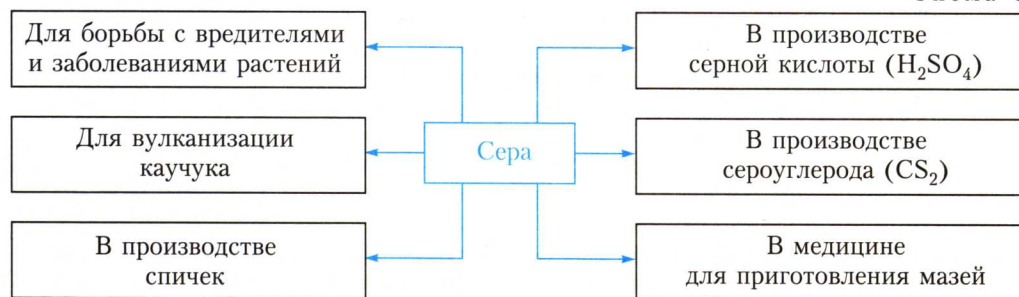
Окислительные свойства серы проявляются, например, в реакциях с металлами и водородом, а восстановительные — в реакциях с кислородом и галогенами (с иодом сера не соединяется) (табл. 9).

Таблица 9. Химические свойства серы

Окислительные свойства	Восстановительные свойства
<p>1. При нагревании сера реагирует почти со всеми металлами:</p> $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{6e^-} \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ 2\text{Al} + 3\text{S} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{S}_3 \\ \begin{array}{c} +3 \quad -2 \end{array} \end{array} \end{array}$ <p>2. С некоторыми металлами, например Na, K, Hg, сера взаимодействует даже без нагревания:</p> $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{2e^-} \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ 2\text{Na} + \text{S} \longrightarrow \text{Na}_2\text{S} \\ \begin{array}{c} +1 \quad -2 \end{array} \end{array} \end{array}$ <p>3. При пропускании паров серы в смеси с водородом через трубку, нагретую до 150–200 °С, образуется сероводород:</p> $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{2e^-} \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S} \\ \begin{array}{c} +1 \quad -2 \end{array} \end{array} \end{array}$	<p>1. На воздухе сера горит с образованием сернистого газа:</p> $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{4e^-} \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2 \\ \begin{array}{c} +4 \quad -2 \end{array} \end{array} \end{array}$ <p>2. При обычных условиях сера реагирует с фтором с образованием очень устойчивого соединения SF₆:</p> $\begin{array}{c} \overbrace{\quad}^{6e^-} \\ \begin{array}{c} 0 \quad 0 \\ \text{S} + 3\text{F}_2 \longrightarrow \text{SF}_6 \\ \begin{array}{c} +6 \quad -1 \\ \text{гексафторид} \\ \text{серы} \end{array} \end{array} \end{array}$

Сера в виде простого вещества находит широкое применение. Области применения серы показаны на схеме 3.

Схема 3



Выполните упражнения 5–6. Решите задачи 1–2 (с. 31).



1. Наибольшую электроотрицательность имеет химический элемент

- 1) кислород 3) теллур
2) селен 4) сера

2. Кислород проявляет положительную степень окисления в соединении

- 1) SO₃ 2) CaO 3) OF₂ 4) H₂O

3. Сравните свойства кислорода и озона, кристаллической и пластической серы. На основе этих примеров поясните сущность аллотропии.

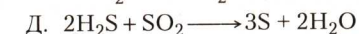
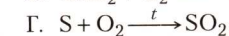
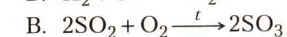
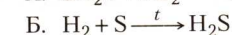
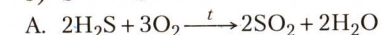
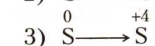
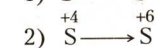
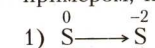
4. Перечислите природные соединения серы, напишите их химические формулы и определите в них степени окисления серы.

5. Составьте уравнения реакций, при которых из простых веществ образуются сложные вещества, формулы которых следующие: Li₂S, ZnS, SO₂, CS₂. Используя

● 1. Известно соединение, содержащее 0,27928 массовых долей, или 27,928%, фосфора и 0,72072 массовых долей, или 72,072%, серы. Найдите его простейшую формулу.

данные таблицы 8, поясните, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях.

6. Установите соответствие между приведенной схемой химической реакции и примером, иллюстрирующим ее.



1	2	3

2. При образовании 1 моль оксида серы(IV) из простых веществ выделяется 332,8 кДж. Сколько выделится теплоты при сгорании 1 г серы?

§ 11. Сероводород. Сульфиды

Сероводород — бесцветный газ, тяжелее воздуха, с неприятным запахом тухлых яиц. Сероводород очень ядовит. Уже 0,1% объема сероводорода в воздухе вызывает тяжелые отравления. Однако в малых количествах сероводород полезен: при некоторых заболеваниях в медицине используют сероводородные ванны.

Сероводород образуется при разложении без доступа воздуха многих природных органических веществ, содержится в вулканических газах, в воде минеральных источников (например, источников Мацесты и Пятигорска на Кавказе).

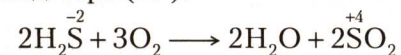
Все опыты с сероводородом нужно проводить в вытяжном шкафу!

Сероводород легко можно получить в лаборатории действием разбавленной серной кислоты на сульфид железа(II):

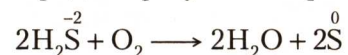


Эта реакция проводится в аппарате Киппа, который используют для получения водорода.

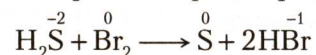
Сероводород горит на воздухе голубым пламенем, при этом образуется сернистый газ, или оксид серы(IV):



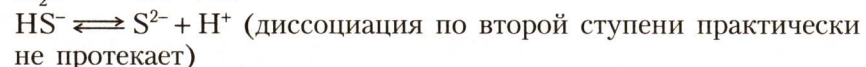
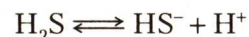
При недостатке кислорода образуются пары воды и сера:



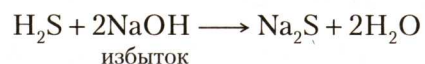
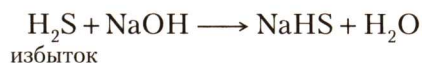
Сероводород обладает свойствами восстановителя. Если в пробирку с небольшим количеством сероводородной воды прилить бромную воду, то раствор обесцветится. На поверхности раствора появится сера:



Сероводород малорастворим в воде. При 20 °С в одном объеме воды растворяется 2,4 объема сероводорода (сравните: в одном объеме воды растворяется 500 объемов хлороводорода). Водный раствор сероводорода проявляет свойства слабой кислоты:



Сероводородная кислота вступает со щелочами в реакцию нейтрализации:

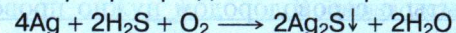


Средние соли сероводородной кислоты называют *сульфидами*, а кислые — *гидросульфидами*. В воде растворимы сульфиды щелочных металлов и большинство гидросульфидов.

Выполните упражнения 1, 2 (с. 34).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...изделия из серебра при длительном хранении чернеют:



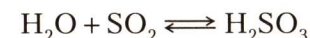
Потемневшим предметам можно вернуть блеск. Для этого в эмалированной посуде их кипятят с раствором соды и алюминиевой фольгой. Алюминий восстанавливает окисленное серебро до металла, а раствор соды удерживает ионы серы.

§ 12. Оксид серы(IV). Сернистая кислота

Повторите учебный материал (8 класс, § 30).

При горении серы на воздухе образуется *сернистый газ*, или оксид серы(IV) SO_2 . Это бесцветный газ с резким характерным запахом, более чем в 2 раза тяжелее воздуха, хорошо растворяется в воде, ядовит.

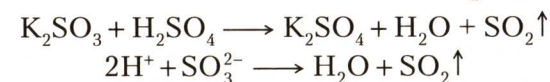
Сернистый газ обладает свойствами кислотного оксида. Если пропустить его через фиолетовый раствор лакмуса, раствор становится красным — образовалась кислота:



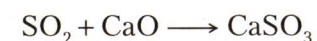
Знак обратимости (\rightleftharpoons) указывает, что эта реакция обратима.

Сернистая кислота — неустойчивое соединение, легко распадается на оксид серы(IV) и воду, поэтому существует только в водных растворах. Эта кислота средней силы. Она образует два ряда солей: средние — *сульфиты* (K_2SO_3), кислые — *гидросульфиты* (KHSO_3).

Качественной реакцией на сульфиты является взаимодействие соли с сильной кислотой, при этом выделяется газ (SO_2) с резким запахом:



Сернистый газ как кислотный оксид взаимодействует с щелочами и основными оксидами:



Сера, входящая в состав оксида серы(IV), имеет степень окисления +4. Это промежуточное значение степени окисления ($\overset{-2}{\text{S}}, \overset{0}{\text{S}}, \overset{+4}{\text{S}}, \overset{+6}{\text{S}}$).

Поэтому сернистый газ проявляет свойства и окислителя и восстановителя.

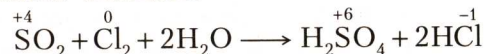
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...сернистый газ — это соединение, которое наносит большой вред окружающей среде. Попадая в атмосферу, сернистый газ реагирует с парами воды и кислородом воздуха, образуя кислый раствор, содержащий сернистую и серную кислоты. (Всего в атмосферу за год поступает около 150 млн т SO_2 !) Это причина так называемых кислотных дождей, которые губительно действуют на природу, здоровье человека, а также на произведения искусства, выполненные из известняка и мрамора.

Окислительные свойства:



Восстановительные свойства:



Сернистый газ обладает дезинфицирующими и отбеливающими свойствами. Его используют для окулировки овощехранилищ и складов с целью уничтожения микробов, а также для консервирования плодов и фруктов. Сернистый газ широко применяют для отбеливания бумаги, соломы, шерсти и шелка.

Выполните упражнения 3–5. Решите задачи 1, 2.

?

1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций полного и неполного сгорания сероводорода. Укажите окислитель и восстановитель.

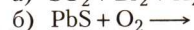
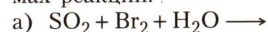
2. Запишите уравнение химической реакции сероводорода с раствором нитрата свинца(II) в сокращенном ионном виде. Отметьте признаки этой реакции.

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



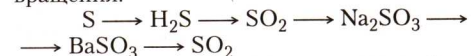
1. Сероводород пропустили через 200 г раствора сульфата меди(II) (массовая доля CuSO_4 равна 18%). Вычислите массу осадка, выпавшего в результате этой реакции.

4. Расставьте коэффициенты в схемах реакций:



Укажите окислитель и восстановитель.

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



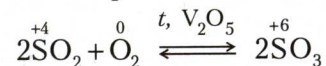
Уравнения реакций ионного обмена напишите в полном и сокращенном ионном виде.

2. Определите объем сероводорода (н. у.), образовавшегося при взаимодействии соляной кислоты с 2 кг сульфида железа(II), содержащего 10% примесей.

§ 13. Оксид серы(VI). Серная кислота

Повторите учебный материал (8 класс, § 32).

Для практических целей важное значение имеет другой кислотный оксид серы — оксид серы(VI) SO_3 . Его называют также *серным ангидридом*. Он образуется при окислении сернистого газа:



Оксид серы(VI) — бесцветная маслянистая жидкость, при длительном хранении превращается в твердое вещество, состоящее из длинных игольчатых кристаллов.

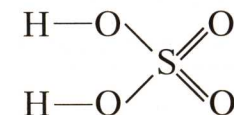
Температура плавления серного ангидрида около 17°C , температура кипения $44,7^\circ\text{C}$. Серный ангидрид жадно поглощает влагу, образуя серную кислоту:



Эта реакция экзотермическая и сопровождается выделением большого количества теплоты.

Серная кислота — один из основных продуктов химической промышленности. Ее очень широко используют (рис. 9).

Строение молекулы. Структурная формула серной кислоты следующая:

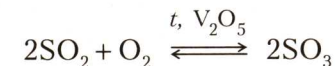


Получение. Серную кислоту в промышленности получают из серы или сульфидов металлов контактным способом.

Первая стадия:



Вторая стадия:



Третья стадия:



В промышленности для поглощения серного ангидрида используют не чистую воду, а концентрированную серную кислоту (97–98%). Если берут 100%-ную серную кислоту, то в ней растворяется оксид серы(VI) и образуется *олеум*.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...алхимикам удалось получить серную кислоту еще в X в. при прокаливании некоторых сульфатов (купоросов). Отсюда и произошло историческое название — купоросное масло. В XV в. алхимики научились получать серную кислоту сжиганием серы в смеси с селитрой.

...в заливе Кара-Богаз-Гол в воде содержится 30% глауберовой соли и при температуре $+5^\circ\text{C}$ эта соль выпадает в виде белого осадка, как снег, а с наступлением теплого времени соль снова растворяется. Так как в этом заливе глауберова соль то появляется, то исчезает, она была названа мирабилитом, что означает «удивительная соль».

Физические свойства. Серная кислота – бесцветная, тяжелая ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), нелетучая жидкость. При растворении ее в воде происходит очень сильное разогревание. Помните, что нельзя вливать воду в концентрированную серную кислоту!

Концентрированная серная кислота поглощает из воздуха водяные пары. В этом можно убедиться, если открытый сосуд с концентрированной серной кислотой уравновесить на весах: через некоторое время чашка с сосудом опустится.

Химические свойства. Разбавленная серная кислота обладает общими свойствами, характерными для всех кислот. Кроме того, серная кислота имеет специфические свойства (табл. 10).

Таблица 10. Химические свойства серной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. Водный раствор изменяет окраску индикаторов.</p> <p>2. Разбавленная серная кислота реагирует с металлами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$ <p>3. Реагирует с основными и амфотерными оксидами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{MgO} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{MgO} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ <p>4. Взаимодействует с основаниями:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ <p>Если кислота взята в избытке, то образуется кислая соль:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>5. Реагирует с солями, вытесняя из них другие кислоты:</p> $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \longrightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$	<p>1. Концентрированная серная кислота – сильный окислитель: при нагревании она реагирует почти со всеми металлами (исключение Au, Pt и некоторые другие). В этих реакциях в зависимости от активности металла и условий выделяются SO_2, H_2S, S, например:</p> $\overset{0}{\text{Cu}} + 2\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} (\text{конц.}) \xrightarrow{t} \overset{+2}{\text{CuSO}_4} + \overset{+4}{\text{SO}_2} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Концентрированная серная кислота энергично реагирует с водой с образованием гидратов:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + n\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} + Q$ <p>Концентрированная серная кислота отщепляет от органических веществ водород и кислород в виде воды, обугливая их.</p> <p>3. Качественной реакцией на серную кислоту и ее соли является взаимодействие с растворимыми солями бария:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ <p>Выпадает белый осадок, который не растворяется ни в воде, ни в концентрированной азотной кислоте.</p>

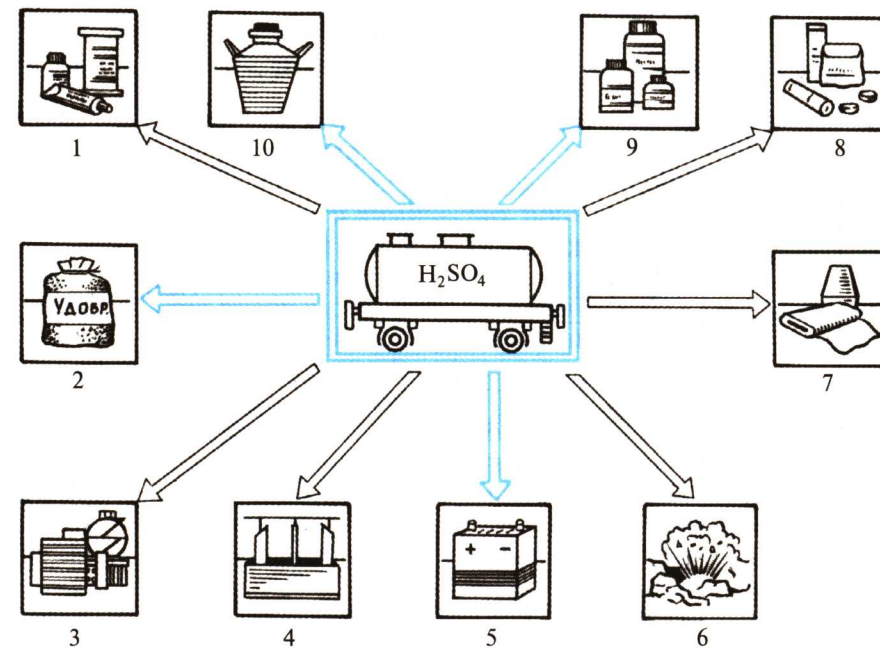
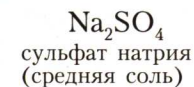


Рис. 9. Применение серной кислоты. Получение: 1 – красителей; 2 – минеральных удобрений; 3 – очистка нефтепродуктов; 4 – электролитическое получение меди; 5 – как электролит в аккумуляторах; получение: 6 – взрывчатых веществ; 7 – искусственного шелка; 8 – глюкозы; 9 – солей; 10 – кислот

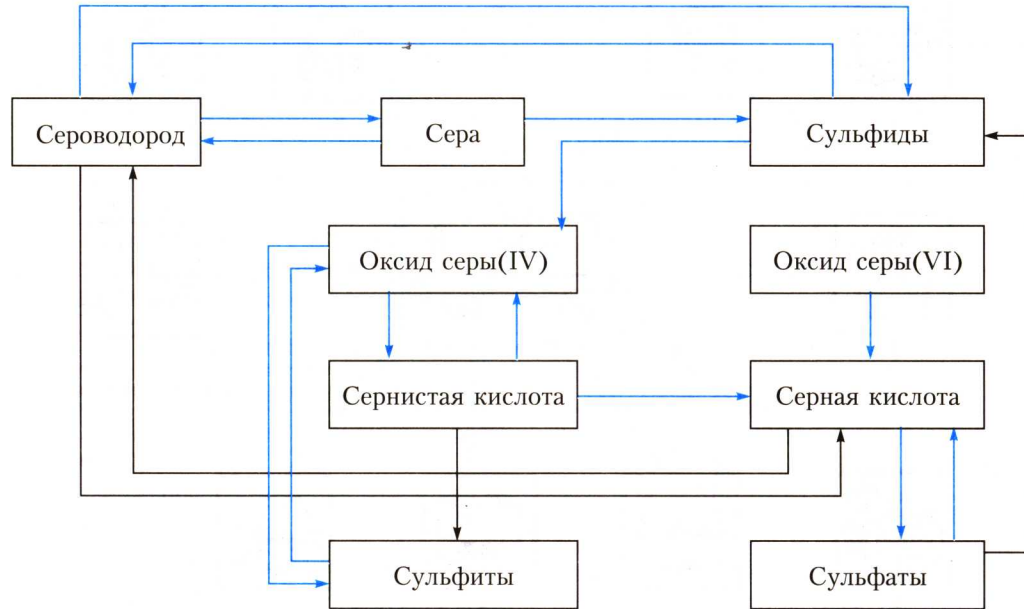
Применение. Благодаря ее свойствам (способность поглощать воду, окислительные свойства, нелетучесть) серную кислоту широко применяют (см. рис. 9).

Серная кислота образует два ряда солей – средние (*сульфаты*) и кислые (*гидросульфаты*):



Соли серной кислоты широко используют, например, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллогидрат сульфата натрия (глауберова соль) – применяют в производстве соды, стекла, в медицине и ветеринарии. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – кристаллогидрат сульфата кальция (природный гипс) – применяют для получения полуводного гипса, необходимого в строительстве, а в медицине – для накладывания гипсовых повязок. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – кристаллогидрат сульфата меди(II) (медный купорос) – используют для борьбы с вредителями и болезнями растений.

Схема 4



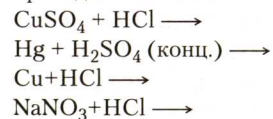
▲ **Генетическая связь** между серой и ее важнейшими соединениями показана на схеме 4.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–4. Решите задачи 1–2.

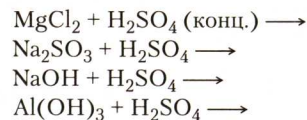
?

1. Концентрированная серная кислота при нагревании реагирует с ртутью и серебром, подобно тому как она реагирует с медью. Составьте уравнения этих реакций и укажите окислитель и восстановитель.

2. Составьте уравнения реакций, которые практически осуществимы, используя приведенные схемы:



● 1. Какой объем кислорода (н. у.) потребуется для сжигания: а) 3,4 кг сероводорода; б) 6500 м³ сероводорода?



При составлении уравнений реакций укажите условия их осуществления. В тех случаях, где это возможно, составьте уравнения в ионном и сокращенном ионном виде.

3. Назовите окислитель в реакциях: а) разбавленной серной кислоты с металлами; б) концентрированной серной кислоты с металлами.

4. Составьте уравнения реакций согласно схеме 4.

2. Какая масса раствора, содержащего 0,2 массовые доли серной кислоты, израсходуется на реакцию с 4,5 г алюминия?

§ 14. Скорость химических реакций и ее зависимость от условий протекания. Химическое равновесие

Понятие о скорости химических реакций. Вам известно, что некоторые химические реакции, например горение водорода в хлоре, протекают очень быстро, другие же, например ржавление железа, — медленно. Для повышения производительности химических производств необходимо создать условия, способствующие ускорению химических процессов. Чем быстрее будет протекать та или иная химическая реакция, тем больше в единицу времени образуется требуемого продукта. Некоторые химические реакции наносят вред (ржавление железа, порча пищевых продуктов). Скорость таких нежелательных реакций необходимо замедлить.

Что же такое скорость химических реакций и как она определяется и изменяется? Нетрудно понять, что скорость реакции должна определяться изменением концентрации прореагировавшего или образующегося вещества в единицу времени. Концентрацию вещества часто определяют как число молей в литре.

Допустим, что начальная концентрация оксида серы(IV) в реакции окисления его до оксида серы(VI) была 2 моль/л, а через 50 с стала 0,5 моль/л. В этом случае скорость данной реакции (v) равна:

$$v = (2 - 0,5) : 50 = 1,5 : 50 = 0,03 \text{ (моль/(л} \cdot \text{с))}$$

Это означает, что каждую секунду в 1 л газовой смеси 0,03 моль оксида серы(IV) превращается в оксид серы(VI).

Если первоначальную концентрацию вещества обозначить как c_1 , а концентрацию через некоторое время t как c_2 , то скорость реакции в общем виде можно выразить так:

$$v = (c_1 - c_2) : (t_2 - t_1), \text{ или } \Delta c : \Delta t,$$

где $\Delta c = c_1 - c_2$ и $\Delta t = t_2 - t_1$.

Следовательно,

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...катализатором может быть и вода. Чтобы в этом убедиться, готовят смесь, состоящую из 1–2 г кристаллического иода и 0,1–0,2 г порошкообразного алюминия, и помещают на керамическую пластинку. Из пипетки на смесь капают несколько капель воды. Происходит бурная химическая реакция.



**Бертолле
Клод Луи
(1748–1822)**

Французский химик, академик. Впервые разработал основные закономерности протекания химических реакций. Имеет ряд значительных работ по неорганической химии.

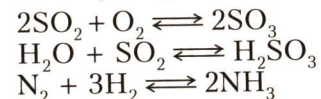
Зависимость скорости химических реакций от условий их протекания. Условия, определяющие скорость химических реакций, разъяснены в таблице 11.

Таблица 11. Условия, влияющие на скорость химических реакций

Условия	Примеры
1. Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ.	Металлы (калий, натрий) с одним и тем же веществом — водой — реагируют с различными скоростями.
2. Для веществ в растворенном состоянии и газов скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ.	Горение веществ в чистом кислороде происходит интенсивнее, чем в воздухе, где концентрация кислорода почти в пять раз меньше.
3. Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ.	Вещества железо и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании.
4. При повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза.	Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обыкновенной температуре (медленное окисление). При повышении температуры скорость окисления резко увеличивается и начинается бурная реакция (горение).
5. Скорость химических реакций зависит от присутствия некоторых веществ. Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называют <i>катализаторами</i> . Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называют <i>ингибиторами</i> .	Разложение бертоллетовой соли и пероксида водорода ускоряется в присутствии катализатора оксида марганца(IV), окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI) ускоряется оксидом ванадия(V). В присутствии ингибиторов серная кислота становится инертной по отношению к металлам, что используют при перевозке серной кислоты в стальных цистернах.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–3 (с. 42).

Химическое равновесие. Многие химические реакции при определенных условиях протекают одновременно в двух направлениях: как слева направо, так и справа налево. Например:



В таких реакциях вместо знака равенства ставят знак обратимости (\rightleftharpoons). Он означает, что в реакции одновременно протекают два процесса — прямой и обратный.

Химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном, — называют **обратимыми реакциями**.

В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале максимальная, а затем она уменьшается из-за того, что уменьшается концентрация исходных веществ. В то же время скорость обратной реакции, вначале минимальная, увеличивается по мере увеличения концентрации продуктов реакции. В какой-то момент времени скорости прямой и обратной реакций становятся равными: $v_1 = v_2$, т. е. в единицу времени образуется столько же молекул продуктов реакции, сколько их распадается на молекулы исходных веществ. Такое состояние называют химическим равновесием.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

Состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия реакции: концентрация, температура, давление. Как только условия изменяются, равновесие смещается в ту или иную сторону, т. е. химическое равновесие — динамический процесс. На производстве, где в результате обратимых реакций получают многие химические соединения, очень важно знать условия, при которых происходит смещение химического равновесия в сторону образования продуктов реакции. Смещение химического равновесия подчиняется общему правилу, известному под названием *принцип Ле Шателье*. Этот принцип вы будете подробно изучать в старших классах.

Принцип Ле Шателье: при изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие.

Другими словами, нагревание равновесной системы ведет к смещению равновесия в сторону эндотермического процесса; повышение давления

способствует процессу, идущему с уменьшением объема; увеличение концентрации одного из исходных веществ ведет к увеличению скорости прямой реакции, а увеличение концентрации продукта ведет к увеличению скорости обратной реакции.

Обращаем ваше внимание на то, что *катализаторы не влияют на смещение химического равновесия*. Они ускоряют как прямую, так и обратную реакции, т. е. способствуют более быстрому достижению равновесия.

Ответьте на вопросы 4–5.

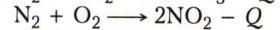
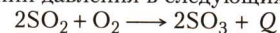
?

1. Что такое скорость химической реакции и как ее определяют?

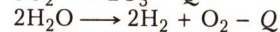
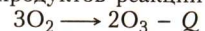
2. Приведите примеры реакций, увеличение или уменьшение скорости которых имеет положительное или отрицательное значение на производстве либо в быту. Дайте пояснения.

3. В таблице 11 (с. 40) указаны условия, влияющие на скорость химических реакций, и даны примеры. Назовите для каждого условия один-два дополнительных примера, составьте уравнения реакций и дайте обоснование их осуществления.

4. Определите, в каком направлении сместится равновесие: а) при увеличении концентрации одного из исходных веществ; б) при повышении температуры; в) при повышении давления в следующих реакциях:



5. В каком уравнении химической реакции понижение температуры повлияет на смещение химического равновесия в сторону продуктов реакции?



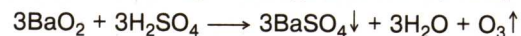
Лабораторные опыты

3. Получение и свойства озона

Получение озона. а) Пользуясь прибором, показанным на рисунке 7 (с. 27), получите озон. б) В одну пробирку насыпьте немного порошкообразного пероксида бария BaO_2 , а в другую налейте 2 мл концентрированной серной кислоты.

Обе пробирки охладите, опустив их в сосуд с холодной водой (или в охлаждающую смесь из снега и хлорида натрия). Затем влейте серную кислоту в пробирку с пероксидом бария, помешивая стеклянной палочкой и одновременно охлаждая.

Процесс можно выразить следующим уравнением реакции:



Свойства озона. В обоих опытах образовавшийся озон обнаруживают по характерному запаху. Озон можно также обнаружить, пользуясь его сильно выраженными окислительными свойствами. Для этого: а) смоченную в воде синюю или красную лакмусовую бумагу держите над пробиркой, из которой выделяется озон; б) кусочек фильтровальной бумаги, смоченный раствором иодида калия KI и крахмальным клейстером, поместите в струю озона.

Уравнение реакции озона с иодидом калия следующее:



Задания. 1. О каких свойствах озона свидетельствует обесцвечивание лакмусовой бумаги? 2. Почему в последнем опыте появилось синее окрашивание?

4. Ознакомление с образцами серы и ее природных соединений

Рассмотрите выданные вам образцы серы и ее природных соединений. В тетради сделайте запись по следующей схеме:

1. Название
2. Химическая формула
3. Агрегатное состояние
4. Цвет
5. Твердость

5. Распознавание сульфид- и сульфит-ионов в растворе

1. В пробирку с раствором сульфида натрия добавьте несколько капель нитрата меди(II) или нитрата свинца(II).

2. В пробирку с раствором сульфита натрия добавьте 1 мл раствора серной кислоты.

Задания. 1. Отметьте признаки проведенных вами химических реакций.

2. Составьте уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

6. Распознавание сульфат-ионов в растворе

В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфата натрия, в другую — столько же раствора сульфата цинка, а в третью — столько же разбавленного раствора серной кислоты. Во все пробирки поместите по грануле цинка, а затем добавьте несколько капель раствора хлорида бария или нитрата бария.

Задания. 1. Как можно отличить серную кислоту от ее солей? 2. Как отличить сульфаты от других солей? Составьте уравнения проделанных вами реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Практическая работа 2

Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»

Задача 1. Даны пробирки с растворами: а) сульфата натрия; б) хлорида натрия; в) серной кислоты. Опытным путем определите, в какой пробирке находится каждое из указанных веществ.

Задача 2. Дан раствор сульфата меди(II). Получите из него раствор хлорида меди(II).

Задача 3. Даны четыре пронумерованные пробирки, в которых находятся следующие соли калия: иодид, сульфат, хлорид, бромид. Определите при помощи характерных реакций каждое из данных веществ.

Задача 4. Проведите опыты по осуществлению следующих превращений:

а) цинк \rightarrow сульфат цинка \rightarrow гидроксид цинка

б) оксид меди(II) \rightarrow сульфат меди(II)

в) цинк \rightarrow хлорид цинка \rightarrow гидроксид цинка

Задача 5. Даны вещества: серная кислота, цинк, растворы нитрата стронция, хлорида натрия, хлорида кальция, хлорида меди(II). Проверьте опытным путем, с какими веществами реагирует серная кислота. Почему? Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Ответ мотивируйте.

Задача 6. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной и соляной кислот.

§ 15. Положение азота и фосфора в периодической таблице химических элементов, строение их атомов

Повторите учебный материал (8 класс, § 36).

Вы уже изучили важнейшие химические элементы главных подгрупп VII и VI групп (VIIA- и VIA-групп) периодической таблицы. Теперь перейдем к изучению элементов главной подгруппы V группы (VA-группы). К ним относятся азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Особенно большое значение из них имеют *азот* и *фосфор*. С этими элементами ознакомимся более подробно. Схемы строения их атомов даны в таблице 12.

Таблица 12. Схемы строения атомов азота и фосфора

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	▲ Электронная формула
N	${}_{+7}\text{N } 2e^-, 5e^-$	$1s^2 2s^2 2p^3$
P	${}_{+15}\text{P } 2e^-, 8e^-, 5e^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

▲ Размещение электронов по орбиталям			
${}_{+7}\text{N}$	$1s^2$ 	$2s^2$ 	$2p^3$
${}_{+15}\text{P}...$	$3s^2$ 	$3p^3$ 	$3d^0$

На последнем энергетическом уровне атомов азота, фосфора и других элементов этой подгруппы находится по пять электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для инертных элементов, недостает трех

электронов. Атомы этих элементов могут присоединить недостающие три электрона. Устойчивое состояние атом приобретает и при отдаче пяти электронов. Поэтому для элементов подгруппы азота характерны высшая положительная степень окисления +5, отрицательная степень окисления -3, оксиды с общей формулой R_2O_5 и водородные соединения с общей формулой RH_3 .

Наряду со сходством элементы VA-группы существенно отличаются друг от друга. Азот сравнительно легко образует соединение типа RH_3 , но его соединение типа R_2O_5 можно получить только косвенным путем. А высший оксид фосфора образуется при горении фосфора.

▲ Это отличие объясняется тем, что у атома фосфора (табл. 12) на последнем энергетическом уровне имеются свободные *d*-орбитали. Поэтому может произойти распаривание $3s^2$ -электронов и один из них может перескочить на $3d$ -орбиталь. В этом случае на третьем энергетическом уровне атома фосфора окажется пять неспаренных электронов, которые могут быть отданы или смещены в сторону более электроотрицательного элемента, например кислорода, с образованием оксида P_2O_5 . У атома азота (табл. 12) нет свободных орбиталей. Чтобы разъединить его $2s^2$ -электроны, один из них надо переместить на третий энергетический уровень. Однако для этого требуется большая затрата энергии.

Выполните упражнение 1 (с. 52).

§ 16. Азот. Физические и химические свойства азота

Повторите учебный материал (8 класс, § 41).

Строение молекулы. Молекула азота состоит из двух атомов, химическая формула N_2 , структурная формула $\text{N}\equiv\text{N}$, электронная формула



Согласно учению об образовании ковалентной химической связи путем перекрывания электронных облаков, в молекуле азота образуются одна σ -связь и две π -связи (рис. 10).

Нахождение в природе. Азот находится в воздухе в свободном виде (приблизительно 78% по объему). В небольших количествах азот в виде нитратов содержится в почве. Он является составной частью белковых веществ.

Получение. Для технических целей азот выделяют из воздуха на тех же установках, что и кис-

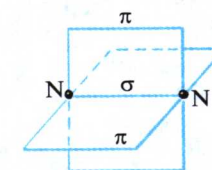
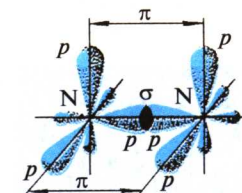
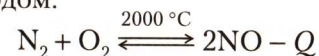


Рис. 10. Образование ковалентных связей в молекуле азота перекрыванием электронных облаков

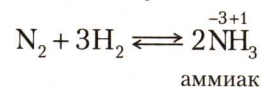
лород (8 класс, § 19). При испарении жидкого воздуха азот улетучивается первым ($t_{\text{кип}}$ азота -196°C , а $t_{\text{кип}}$ кислорода -183°C). Чистый азот получают при разложении некоторых его соединений.

Физические свойства. Азот — газ без цвета и запаха, немного легче воздуха. Растворимость его в воде незначительна (еще меньше, чем у кислорода). Азот в твердом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решетку, поэтому у него низкие температуры плавления и кипения.

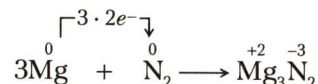
Химические свойства. При обычных условиях азот малоактивен. Это объясняется прочностью химических связей в его молекуле. При высоких температурах связи между атомами ослабевают и азот становится реакционноспособным. Так, например, при температуре электрической дуги азот реагирует с кислородом:



Такая же реакция происходит и при электрических разрядах в атмосфере во время грозы. При определенных условиях азот реагирует с водородом:



■ При повышенной температуре азот реагирует с некоторыми металлами, например:



Образующийся в этой реакции нитрид магния можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в молекуле аммиака атомами металла. Подобные соединения называют *нитридами*.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...впервые азот был открыт английским ученым Д. Резерфордом в 1772 г. Его свойства исследовали ученые К. Шееле, Г. Кавендиш, Дж. Пристли, А. Лавуазье.

...знаменитый ученый А. Лавуазье совместно с другими учеными в 1787 г. предложил термин *азот*, что в переводе с греческого означает «безжизненный». Но не прошло и полувека, как выяснилось, что «безжизненный» азот — это один из элементов жизни: он входит в состав белков и нуклеиновых кислот.

...в почве имеются и свободно живущие бактерии, способные усваивать атмосферный азот. Некоторые азотфиксирующие бактерии используют при производстве бактериальных удобрений.

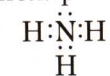
Применение. Азот в основном применяют для синтеза аммиака NH_3 , а последний — для производства азотной кислоты и других азотсодержащих соединений. Жидкий азот используют для создания инертной среды при проведении химических процессов. Жидкий азот применяют также в охлаждающих системах.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 2–5 (с. 52).

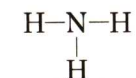
§ 17. Аммиак

Повторите учебный материал (8 класс, § 41).

Строение молекулы. Химическая формула аммиака NH_3 . Так как азот более электроотрицательный элемент, чем водород, то химическая связь в молекуле аммиака ковалентная полярная. Электронная формула аммиака:



структурная формула аммиака:



▲ Чтобы понять процесс образования химической связи в молекуле аммиака, следует составить схему размещения электронов в атоме азота по орбиталиям (см. табл. 12). В атоме азота имеется три неспаренных p -электрона, облака которых располагаются взаимно перпендикулярно. Перекрывание p -электронных облаков атома азота с s -электронными облаками атома водорода при образовании молекулы аммиака показано на рисунке 11.

Получение. Из курса биологии известно, что азот входит в состав белков, благодаря которым осуществляются важнейшие жизненные процессы во всех живых организмах. Однако непосредственно связывать атмосферный азот не могут ни животные, ни растения (за исключением бобовых, на корнях которых имеются клубеньки с азотобактериями, способными усваивать атмосферный азот). Большинство растений усваивает азот из его соединений (соли азотной кислоты, аммиачная вода, соли аммония), а животные — из растительной пищи.

Долгое время потребность сельскохозяйственных растений в связанном азоте восполнялась внесением в почву чилийской селитры (нитрата натрия), запасы которой ограничены. Поэтому перед учены-

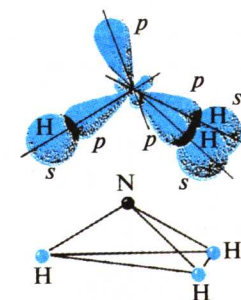


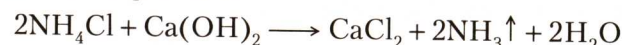
Рис. 11. Перекрывание p - и s -электронных облаков в молекуле аммиака

ми встала проблема найти экономически наиболее выгодный способ *промышленного* связывания атмосферного азота. Таким способом оказался синтез аммиака из азота и водорода:



Эта реакция обратима; она протекает при температуре примерно 300 °С, давлении 20–30 МПа и в присутствии катализатора — пористого железа.

В лаборатории аммиак получают при нагревании смеси солей аммония (см. § 18) со щелочами. Чаще всего для этих целей используют хлорид аммония NH_4Cl и гашеную известь (в избытке). Эти вещества тщательно смешивают, помещают в колбу и нагревают (рис. 12). Происходит реакция:



Физические свойства. Аммиак — бесцветный газ с характерным резким запахом, почти в два раза легче воздуха, очень хорошо растворим в воде. При обычных условиях в одном объеме воды растворяется около 700 объемов аммиака (рис. 13).

При повышенном давлении аммиак сжижается. Жидкий аммиак имеет большую теплоту испарения. Поэтому его применяют в холодильных устройствах.

Химические свойства. Аммиак — активное вещество. Реакции, в которых участвует аммиак, сопровождаются либо изменением степени окисления азота, либо образованием особого вида ковалентной связи (табл. 13).

При растворении аммиака в воде образуется *аммиачная вода*. В этом процессе небольшая часть его молекул реагирует с водой. В результате образуются ионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы OH^- .

▲ Механизм образования иона аммония аналогичен процессу образования иона гидроксония H_3O^+ (§ 2). Атом азота в молекуле аммиака имеет неподеленную электронную пару, а ион водорода — свободную *s*-орбиталь. При взаимодействии аммиака с ионом водорода атом азота является донором своей неподеленной элек-

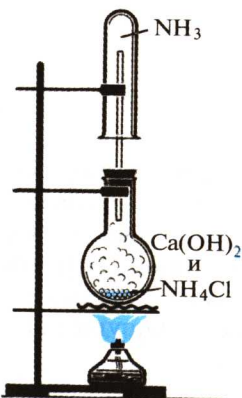


Рис. 12. Получение аммиака в лаборатории

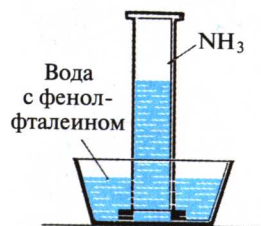
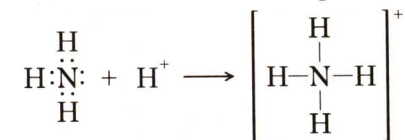


Рис. 13. Растворение аммиака в воде

тронной пары, а ион водорода — ее акцептором; так образуется четвертая ковалентная связь по *донорно-акцепторному механизму*.

Этот процесс схематически можно изобразить так:



Так как в ионе аммония четвертая связь не отличается от остальных трех, то их изображают одинаково.

В аммиаке и в ионе аммония степень окисления азота одинаковая и равна –3. Однако валентность азота в молекуле аммиака равна 3, а в ионе аммония — 4.

Основные химические свойства аммиака показаны в таблице 13.

Применение. Аммиак применяют для производства *азотной кислоты* и *азотных удобрений*. Его используют также для получения *аммиачной воды* (раствор аммиака в воде), которую применяют в сельском хозяйстве (в качестве удобрения), в медицине и в повседневной жизни. Так как небольшая

Таблица 13. Основные химические свойства аммиака

Реакции, связанные	
с изменением степени окисления азота	с образованием ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму
<p>1. Аммиак — непрочное соединение и при нагревании разлагается:</p> $2\text{NH}_3 \xrightleftharpoons{t} \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ <p>2. Аммиак горит в кислороде:</p> $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{l} 2\text{N} - 6e^- \longrightarrow \text{N}_2 \quad \quad 2 \\ \text{O}_2 + 4e^- \longrightarrow 2\text{O} \quad \quad 3 \end{array}$ <p>3. В присутствии катализатора (сплав платины и родия) аммиак окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота(II):</p> $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt, Rh}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $\begin{array}{l} \text{N} - 5e^- \longrightarrow \text{N} \quad \quad 4 \\ \text{O}_2 + 4e^- \longrightarrow 2\text{O} \quad \quad 5 \end{array}$	<p>1. Аммиак реагирует с водой:</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{N}: \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}:\text{N}:\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+ + \text{OH}^-$ <p>или $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$</p> <p>2. Аммиак реагирует с кислотами:</p> $\text{NH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">хлорид аммония</p> <p>С многоосновными кислотами аммиак реагирует двояко:</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$ <p style="text-align: center;">гидросульфат аммония</p> $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат аммония</p>

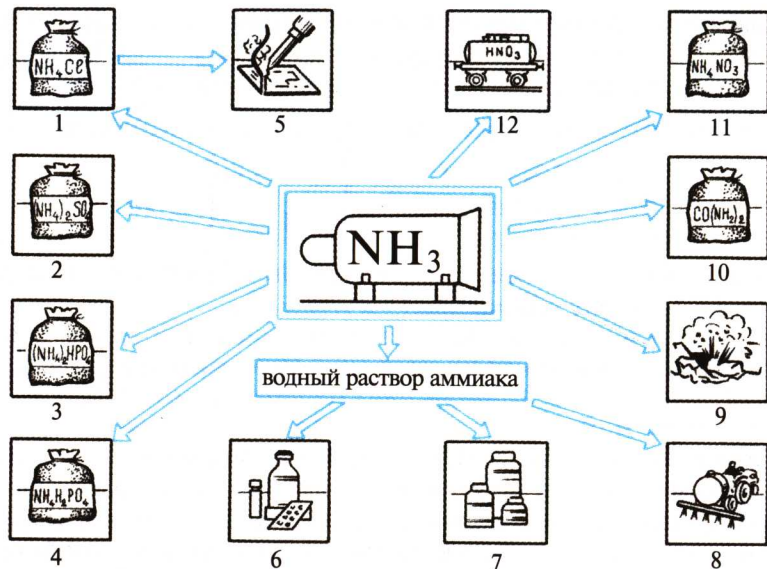


Рис. 14. Применение аммиака и солей аммония: 1–4, 8, 10, 11 – получение минеральных удобрений; 5 – для паяния; 6 – в медицине; 7 – в быту; получение: 9 – взрывчатых веществ; 12 – азотной кислоты

часть аммиака не только растворяется, но и реагирует с водой, то аммиачную воду иногда называют *гидроксидом аммония*, а в быту – *нашатырным спиртом*. Аммиачная вода обладает слабым щелочным действием, так как при взаимодействии аммиака с водой образуются гидроксид-ионы OH^- .

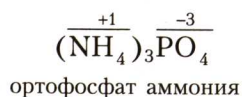
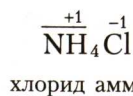
С применением аммиака можно ознакомиться по рисунку 14.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6–12 (с. 52).

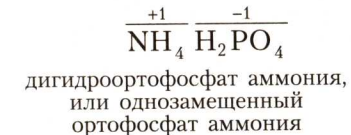
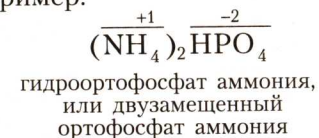
§ 18. Соли аммония

Соли аммония – это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония NH_4^+ , соединенные с кислотными остатками.

Примеры солей аммония:



Многоосновные кислоты могут образовывать также кислые соли аммония, например:



Получение. Соли аммония получают: 1) при взаимодействии аммиака с кислотами и 2) при нейтрализации аммиачной воды кислотами. В том и другом случае при избытке многоосновных кислот образуются кислые соли.

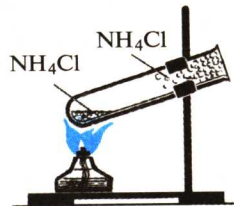
Физические свойства. Все соли аммония – твердые кристаллические вещества и, подобно солям щелочных металлов, хорошо растворимы в воде.

Химические свойства. Соли аммония обладают общими свойствами всех солей и некоторыми специфическими свойствами (табл. 14).

Применение солей аммония показано на рисунке 14.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 13–14. Решите задачи 1–2 (с. 52).

Таблица 14. Химические свойства солей аммония

Свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
<p>1. <i>Сильные электролиты</i>, в водном растворе диссоциируют на ионы:</p> $\text{NH}_4\text{NO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ <p>2. <i>Реагируют с кислотами:</i></p> $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ <p>3. <i>Реагируют с другими солями:</i></p> $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ <p>4. <i>Соли аммония подвергаются гидролизу (§ 6).</i></p>	<p>1. <i>При высокой температуре разлагаются:</i></p> $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl} \uparrow$ <p>При охлаждении NH_3 снова реагирует с хлороводородом, и на холодных стенках пробирки образуется NH_4Cl:</p>  <p>Разложение хлорида аммония</p> <p>2. <i>Реагируют со щелочами:</i></p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эту реакцию используют для распознавания солей аммония. Над пробиркой, в которой происходит реакция, держат смоченную водой красную лакмусовую бумагу – она синее.</p>

?

1. На основе представлений о строении атомов поясните: а) в чем проявляется сходство элементов азота и фосфора; б) чем эти элементы отличаются один от другого.

2. Каково строение молекулы азота? Изобразите электронную формулу молекулы азота.

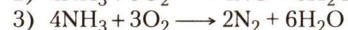
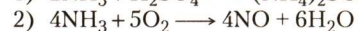
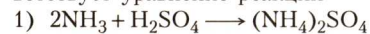
3. Составьте уравнения химических реакций, характеризующих химические свойства азота.

4. В одном цилиндре находится азот, в другом — кислород, а в третьем — оксид углерода(IV). Как различить эти газы?

5. В некоторых горючих газах содержится в виде примеси свободный азот. Может ли при сгорании таких газов в обычных газовых плитах образоваться оксид азота(II)? Почему?

6. Напишите четыре уравнения химических реакций, в результате которых образуется аммиак.

7. Схеме превращения $\overset{-3}{\text{N}} \rightarrow \overset{0}{\text{N}}$ соответствует уравнение реакции



Соли	Химические свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
NH_4Cl $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$		

1. 10,7 г хлорида аммония смешали с гидроксидом кальция и смесь нагрели. Какой газ и сколько его по массе и объему выделилось (н. у.)?

8. При пропускании аммиака через трубку с накалившимся оксидом меди(II) образуется металлическая медь. Напишите уравнение этой реакции и подчеркните окислитель одной чертой, а восстановитель двумя. Покажите переход электронов.

9. Почему аммиак с кислотами реагирует энергичнее, чем с водой? Какова сущность этих химических реакций?

10. Поясните, какие химические свойства аммиака используют при получении продуктов, указанных на рисунке 14.

11. Раствор аммиака в воде называют аммиачной водой и гидроксидом аммония. Обоснуйте эти названия.

12. Составьте уравнения реакций, при которых образуются: а) дигидроортофосфат аммония; б) гидроортофосфат аммония и в) ортофосфат аммония.

13. Гидрокарбонат аммония иногда применяют при выпечке кондитерских изделий. Какие свойства гидрокарбоната аммония при этом используют?

14. Начертите в тетради таблицу и в соответствующих графах запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, поясняющих характерные химические свойства солей, формулы которых даны в таблице.

2. Какой объем и какая масса аммиака потребуются для получения 5 т нитрата аммония?

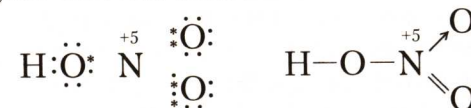
§ 19. Азотная кислота

Повторите учебный материал (8 класс, § 32).

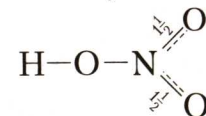
▲ **Строение молекулы.** Согласно учению о ковалентной связи электронной и структурную формулы азотной кислоты следовало бы изобразить так:



При таком изображении вокруг атома азота оказывается вместо устойчивого восьмиелектронного слоя десятиэлектронный слой (пять электронов атома азота, обозначенных звездочками, и пять электронов атомов кислорода, обозначенных точками). Но вокруг атомов элементов 2-го периода могут разместиться только восемь электронов, так как *d*-орбиталей у них нет. Это противоречие устраняется, если допустить, что между атомом азота и одним из атомов кислорода существует связь, которая образуется по донорно-акцепторному механизму (с. 9). Учитывая это, электронную и структурную формулы азотной кислоты можно было бы изобразить так:

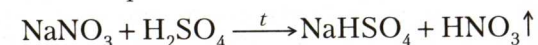


Однако опытным путем доказано, что в молекуле азотной кислоты между атомом азота и двумя атомами кислорода химические связи совершенно одинаковые, т. е. нет двойных и одинарных связей. Поэтому строение молекулы азотной кислоты следует изобразить так:



Пунктирные линии обозначают, что двойная связь распределена между двумя атомами кислорода. Степень окисления азота в молекуле азотной кислоты равна +5, так как от атома азота в сторону атомов кислорода смещено пять электронов. Валентность же азота равна четырем, так как имеют четыре общие электронные пары.

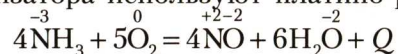
Получение. В лаборатории азотную кислоту получают действием концентрированной серной кислоты на кристаллический нитрат натрия или калия при небольшом нагревании:



При более сильном нагревании образуется сульфат натрия, но в этих условиях азотная кислота разлагается.

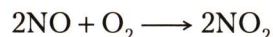
В промышленности азотную кислоту получают окислением аммиака кислородом воздуха в присутствии катализатора.

В качестве катализатора используют платино-родиевые сетки:



Так как эта реакция экзотермическая, то необходимая температура поддерживается за счет выделяемой теплоты.

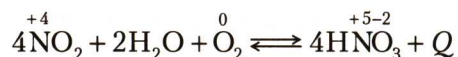
Окисление оксида азота(II) до оксида азота(IV) происходит при обычной температуре:



Далее реакция протекает так:



При избытке кислорода реакция протекает без выделения оксида азота(II):

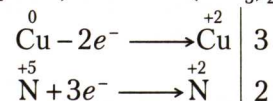
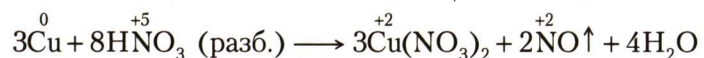
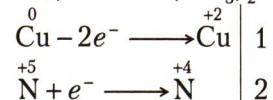
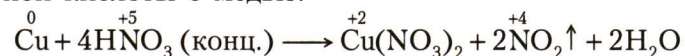


Реакция оксида азота(IV) с водой экзотермическая и обратима. Это объясняется тем, что азотная кислота при нагревании разлагается. Чтобы сместить равновесие вправо, увеличивают давление.

Физические свойства. Чистая азотная кислота — бесцветная дымящаяся жидкость с резким раздражающим запахом. Концентрированная азотная кислота обычно окрашена в желтый цвет. Такой цвет придает ей оксид азота(IV), который образуется вследствие частичного разложения азотной кислоты и растворяется в ней.

Химические свойства азотной кислоты представлены в таблице 15.



Весьма характерными являются реакции концентрированной и разбавленной азотной кислоты с медью:



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...азотная кислота была упомянута арабским химиком Джабиром ибн Хайяном (Гебером) в VIII в. в его трудах, а для производственных целей ее стали получать в XV в.

Таблица 15. Химические свойства азотной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. Вследствие почти полной диссоциации</p> $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ <p>азотная кислота является сильной кислотой (аналогично соляной и серной).</p> <p>2. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Реагирует с основаниями:</p> $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>4. Реагирует с солями более слабых и более летучих кислот (см. ряд вытесняемости кислот — 8 класс, § 32):</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \longrightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	<p>1. При нагревании и под действием света концентрированная азотная кислота разлагается:</p> $4\text{HNO}_3 \xrightarrow[t, \text{свет}]{} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ <p>Вследствие этого азотная кислота является <i>сильным окислителем</i>: а) тлеющая лучинка в нагретой концентрированной азотной кислоте загорается; б) скипидар и древесные опилки в концентрированной азотной кислоте воспламеняются:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;">  <p>Воспламенение тлеющей лучинки в нагретой концентрированной азотной кислоте</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Воспламенение скипидара в концентрированной азотной кислоте</p> </div> </div> <p>2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с белками образуются вещества ярко-желтого цвета. Поэтому если на кожу попадает азотная кислота, то появляются желтые пятна.</p> <p>3. Азотная кислота по-разному реагирует с металлами. В этих реакциях в зависимости от концентрации кислоты и восстановительной способности металла выделяются различные оксиды азота, иногда азот и даже аммиак.</p>

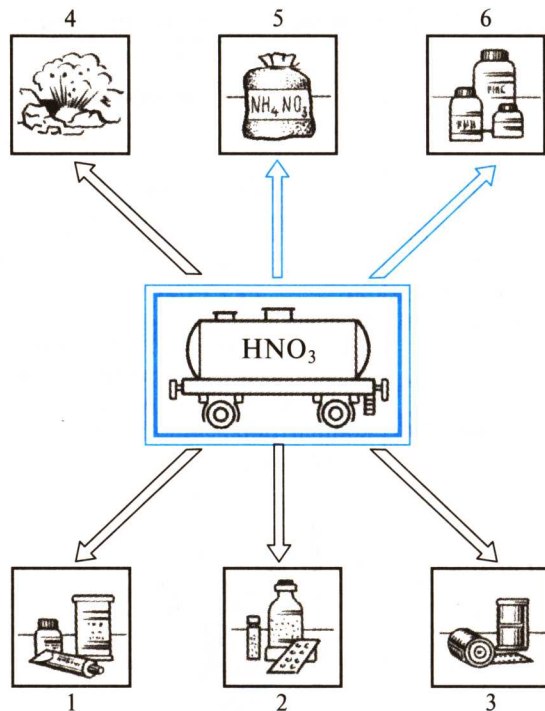


Рис. 15. Применение азотной кислоты для получения: 1 — красителей; 2 — лекарств; 3 — фотопленки; 4 — взрывчатых веществ; 5, 6 — минеральных удобрений

Азотная кислота реагирует с серебром и ртутью так же, как с медью. Золото, платина, осмий, иридий и некоторые другие металлы с азотной кислотой не реагируют ни при каких условиях.

При работе с концентрированной азотной кислотой нужно соблюдать крайнюю осторожность: не допускать ее попадания на кожу и одежду!

Применение азотной кислоты показано на рисунке 15.

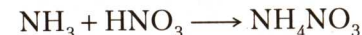
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–7 (с. 59). Решите задачи 1–2 (с. 60).

§ 20. Соли азотной кислоты

Соли азотной кислоты называют *нитратами*. Нитраты щелочных металлов, кальция и аммония имеют еще название *селитры*, например: NH_4NO_3 — аммиачная селитра, NaNO_3 — натриевая селитра.

Получение. Нитраты образуются при взаимодействии: 1) металлов, основных оксидов, оснований, аммиака и некоторых солей с азотной кислотой; 2) оксида азота(IV) со щелочами.

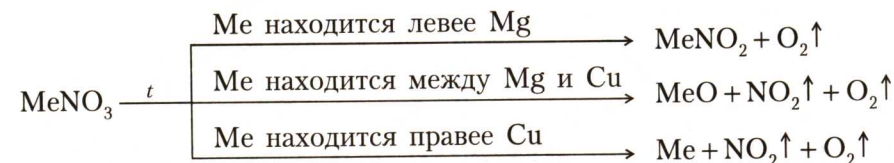
В технике нитраты (селитры) главным образом получают в результате взаимодействия азотной кислоты или оксида азота(IV) с карбонатами щелочных и щелочно-земельных металлов. Нитрат аммония образуется при реакции азотной кислоты с аммиаком:



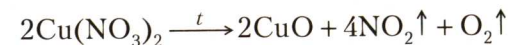
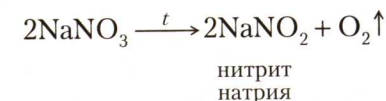
Физические свойства. Все нитраты — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Химические свойства. Подобно азотной кислоте, нитраты при нагревании разлагаются с выделением кислорода. Если бросить в расплавленную селитру кусочек раскаленного угля, то последний ярко вспыхивает и сгорает (рис. 16).

В зависимости от химической активности металла, входящего в состав соли, разложение нитратов происходит по-разному. Если обозначить атом одно- или двухвалентного металла буквами Me, то процесс разложения нитратов при нагревании с учетом ряда стандартных электродных потенциалов металлов («вытеснительного ряда») можно изобразить так:



Примеры:



Нитрат аммония разлагается с образованием оксида азота(I) и воды:

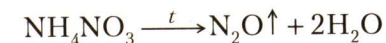
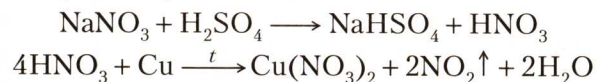


Рис. 16. Сгорание раскаленного угля в расплавленном нитрате натрия

Азотная кислота и ее соли содержат нитрат-ионы NO_3^- . Для качественного определения нитрат-ионов NO_3^- в пробирку помещают немного исследуемого вещества, добавляют медных стружек, приливают концентрированную серную кислоту и нагревают:



Выделение газообразного оксида азота(IV) NO_2 бурого цвета свидетельствует о наличии нитрат-ионов NO_3^- .

Применение. Нитраты используют в основном как удобрения.

Круговорот азота в природе. При гниении и горении органических веществ часть связанного азота освобождается и уходит в атмосферу. Однако в естественных условиях содержание связанного азота в почве не уменьшается. Масса свободного азота в атмосфере также не увеличивается.

Чем это можно объяснить?

Оказывается, существуют бактерии, как свободно живущие в почве, так и поселяющиеся на корнях бобовых растений, которые усваивают атмосферный азот, переводя его в состав органических соединений. Небольшие количества атмосферного азота связываются при грозовых разрядах: образуется оксид азота(II), а из него — оксид азота(IV). При реакции последнего с водой получается азотная кислота, которая превращается в почве в ни-

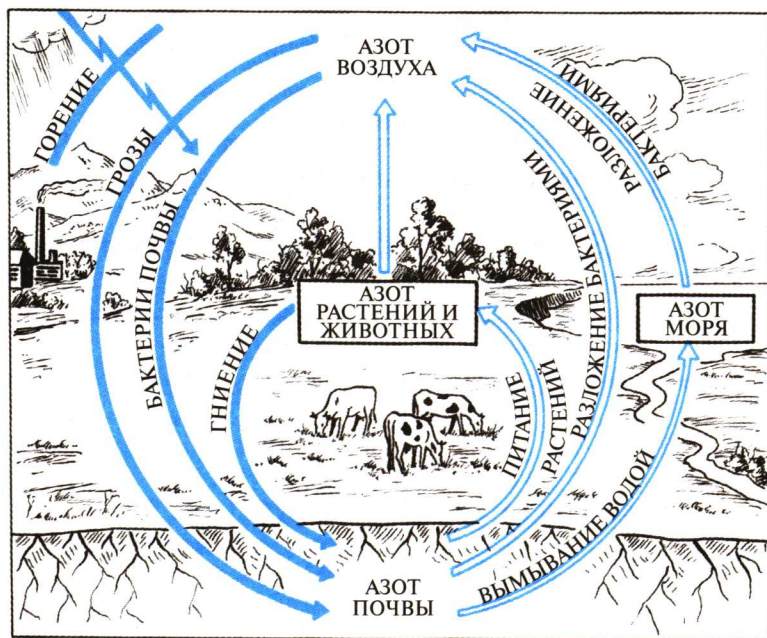


Рис. 17. Круговорот азота в природе

Французский ученый, академик. Его основные научные работы посвящены изучению круговорота веществ в природе. Он установил, что все растения извлекают азот из почвы, а бобовые обогащают почву азотом.

**Буссенго
Жан Батист
(1802—1887)**



тры. В результате этих процессов происходит непрерывный круговорот азота в природе. Наглядно это показано на рисунке 17. При уборке урожая с полей выносится значительная часть азота. Внесением удобрений, содержащих азот, восполняют эту убыль.

Выполните упражнения 8—9. Решите задачу 3 (с. 60).

?

1. При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с некоторыми металлами (Mg, Zn) может выделиться оксид азота(I) или азот. Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

2. В почве, удобренной навозом, образуется карбонат аммония, а во время грозы — нитрат аммония. Чем это объясняется? Напишите уравнения реакций.

3. Составьте уравнения реакций, при помощи которых из аммиака получают азотную кислоту.

4. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

- 1) $\text{HNO}_3 \longrightarrow$
 - 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow$
 - 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \longrightarrow$
 - 4) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \longrightarrow$
- А. $\text{NH}_3 \uparrow + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 Б. $\text{HNO}_3 + \text{ZnSO}_4$
 В. $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
 Г. $\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 Д. $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{KNO}_3$

1	2	3	4

5. Напишите в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде уравнения реакций, с помощью которых можно различить соляную, серную и азотную кислоты.

6. Приведите уравнения реакций: а) характерные только для азотной кислоты; б) общие для азотной и других кислот.

7. Напишите уравнения реакций, протекающих между серебром и разбавленной, а также концентрированной азотной кислотой. Покажите переход электронов и подчеркните окислитель одной чертой, а восстановитель двумя.

8. В двух пробирках находятся различные нитраты белого цвета. При нагревании одной соли выделяется бесцветный газ, в котором тлеющая лучинка вспыхивает. При нагревании другой соли выделяется газ бурого цвета. Какие это нитраты? Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

9. При грозовых разрядах в почве иногда может образоваться нитрат кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

1. Какой объем аммиака (н. у.) требуется для получения 50 г раствора с массовой долей азотной кислоты 0,5?

2. К 300 г раствора, содержащего 0,1 массовых долей гидроксида калия, прилили азотной кислоты. Сколько граммов соли образовалось?

3. Вычислите массовую долю (в процентах) азотной кислоты, если в результате проведения химической реакции между 200 г раствора этой кислоты и карбонатом магния было получено 11,2 л (н. у.) оксида углерода(IV).

§ 21. Фосфор

Повторите учебный материал (8 класс, § 42).

В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропных видоизменений: красный, белый и черный фосфор. Это объясняется тем, что атомы фосфора способны, взаимно соединяясь, образовывать кристаллические решетки различного типа. Так же, как и в молекуле азота, атомы фосфора образуют три ковалентные связи, но в отличие от него атомы фосфора попарно связаны только одной ковалентной связью. Оставшиеся две единицы валентности используются для присоединения третьего и четвертого атомов фосфора. В зависимости от того, как происходит присоединение третьего и четвертого атомов фосфора, образуется либо молекулярная, либо атомная кристаллическая решетка (рис. 18).

Фосфор в природе. Из-за большой химической активности фосфор в природе встречается только в соединениях. Важнейшие минералы, содержащие фосфор, — это фосфориты и апатиты, в состав которых входит ортофосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Крупнейшее месторождение апатитов находится на Кольском полуострове, в районе Хибинских гор. Залежи фосфори-

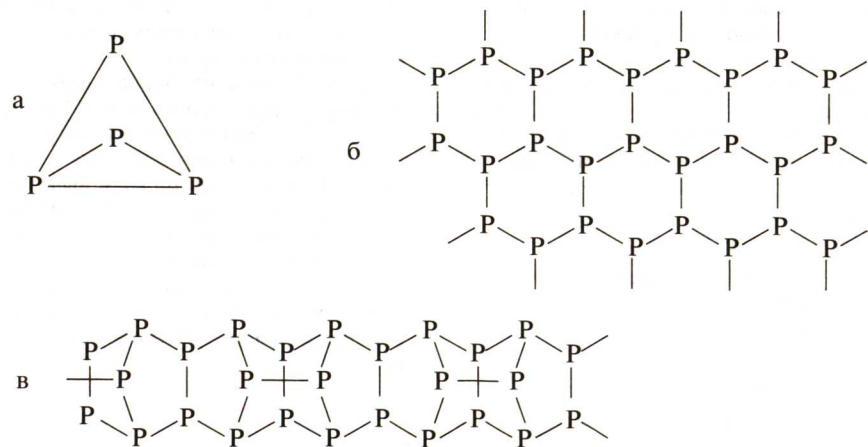


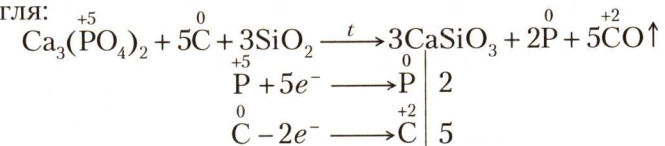
Рис. 18. Схема строения: а — молекулы белого фосфора; б — кристаллической решетки черного фосфора; в — кристаллической решетки красного фосфора

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в поисках философского камня, якобы способного превратить неблагородные металлы в золото, гамбургский алхимик Х. Бранд в 1669 г. при перегонке сухого остатка от выпаривания мочи впервые получил белый фосфор. Поначалу алхимик думал, что это искомым философский камень, так как полученное вещество в темноте испускало голубоватый свет.

тов находятся, например, в Московской, Калужской, Брянской областях. Фосфор входит в состав нуклеиновых кислот и некоторых других веществ, содержащихся в клетках растений, в нервных клетках и в костной ткани животных и человека. Особенно богаты фосфором клетки мозга.

Получение. Фосфор получают из фосфоритов и апатитов, нагревая их в электрической печи без доступа воздуха в присутствии оксида кремния(IV) и угля:



Пары фосфора конденсируются под водой, и при этом образуется белый фосфор, в узлах кристаллической решетки которого находятся молекулы P_4 .

Физические свойства. Аллотропные видоизменения фосфора резко различаются по физическим свойствам (табл. 16).

При высоком давлении белый и красный фосфор превращаются в черный, состоящий из слоев, образованных атомами этого элемента. Структура черного фосфора похожа на структуру графита, только слои атомов в черном фосфоре как бы гофрированы. Черный фосфор имеет едва заметный металлический блеск и является полупроводником; его плотность $2,85 \text{ г/см}^3$. Он с трудом вступает в химические реакции.

Химические свойства. При длительном нагревании белого фосфора без доступа воздуха он желтеет и постепенно превращается в красный фосфор. При нагревании красного фосфора в тех же условиях он превращается в пар, при конденсации которого образуется белый фосфор.

Белый фосфор отличается исключительной химической активностью. Он вступает в реакцию с кислородом уже при температуре $40 \text{ }^\circ\text{C}$ (воспламеняется), и образуется оксид фосфора(V):

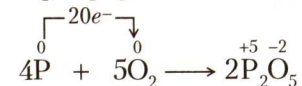


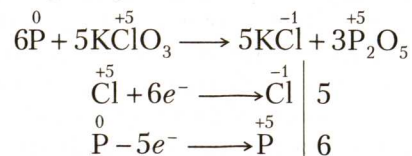
Таблица 16. Физические свойства фосфора

Характеристика вещества	Свойства фосфора	
	белого	красного
Физическое состояние	Кристаллическое вещество	Аморфное или кристаллическое вещество
Твердость	Небольшая — можно резать ножом (под водой)	—
Цвет	Бесцветный с желтоватым оттенком	Темно-красный
Запах	Чесночный	Без запаха
Плотность	1,8 г/см ³	2,3 г/см ³
Растворимость в воде	Не растворяется	Не растворяется
Растворимость в сероуглероде	Хорошо растворяется	Не растворяется
Температура плавления	44 °С	При сильном нагревании превращается в пары белого фосфора
Температура воспламенения	40 °С. В измельченном состоянии воспламеняется при обычной температуре	Примерно 260 °С
Свечение	В темноте светится	Не светится
Действие на организм	Сильный яд	Неядовит

Красный фосфор реагирует с кислородом аналогично, но реакция начинается только при температуре 260 °С.

Фосфор образует также соединение с водородом — *фосфин* PH₃. Это соединение по своей форме сходно с аммиаком, но гораздо менее прочное. Фосфор реагирует со многими металлами и образует *фосфиды*, например фосфид кальция Ca₃P₂.

■ **Применение.** Красный фосфор применяют в производстве спичек. Его вместе с тонко измельченным стеклом и клеем наносят на боковую поверхность коробка. При трении спичечной головки, в состав которой входят хлорат калия KClO₃ и сера, происходит воспламенение:



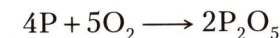
Белый фосфор в военное время использовали в зажигательных бомбах и для создания дымовых завес.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–4 (с. 70).

▲ § 22. Оксид фосфора(V). Ортофосфорная кислота. Ортофосфаты

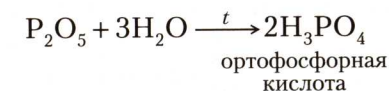
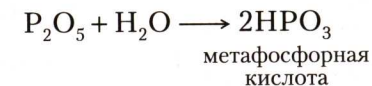
Химическую формулу *оксида фосфора(V)* обычно изображают в виде P₂O₅, но в действительности его состав более сложный и выражается формулой P₄O₁₀.

Оксид фосфора(V) образуется при сгорании фосфора в избытке воздуха:



Физические свойства. Оксид фосфора(V) — белый рыхлый порошок, чрезвычайно гигроскопичный. Поэтому его следует хранить в герметически закрытых сосудах.

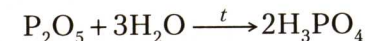
Химические свойства. Оксид фосфора(V) по химическим свойствам сходен с другими кислотными оксидами. В зависимости от температуры *реакции с водой протекают различно*:



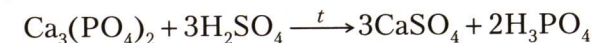
Применение. Оксид фосфора(V) широко используют в качестве водотнимающего средства, например для осушки газов.

Ортофосфорная кислота. Известно несколько кислот, содержащих фосфор. Важнейшая из них — ортофосфорная кислота H₃PO₄.

Получение. Ортофосфорную кислоту получают: 1) *взаимодействием оксида фосфора(V) с водой при нагревании*:



2) *взаимодействием природной соли — ортофосфата кальция — с серной кислотой при нагревании*:



Физические свойства. Ортофосфорная кислота — твердое кристаллическое вещество, бесцветное, хорошо растворимое в воде.

Химические свойства ортофосфорной кислоты представлены в таблице 17.

Применение. Ортофосфорную кислоту используют в основном для производства минеральных удобрений (см. § 23).

Ортофосфаты. Ортофосфорная кислота образует три ряда солей. Если обозначить атомы металлов буквами Me, то можно изобразить в общем виде состав ее солей (табл. 18).

Таблица 17. Химические свойства ортофосфорной кислоты

Свойства, общие с другими кислотами	Специфические свойства
<p>1. <i>Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов. Диссоциация происходит ступенчато:</i></p> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ <p>Легче всего идет диссоциация по первой ступени и труднее всего — по третьей.</p> <p>2. <i>Реагирует с металлами</i>, расположенными в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода:</p> $3\text{Mg} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2 \uparrow$ <p>3. <i>Реагирует с основными оксидами:</i></p> $3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>4. <i>Реагирует с основаниями и аммиаком</i>; если кислота взята в избытке, то образуются кислые соли:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>5. <i>Реагирует с солями слабых кислот:</i></p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow$ $\longrightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	<p>1. <i>При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:</i></p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">двухфосфорная кислота</p> $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} 2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">метафосфорная кислота</p> <p>2. <i>При действии раствора нитрата серебра(I) появляется желтый осадок:</i></p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{HNO}_3$ <p style="text-align: center;">желтый осадок</p> $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^-$ $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ <p>3. Ортофосфорная кислота <i>играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений</i>. Ее остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты АТФ. При разложении АТФ выделяется большое количество энергии (с АТФ вы подробнее ознакомьтесь в курсе общей биологии и органической химии).</p>

Таблица 18. Химические формулы ортофосфатов

Ортофосфаты, содержащие металлы		
одновалентные	двухвалентные	трехвалентные
Me_3PO_4 Me_2HPO_4 MeH_2PO_4	Ортофосфаты $\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2$ Гидроортофосфаты MeHPO_4 Дигидроортофосфаты $\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	MePO_4 $\text{Me}_2(\text{HPO}_4)_3$ $\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

Вместо иона одновалентного металла в состав ортофосфатов может входить ион аммония: $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ — ортофосфат аммония; $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — гидроортофосфат аммония; $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — дигидроортофосфат аммония.

Ортофосфаты и гидроортофосфаты кальция и аммония широко используют в качестве удобрений, ортофосфат и гидроортофосфат натрия — для осаждения из воды солей кальция.

Выполните упражнения 5 и 6. Решите задачи 1, 2 (с. 70).

§ 23. Минеральные удобрения

Установлено, что в состав растений входит около 70 элементов. Некоторые из них — макроэлементы — необходимы растениям в больших количествах; другие же — микроэлементы — требуются в незначительных количествах.

1. **Макроэлементы** — углерод, кислород, водород, азот, фосфор, сера, магний, калий, кальций.

2. **Микроэлементы** — железо, марганец, бор, медь, цинк, молибден, кобальт и др.

Три важнейших элемента — **азот N, фосфор P и калий K** — необходимы растениям в больших количествах. Поэтому удобрения, содержащие эти элементы, получают в промышленных масштабах.

Азот входит в состав белков и нуклеиновых кислот. При его недостатке задерживается образование зеленой массы, растения плохо растут, их листья становятся бледно-зелеными и даже желтеют. Азотные удобрения особенно нужны растениям в весенний период.

Фосфор содержится в нуклеиновых кислотах, которые находятся в ядрах клеток растений, животных и грибов, в цитоплазме бактерий. Фосфор особенно необходим при росте и развитии репродуктивных органов растений (цветки, плоды).

Калий ускоряет процесс фотосинтеза и содействует накоплению углеводов (сахара — в сахарной свекле, крахмала — в картофеле). У злаковых он способствует укреплению стебля и тем самым устраняет их полегание.

Железо, марганец, бор и другие микроэлементы играют определенную роль в жизни растений. Так, например, при наличии микроэлемента бора растения лучше усваивают азот, фосфор и калий. *Медь, марганец и цинк*

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...чилийская селитра (NaNO_3), привезенная на пароходе в 1825 г. из Южной Америки в Гамбург, не нашла покупателей и была выброшена в море.



Либих Юстус (1803—1873)

Немецкий химик, академик. Один из основателей агрохимии. В 1840 г. предложил теорию минерального питания растений. На основе многочисленных анализов он установил, что каждому растению необходимы для нормальной жизнедеятельности десять элементов: С, Н, О, N, Са, К, Р, S, Mg и Fe. Он также установил, что важнейшими из этих элементов являются три — N, К, Р.

ускоряют окислительно-восстановительные процессы и тем самым способствуют росту растений. Железо участвует в синтезе хлорофилла.

Указанные макро- и микроэлементы растения поглощают из почвенного раствора в виде ионов (NH_4^+ , NO_3^- , K^+ , H_2PO_4^- , Fe^{3+} , Cu^{2+} и др.).

Вещества, содержащие три важнейших питательных элемента N, P, K и способные в почвенном растворе диссоциировать на ионы, используют в качестве **минеральных удобрений**.

Многие минеральные удобрения (KCl , NaNO_3 , NH_4NO_3) содержат только один основной питательный элемент. Такие удобрения называют *простыми*. Более ценными являются такие минеральные удобрения, которые содержат два или все три основных питательных элемента. Такие удобрения называют *комплексными*. Умелое использование минеральных удобрений дает возможность выращивать высокие урожаи сельскохозяйственных растений. Но следует учитывать, что внесение избыточных доз минеральных удобрений, например нитратов, может привести к накоплению их в органах растений. Продукты, полученные из этих растений, непригодны для питания. Сведения о важнейших минеральных удобрениях даны в таблице 19.

Развитию сельского хозяйства содействует не только рост выпуска и улучшение качества минеральных удобрений, но и химизация всего сельскохозяйственного производства. Достигается это за счет агротехнически правильного использования минеральных удобрений, химических средств защиты растений, кормовых добавок и консервантов.

Генетическая связь между азотом и его важнейшими соединениями показана на схеме 5.

▲ **Генетическая связь** между фосфором и его важнейшими соединениями показана на схеме 6.

Ответьте на вопросы 7—11. Решите задачи 3, 4 (с. 70).

Таблица 19. Минеральные удобрения

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
1. Азотные удобрения			
Нитрат натрия (натриевая селитра)	NaNO_3 (15—16% N)	Белое или серое кристаллическое вещество с гигроскопическими свойствами (серый цвет придает примеси)	Получают при производстве азотной кислоты. Нитрозные газы (NO и NO_2), не поглощенные водой, пропускают через растворы соды: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NO}_2 \longrightarrow \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$ Нитрит натрия окисляется в нитрат натрия.
Нитрат калия (калийная селитра)	KNO_3 (12,5—13% N)	Белое кристаллическое вещество	Сравнительно небольшие залежи KNO_3 находятся в Средней Азии. В промышленности его получают так: $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \xrightleftharpoons{100^\circ\text{C}} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{KNO}_3$ Из-за меньшей растворимости NaCl равновесие удастся сместить вправо.
Нитрат аммония (аммиачная селитра)	NH_4NO_3 (15—16% N)	Белое кристаллическое, весьма гигроскопическое вещество	Получают при нейтрализации 48—60%-ной азотной кислоты аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$ Полученный раствор концентрируют и в специальных башнях производят кристаллизацию.
Сульфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (20,5—21% N)	Белый (из-за примесей серый или зеленоватый) кристаллический порошок, слабо гигроскопичен	Получают при взаимодействии аммиака с серной кислотой: $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
Карбамид	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (46% N)	Белое мелкокристаллическое, иногда зернистое гигроскопическое вещество	Получают при взаимодействии оксида углерода(IV) с аммиаком (при высоких давлениях и температуре): $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \longrightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Фосфорные удобрения			
Простой суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (до 20% P_2O_5)	Серый мелкозернистый порошок	Получают при взаимодействии фосфоритов или апатитов с серной кислотой: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
Двойной суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (40% P_2O_5)	Сходен с простым суперфосфатом	Производство осуществляют в две стадии: а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$ CaSO_4 оседает, и его отделяют фильтрованием: б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
3. Калийные удобрения			
Хлорид калия	KCl (52–60% K_2O)	Белое мелкокристаллическое вещество	Хлорид калия встречается в природе в виде минерала сильвинита ($\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$).
4. Комбинированные удобрения			
Дигидроортофосфат аммония	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (с примесями)	Белый (из-за примесей сероватый) кристаллический порошок	Получают при взаимодействии ортофосфорной кислоты с аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
Гидроортофосфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ с $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и другими примесями	Такой же, как дигидроортофосфат аммония	Получают аналогично дигидроортофосфату аммония: $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

Схема 5

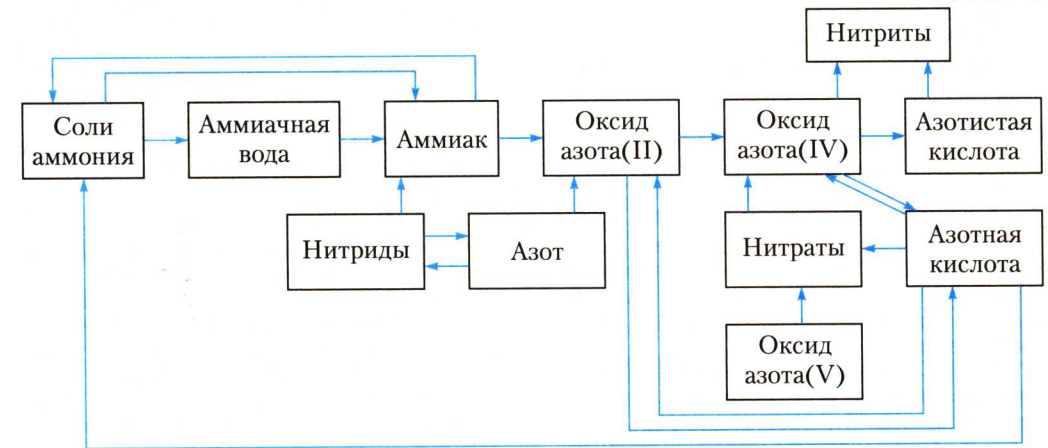
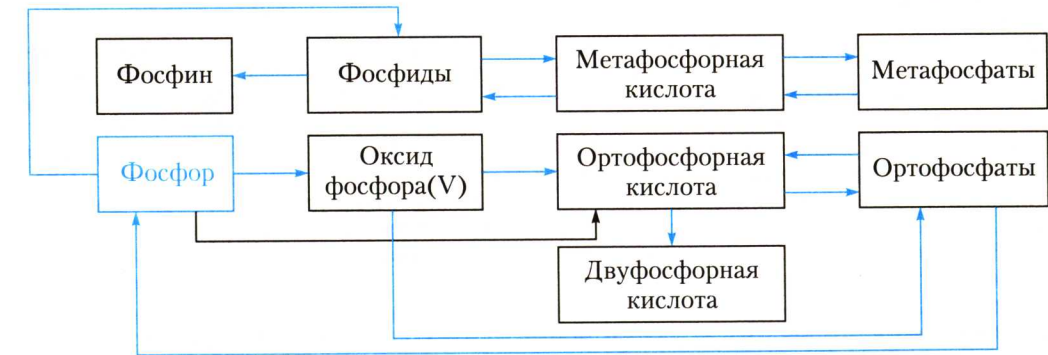


Схема 6



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...суперфосфат и преципитат плохо растворяются в воде (хуже, чем калийные и азотные удобрения), поэтому их разбрасывают на поля осенью, до обработки почвы.

...для выращивания картофеля предпочтительнее необходимое количество калия вносить в почву с разложившимся навозом — 35–40 т на га. Под сахарную свеклу лучше вносить хлорид калия несколько раз за вегетационный период.

?

①. Азот встречается в природе в соединениях и в свободном состоянии, а фосфор — только в соединениях. Чем это объясняется?

②. Положительную степень окисления фосфор **не проявляет** в соединении

- 1) P_2O_5 3) H_3P
2) PCl_5 4) P_2O_3 +5, 21

③. Охарактеризуйте свойства белого и красного фосфора. Какими опытами можно доказать, что белый и красный фосфор — видоизменения одного и того же элемента?

④. Фосфор не вступает в реакцию

1) с кислородом 3) с водой
2) с водородом 4) с кальцием

5. При действии азотной кислоты на фосфор получается ортофосфорная кислота. Составьте уравнение этой реакции, если известно, что в ней участвует вода и выделяется оксид азота(II).

● 1. Сколько ортофосфорной кислоты можно получить из 31 т ортофосфата кальция, содержащего 20% примесей?

2. Вычислите массовую долю (%) азотной кислоты в растворе, если известно, что 200 г этого раствора полностью прореагировали с 4 г гидроксида натрия.

6. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций ортофосфорной кислоты: а) с кальцием; б) с оксидом кальция; в) с гидроксидом кальция, взятым в избытке; г) в недостатке. Под формулами запишите названия соответствующих веществ.

7. Охарактеризуйте роль основных питательных элементов (N, K, P) в жизни растений.

8. Перечислите важнейшие азотные удобрения. Составьте уравнения реакций, на которых основано производство этих удобрений.

9. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых получают важнейшие фосфорные удобрения.

10. Поясните роль химии в повышении урожайности сельскохозяйственных культур.

11. Составьте уравнения реакций согласно схемам 5 и 6.

3. Рассчитайте массу раствора азотной кислоты (массовая доля HNO_3 в нем равна 14%), которую необходимо затратить на реакцию с 2 моль карбоната натрия.

4. Раствор ортофосфорной кислоты массой 49 кг с массовой долей H_3PO_4 50% нейтрализовали гидроксидом кальция. Определите массу образовавшегося фосфата кальция.

Лабораторные опыты

7. Взаимодействие солей аммония со щелочами (распознавание солей аммония)

1. В одну пробирку поместите немного кристаллического сульфата аммония $(NH_4)_2SO_4$, во вторую — нитрата аммония NH_4NO_3 . В обе пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия и слегка нагрейте.

2. В струю выделяющегося газа поместите красную лакмусовую бумагу, смоченную дистиллированной водой.

Задания. 1. Какой газ выделяется в данном опыте? Напишите уравнения соответствующих реакций. 2. Как можно отличить соли аммония от других солей?

8. Ознакомление с азотными и фосфорными удобрениями

Определение нитратов. В пробирку поместите 0,5 г нитрата натрия (или другого нитрата), прилейте столько концентрированной серной кислоты, чтобы она покрыла соль, затем добавьте немного медных стружек и нагрейте.

Задания. 1. Какой газ выделяется? 2. Почему раствор в пробирке синее? 3. Составьте уравнения происходящих реакций и укажите изменения степеней окисления у соответствующих элементов. 4. Что в окислительно-восстановительной реакции окисляется и что восстанавливается? 5. Как можно определить азотные удобрения, содержащие нитрат-ионы и ионы аммония?

Определение фосфорных минеральных удобрений. а) Распознавание ортофосфатов, гидроортофосфатов и дигидроортофосфатов по их растворимости в воде. В три пробирки насыпьте (по 1 см³) ортофосфата кальция, гидроортофосфата кальция и дигидроортофосфата кальция. Прилейте к ним немного воды и перемешайте. Лучше всего растворяется дигидроортофосфат кальция, хуже — гидроортофосфат кальция. Ортофосфат кальция практически не растворяется.

б) Определение минеральных удобрений, содержащих ортофосфат-ион. К раствору суперфосфата или другого минерального удобрения, содержащего ион PO_4^{3-} , добавьте 10%-ный раствор ацетата натрия и немного раствора нитрата серебра(I).

Задания. 1. Как можно определить фосфорные минеральные удобрения, содержащие ион PO_4^{3-} , ион HPO_4^{2-} и ион $H_2PO_4^-$? 2. Что является реагентом на ион PO_4^{3-} ? Напишите уравнение соответствующей реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...выведение новых сортов растений, в том числе и генетически модифицированных, усовершенствованные приемы агротехники не отменяют необходимости применения искусственных удобрений. Ведь с каждым урожаем поля теряют значительную долю питательных веществ: растения извлекают эти вещества из почвы в большом количестве, и при уборке урожая они уносятся с полей.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...для сохранения действующего начала азота в навозе это удобрение складывают в кучи и покрывают измельченным торфом слоем 15—20 см. Разбросанный ровным слоем навоз следует немедленно с помощью культиватора или других механизмов заделывать в почву. Подумайте почему.

...для получения хорошего урожая ржи требуется вносить в почву 40—50 т навоза на 1 га.

...яблони регулярно дают хороший урожай при ежегодном внесении 80—100 т навоза на 1 га.

Практическая работа 3

Получение аммиака и опыты с ним. Ознакомление со свойствами водного раствора аммиака

Получение аммиака и растворение его в воде. 1. В фарфоровой ступке хорошо перемешайте приблизительно равные объемы кристаллического хлорида аммония NH_4Cl и порошка гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (опыт удастся лучше, если известь слегка влажная). Приготовленную смесь насыпьте в пробирку на 1/3 ее объема. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опущен в другую сухую пробирку, закрепленную в штативе открытым концом вниз (рис. 19). Нагрейте смесь в пробирке.

2. Как только почувствуете острый запах (нюхать осторожно!), пробирку с газом, не переворачивая, закройте пробкой, погрузите ее в сосуд с водой и откройте пробку.

3. После заполнения пробирки водой закройте ее отверстие пробкой и выньте пробирку из воды. В полученный раствор поместите красную лакмусовую бумагу — она синееет. Затем добавьте к раствору несколько капель раствора фенолфталеина.

Задания. 1. О выделении какого газа свидетельствуют ваши наблюдения? Напишите уравнение соответствующей реакции. 2. Какое вещество образуется при растворении полученного газа в воде? Какие наблюдения подтверждают этот вывод? Напишите уравнение данной реакции.

Горение аммиака в кислороде. Соберите прибор для получения газов. Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция слегка нагрейте. Газоотводную трубку введите в стеклянный цилиндр с кислородом и при помощи лунки подожгите газ (рис. 20).

Задания. 1. Какие вещества образуются в процессе горения аммиака? Напишите уравнение соответствующей реакции, если известно, что при горении аммиака в кислороде выделяется свободный азот. 2. Подчеркните в уравнении одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.

Взаимодействие аммиака с кислотами. Соберите прибор, как для предыдущего опыта. Пробирку со смесью хлорида аммония и гидроксида кальция слегка нагрейте. Газоотводную трубку последовательно введите в пробирки, в которых налито по 1 мл концентрированных азотной, соляной и серной кислот. Конец газоотводной трубки должен находиться на расстоянии 5—6 мм от поверхности кислоты.

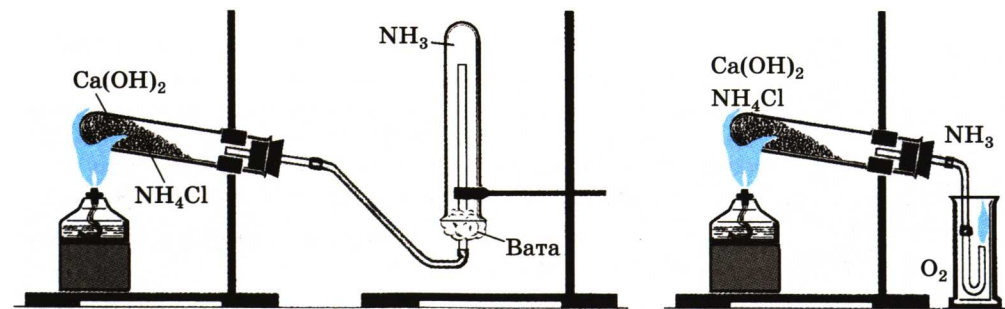


Рис. 19. Получение аммиака

Рис. 20. Горение аммиака в кислороде

Задания. 1. Как объяснить появление «белого дыма»? Напишите уравнения соответствующих реакций. 2. Почему конец газоотводной трубки нельзя погружать в кислоту, а можно лишь приближать к ней?

Свойства водного раствора аммиака. В две пробирки налейте водный раствор аммиака. В одну из них опустите красную лакмусовую бумагу. В другую пробирку добавьте несколько капель раствора фенолфталеина, а затем немного разбавленной соляной кислоты.

Задания. 1. О каких свойствах водного раствора аммиака свидетельствует его действие на индикаторы? Как это можно объяснить с позиций теории электролитической диссоциации? 2. Что происходит при действии на водный раствор аммиака кислоты? 3. Составьте уравнение соответствующей химической реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Практическая работа 4

Определение минеральных удобрений. В пробирках даны образцы следующих минеральных удобрений: 1) суперфосфат, нитрат аммония, сульфат аммония; 2) хлорид аммония, нитрат натрия, хлорид калия. Определите, в какой пробирке находится каждое из указанных удобрений, используя таблицу 20. Составьте уравнения происходящих химических реакций. (Для реакций, происходящих в водном растворе, уравнения составьте в ионном и сокращенном ионном виде.)

Решение экспериментальных задач. 1. Получите аммиак и сделайте с ним характерные химические реакции.

2. Получите нитрат меди(II) двумя различными способами.

3. Опытным путем докажите, что сульфат аммония, нитрат аммония, хлорид аммония и аммофосы нельзя смешивать с известью. Приведите соответствующие объяснения.

4. В четырех пробирках находятся следующие кристаллические вещества: сульфат натрия, хлорид аммония и нитрат натрия. Определите, в каких пробирках находится каждое из этих веществ.

5. В одной пробирке дан раствор ортофосфорной кислоты, а в другой — раствор серной кислоты. Определите каждую из этих кислот.

6. В одной пробирке дан ортофосфат натрия, а в другой — ортофосфат кальция. Определите эти соли.

Таблица 20. Определение

Название удобрения	Внешний вид	Растворимость в воде	
			с серной кислотой и медью
1. Нитрат аммония	Белая кристаллическая масса	Хорошая	<i>Выделяется бурый газ</i>
2. Хлорид аммония	Белая кристаллическая масса	Хорошая	—
3. Нитрат калия	Мелкие светло-серые кристаллы	Хорошая	<i>Выделяется бурый газ</i>
4. Сульфат аммония	Крупные бесцветные кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется
5. Суперфосфат	Светло-серый порошок или гранулы	Плохая	Бурый газ не выделяется
6. Сильвинит	Соль содержит розовые кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется
7. Хлорид калия	Бесцветные кристаллы	Хорошая	Бурый газ не выделяется

минеральных удобрений

Взаимодействие раствора данной соли			Окрашивание пламени
с раствором хлорида бария и уксусной кислотой	с раствором щелочи (при нагревании)	с раствором нитрата серебра(I)	
—	<i>Ощущается запах аммиака</i>	—	Пламя окрашивается в желтый цвет (от примесей)
—	<i>Ощущается запах аммиака</i>	<i>Выпадает белый осадок</i>	Пламя окрашивается в желтый цвет (от примесей)
—	Запах аммиака не ощущается	Наблюдается небольшое помутнение	При рассмотрении через синее стекло наблюдается <i>фиолетовое окрашивание пламени</i>
<i>Выпадает белый осадок, не растворимый в уксусной кислоте</i>	<i>Выделяется аммиак</i>	Выделяется небольшой осадок (от примесей)	
Выпадает белый осадок, частично растворимый в уксусной кислоте	Запах аммиака не ощущается	<i>Выпадает желтый осадок</i>	Пламя окрашивается в желтый цвет (от примесей)
—	Запах аммиака не ощущается	<i>Выпадает белый осадок</i>	Пламя окрашивается в желтый цвет. При рассмотрении пламени через синее стекло заметно <i>фиолетовое окрашивание</i>
—	Запах аммиака не ощущается	<i>Выпадает белый осадок</i>	Пламя окрашивается в желтый цвет. При рассмотрении пламени через синее стекло заметно <i>фиолетовое окрашивание</i>

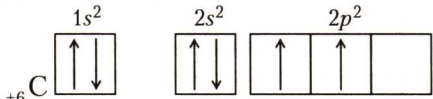
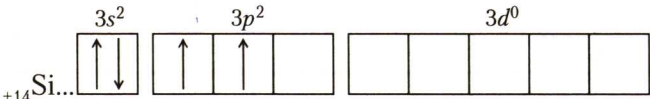
§ 24. Положение углерода и кремния в периодической таблице химических элементов, строение их атомов

В главной подгруппе IV группы (IVA-группе) периодической таблицы Д. И. Менделеева находятся элементы углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Предсказанный Д. И. Менделеевым германий в настоящее время широко применяют как полупроводник.

Среди элементов IVA-группы наибольшее значение имеют углерод, входящий в состав всех живых организмов, и кремний — важнейший элемент земной коры. С этими элементами ознакомимся более подробно. Схемы строения их атомов даны в таблице 21.

Таблица 21. Схемы строения атомов углерода и кремния

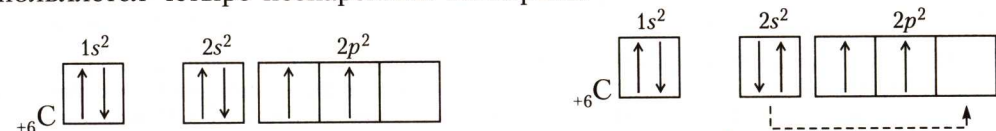
Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	▲ Электронная формула
C	${}_{+6}\text{C } 2e^-, 4e^-$	$1s^2 2s^2 2p^2$
Si	${}_{+14}\text{Si } 2e^-, 8e^-, 4e^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

▲ Размещение электронов по орбиталям	
${}_{+6}\text{C}$ 	
${}_{+14}\text{Si} \dots$ 	

Как видно из схем строения атомов углерода и кремния, на внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов находится четыре электрона. Поэтому углерод и кремний проявляют степень окисления, равную четы-

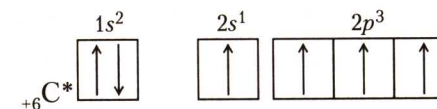
рем, например в оксидах CO_2 и SiO_2 , в соединениях с водородом CH_4 (метан) и SiH_4 (силан). В соединениях с кислородом эти элементы приобретают положительную степень окисления (кислород более электроотрицательный элемент); в соединениях же с водородом углерод и кремний приобретают отрицательную степень окисления: CO_2 , SiO_2 , CH_4 , SiH_4 .

▲ Из таблицы 21 видно, что у атомов углерода и кремния по два неспаренных электрона. Этим и объясняется, что углерод и кремний могут иметь также степень окисления +2. Такую, например, степень окисления углерод проявляет в соединении CO. При притоке энергии один из s-электронов может переходить на свободную p-орбиталь. Тогда в атомах этих элементов появляется четыре неспаренных электрона:



Расположение электронов в атоме углерода в нормальном состоянии

Процесс распаривания электронов при притоке энергии



Расположение электронов в атоме углерода в результате распаривания электронов (в возбужденном состоянии)

Такой процесс происходит при образовании всех соединений, в которых углерод проявляет степени окисления +4 и -4.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–3 (с. 90).

§ 25. Углерод

Повторите учебный материал (8 класс, § 42).

■ **Углерод в природе** находится как в свободном виде, так и в виде соединений. В свободном виде углерод встречается в виде графита и алмаза. Графит встречается довольно часто, алмаз — крайне редко. Соединения углерода весьма распространены: все живые организмы, а также каменный уголь, торф, нефть и т. п. содержат углерод. Углерод входит в состав многих неорганических веществ (известняк, мел, мрамор, доломит, оксид углерода(IV) и др.).

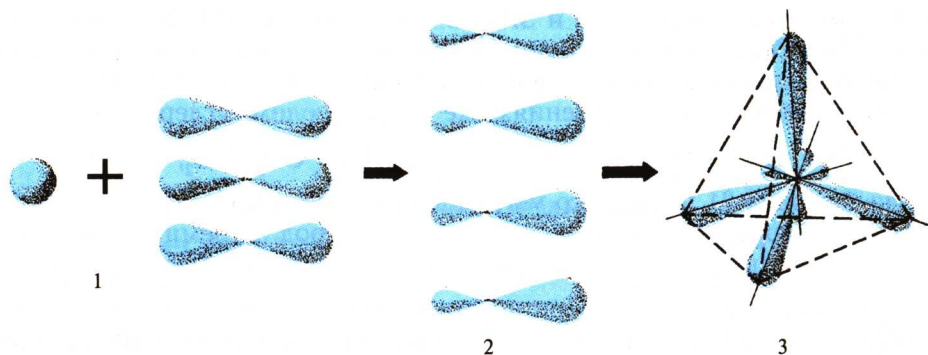


Рис. 21. Схема выравнивания (гибридизации) s - и p -электронных орбиталей в атоме углерода: 1 – взаимодействие одного s - и трех p -электронных орбиталей; 2 – образование четырех гибридных орбиталей; 3 – расположение гибридных электронных орбиталей в пространстве

Строение кристаллических решеток. Аллотропия. Строение кристаллических решеток графита и алмаза мы рассматривали в 8 классе (§ 42).

▲ В результате притока энергии в атоме углерода происходит распаривание электронов и образуются четыре неспаренных электрона: один s - и три p -электрона. Принято считать, что при образовании химических связей электронные орбитали приобретают одинаковую форму (рис. 21). Одинаковой формы вытянутые электронные орбитали, взаимно отталкиваясь, располагаются в пространстве так, что их оси оказываются направленными к вершинам тетраэдра. Вершины этих орбиталей могут перекрываться с электронными орбиталями других атомов. Это наблюдается, например, в молекуле метана, имеющей тетраэдрическое строение. Если вершины этих орбиталей перекрываются такими же орбиталями других атомов углерода, то

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...английский химик С. Теннант в 1796 г. проделал опыт: сжег одинаковые количества алмаза и угля. Он убедился, что при этом образуются совершенно одинаковые объемы оксида углерода(IV). Этим было доказано, что алмаз является аллотропным видоизменением углерода.

...самый большой из всех известных алмазов «Кулинан» найден в 1905 г. в Южной Африке. Его масса 621 г, а размер $10 \times 6,5 \times 5$ см. В Алмазном фонде нашей страны хранится один из самых больших и красивых алмазов в мире — «Орлов» (37,92 г).

между ними возникают ковалентные связи под углом $109^\circ 28'$ и образуется атомная кристаллическая решетка, характерная для алмаза. Для графита характерна кристаллическая решетка другой формы. Это объясняется тем, что в образовании ковалентных σ -связей между атомами углерода участвуют только три валентных электрона, а четвертый участвует в образовании делокализованной π -связи. Этот электрон более подвижен, чем и обусловлена электрическая проводимость графита.

Алмаз и графит — это два важнейших аллотропных видоизменения углерода. Вам уже известно, что алмаз обладает особой твердостью, а графит — вещество мягкое. Поэтому может возникнуть вопрос: как объяснить, что элемент углерод может образовывать вещества — графит и алмаз — с совершенно противоположными свойствами? Особая твердость алмаза обусловлена тем, что в его кристаллической решетке каждый атом углерода связан ковалентными связями с четырьмя другими атомами, расположенными вокруг него на одинаковых расстояниях. Эти связи по всем направлениям одинаково прочные. В графите же атомы располагаются как бы слоями и расстояние между атомами, расположенными в разных плоскостях, гораздо больше, чем между атомами в одной плоскости. Этим и объясняется резкое отличие физических свойств графита от физических свойств алмаза.

В том, что графит и алмаз состоят из атомов одного и того же элемента — углерода, можно убедиться при сжигании обоих веществ. В результате сгорания образуется только оксид углерода(IV). Доказано также, что при определенных условиях алмаз превращается в графит, а последний — в алмаз. Так, например, если алмаз без доступа воздуха нагревают выше 1000°C , то он постепенно превращается в графит. Наоборот, если графит в присутствии катализаторов нагревают от 1200 до 1600°C под давлением 10^4 МПа, то он превращается в алмаз. Это способ получения искусственных алмазов.

Физические свойства. Физические свойства алмаза и графита обусловлены их строением; основные из них показаны в таблице 22.

Таблица 22. Физические свойства алмаза и графита

Алмаз	Графит
<i>Очень твердый</i>	<i>Мягкий.</i> Легко расслаивается на отдельные мельчайшие пластинки
<i>Прозрачный, бесцветный</i>	<i>Непрозрачный, серого цвета</i> с металлическим блеском
<i>Электрический ток не проводит</i>	<i>Электрический ток проводит</i> относительно хорошо

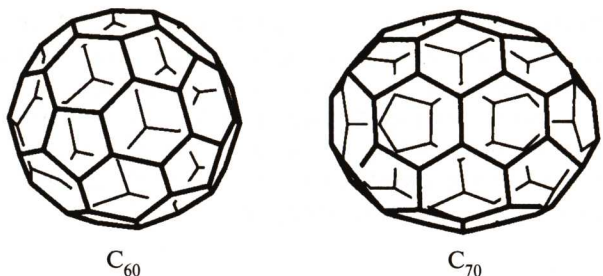


Рис. 22. Молекулы фуллеренов C_{60} и C_{70} .

Помимо алмаза и графита, известны и другие аллотропные видоизменения углерода — карбин и фуллерены.

Карбин имеет линейное строение, атомы углерода в нем связаны в цепи либо двойными связями ($=C=C=C=C=C=$), либо чередующимися тройными и одинарными связями ($-C\equiv C-C\equiv C-$). Карбин обладает особым свойством — совместимостью с тканями человеческого организма. Это свойство используют в медицине: из волокна с карбиновым покрытием изготавливают искусственные кровеносные сосуды.

В конце 80-х гг. XX в. было обнаружено еще одно аллотропное видоизменение углерода — **фуллерит**. Фуллерит, в отличие от графита и алмаза, имеет молекулярную кристаллическую решетку. В узлах такой решетки располагаются полые сферические или эллипсоидные молекулы, состоящие из атомов углерода — молекулы **фуллеренов**. Наиболее устойчивы молекулы C_{60} и C_{70} (рис. 22). Фуллерит мягкий и скользкий на ощупь подобно графиту, растворяется в органических растворителях с образованием ярко окрашенных растворов.

Атомы углерода могут образовывать также полые трубки — так называемые **нанотрубки**. В настоящее время фуллерены и нанотрубки привлекают внимание физиков, химиков, энергетиков, материаловедов, медиков и биологов в качестве возможной основы для технологий будущего.

Адсорбция. Древесный уголь после нагревания без доступа воздуха сохраняет тонкопористое строение древесины (рис. 23) и имеет большую по-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...фуллерены были открыты учеными Ричардом Смолли и Робертом Керлом (США) и Гарольдом Крото (Великобритания). За это открытие в 1996 г. они были награждены Нобелевской премией.

...первооткрыватели назвали новый вид аллотропных видоизменений углерода фуллереном в честь американского архитектора Ричарда Бакминстера Фуллера, который разработал конструкцию куполообразной крыши из пяти- и шестиугольников наподобие футбольного мяча («геодезический купол»).

верхность. Благодаря этому он обладает особыми свойствами, с которыми можно познакомиться на опыте.

Если бросить кусочки угля в колбу, наполненную бурным газом — оксидом азота(IV), то происходит обесцвечивание. То же самое можно наблюдать, если раствор лакмуса или чернила взболтать с порошком угля. Эти опыты свидетельствуют о том, что древесный уголь при обычных условиях поглощает различные газы и растворенные вещества. Чем больше относительная молекулярная масса газа, тем лучше он поглощается. При нагревании происходит обратный процесс.



Рис. 23. Тонкопористое строение древесины

Поглощение газообразных или растворенных веществ поверхностью твердого вещества называют **адсорбцией**, а выделение этих поглощенных веществ — **десорбцией**.

Чем больше пористость угля, тем больше его поверхность и тем лучше происходит адсорбция. Для увеличения поглотительной способности уголь повторно нагревают, пропуская через него водяной пар. При этом удаляются остатки продуктов пиролиза и очищаются поры в угле. Так получают **активированный уголь**.

Химические свойства. При обычных условиях алмаз, графит и углерод в древесном угле химически инертны, но при высоких температурах эти вещества становятся активными. В химических реакциях углерод может проявлять как **восстановительные**, так и **окислительные** свойства. Характерные реакции, в которых участвует углерод, показаны в таблице 23.

Таблица 23. Химические свойства углерода

Восстановительные свойства	Окислительные свойства
$\overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{4e^-} \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + 402 \text{ кДж}$	$\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{4e^-} \overset{-4+1}{\text{CH}_4} \text{ метан}$
$\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{+2-2}{\text{CuO}} \xrightarrow{4e^-} \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + 2\overset{0}{\text{Cu}}$	$2\overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{Ca}} \xrightarrow{2e^-} \overset{+2-1}{\text{CaC}_2} \text{ карбид кальция}$
$\overset{0}{\text{C}} + \overset{+4}{\text{CO}_2} \xrightarrow{4e^-} 2\overset{+2}{\text{CO}}$	$3\overset{0}{\text{C}} + 4\overset{0}{\text{Al}} \xrightarrow{12e^-} \overset{+3-4}{\text{Al}_4\text{C}_3} \text{ карбид алюминия}$
$\overset{0}{\text{C}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \xrightarrow{2e^-} \overset{+2}{\text{CO}} + \overset{0}{\text{H}_2} \text{ синтез-газ}$	

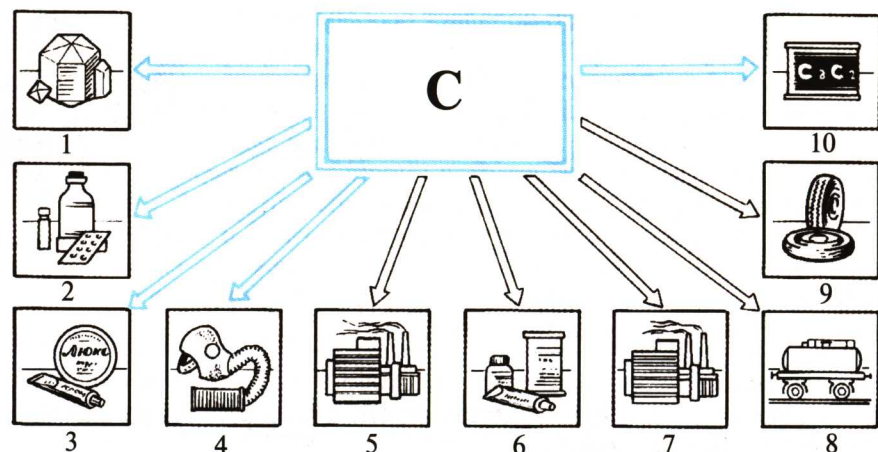


Рис. 24. Применение углерода: 1 – получение искусственных алмазов; 2 – в медицине; 3 – входит в состав крема для обуви; 4 – адсорбент; получение: 5 – сахара; 6 – черной краски; 7 – метилового спирта; 8 – синтетического бензина; 9 – резины, 10 – карбида кальция

Углерод образует с водородом соединения – углеводороды, которые рассматривают в курсе органической химии. Простейший их представитель – метан CH_4 .

Применение углерода схематически показано на рисунке 24.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4–9 (с. 90).

§ 26. Оксид углерода(II)

▲ **Строение молекулы.** Основываясь на представлениях о ковалентной связи, электронную и структурную формулы оксида углерода(II) следовало бы изобразить так (электроны атома углерода обозначены звездочками):



Однако при таком изображении вокруг атома углерода размещается только шесть электронов. Как известно, атомы в соединениях стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную структуру. Теперь доказано, что в молекуле оксида углерода(II), как и в молекуле азота (с. 52), имеется тройная связь. Третья ковалентная связь, как предполагают, образуется по донорно-акцепторному механизму. Это происходит, по-видимому, так: атом кислорода предоставляет одну из свободных электронных пар атому углерода, т. е. атом кислорода является донором, а атом углерода – акцептором. В этом случае электронную и структурную формулы оксида углерода(II) следует изображать так:

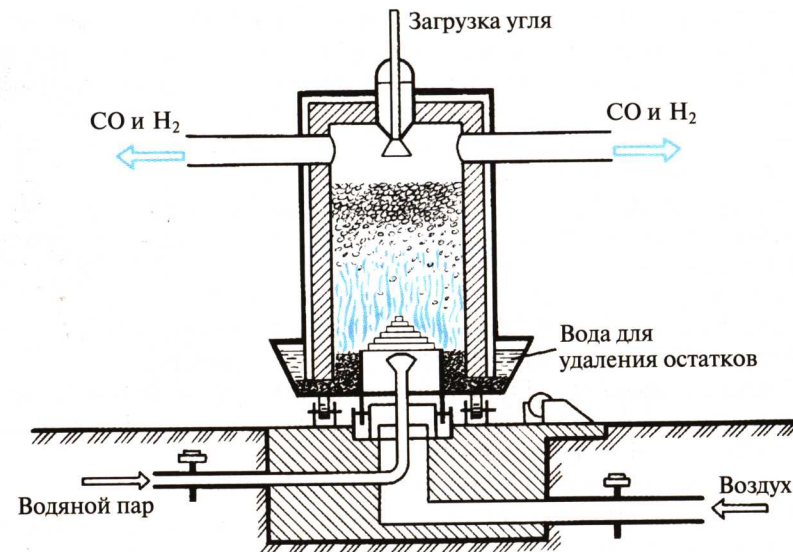
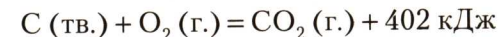
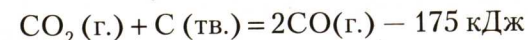


Рис. 25. Схема газогенератора

■ **Получение.** Оксид углерода(II) в промышленности получают в особых печах, называемых *газогенераторами*, в результате двух последовательно протекающих реакций (рис. 25). В нижней части газогенератора, где кислорода достаточно, происходит полное сгорание угля и образуется оксид углерода(IV):



По мере продвижения оксида углерода(IV) снизу вверх последний соприкасается с раскаленным углем:

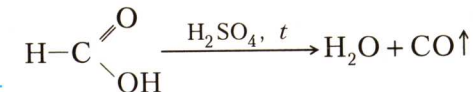


Получающийся газ состоит из свободного азота и оксида углерода(II). Такую смесь называют *генераторным газом*. В газогенераторах иногда через раскаленный уголь продувают водяной пар:



Преобразование твердого топлива в газообразное называют *газификацией топлива*.

В лаборатории оксид углерода(II) легче всего получить, действуя на муравьиную кислоту концентрированной серной кислотой, которая связывает воду:

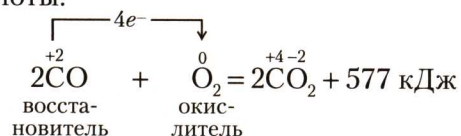


Оксид углерода(II), или *угарный газ*, может образовываться при неполном сгорании топлива в печах и в двигателях внутреннего сгорания. Поэтому нельзя закрывать дымоходы печей при наличии толстого слоя раскаленных углей, так как в печи могут протекать такие же процессы, как в газогенераторе. При недостаточной вентиляции гаражей в них тоже может накапливаться оксид углерода(II).

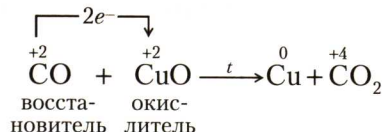
Оксид углерода(II) — сильный яд! Это объясняется тем, что он прочнее, чем кислород, соединяется с гемоглобином и кровь перестает транспортировать кислород. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью и потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. Для оказания первой помощи пострадавшего надо вынести на свежий воздух и сделать ему искусственное дыхание.

Физические свойства. Оксид углерода(II) — бесцветный газ, в чистом виде без запаха, немного легче воздуха, плохо растворим в воде, с очень низкой температурой кипения ($-191,5^\circ\text{C}$).

Химические свойства. Оксид углерода(II) — *сильный восстановитель*. В кислороде и на воздухе оксид углерода(II) горит голубоватым пламенем, выделяя много теплоты:



Оксид углерода(II) может восстановить большинство металлов из их оксидов, например:



Применение. Оксид углерода(II) используют в качестве газообразного топлива, а также во многих реакциях органического синтеза.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 10–13 (с. 90).

27. Оксид углерода(IV)

Повторите учебный материал (8 класс, § 30).

▲ **Строение молекулы.** Оксид углерода(IV) имеет следующие электронную и структурную формулы:



Все четыре ковалентные связи полярны. Однако из-за линейного строения молекула в целом неполярна.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в некоторых вулканических местностях CO_2 выделяется из трещин земной коры и накапливается в больших количествах в пещерах и долинах. Таковы знаменитые «Собачья пещера» около Неаполя и «Долина смерти» на острове Ява. Животные, например собаки, попадая в такие места, погибают. Подумайте, почему в этих местах оксид углерода(IV) оказывает удушающее действие только на животных невысокого роста.

Получение оксида углерода(IV) в промышленности, в лаборатории и его образование при различных процессах окисления показано на схеме 7.

Физические свойства. Оксид углерода(IV), или *углекислый газ* — бесцветный газ, примерно в 1,5 раза тяжелее воздуха, сравнительно хорошо растворим в воде (в объемных отношениях 1 : 0,878). Всем известная *газированная вода* — это раствор оксида углерода(IV) в воде. При обычной температуре и сравнительно высоком давлении оксид углерода(IV) сжижается. При его испарении поглощается так много теплоты, что часть оксида углерода(IV) превращается в снегообразную массу («сухой лед»).

Химические свойства. Оксид углерода(IV) является *кислотным оксидом*, его химические свойства отражены в таблице 24.

Применение оксида углерода(IV) показано на рисунке 26.

Выполните упражнения 14–17 (с. 90). Решите задачу 1 (с. 91).

Схема 7

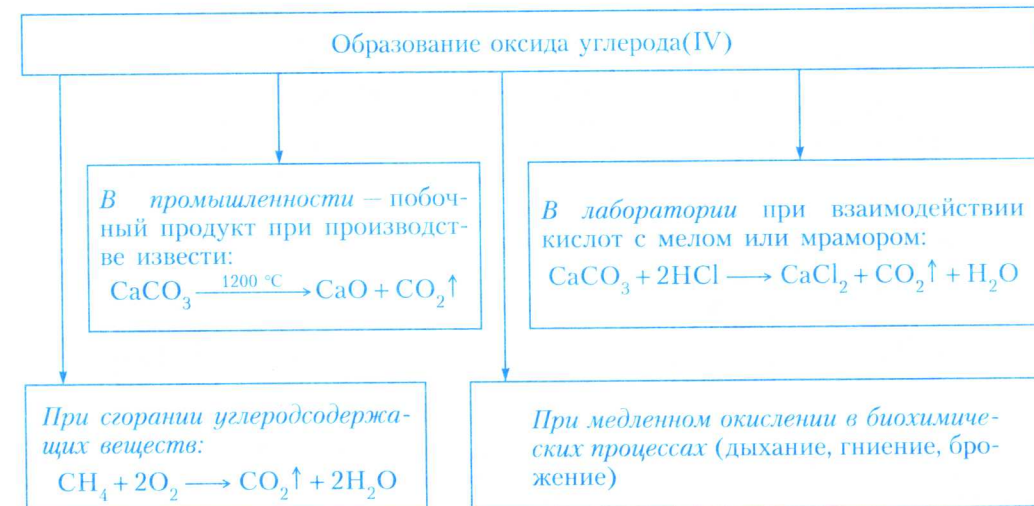


Таблица 24. Химические свойства оксида углерода(IV)

Свойства, общие с другими кислотными оксидами	Специфические свойства
<p>1. При растворении может реагировать с водой с образованием непрочной угольной кислоты:</p> $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ <p>2. Реагирует с основаниями:</p> $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaHCO}_3$ <p style="text-align: center;">избыток</p> <p>3. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{CO}_2 + \text{CaO} \longrightarrow \text{CaCO}_3$	<p>1. Известковая вода мутнеет при пропускании через нее оксида углерода(IV):</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эту реакцию используют для обнаружения оксида углерода(IV).</p> <p>2. При повышенной температуре обладает окислительными свойствами, например:</p> $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2 + 2\overset{0}{\text{Mg}} \longrightarrow 2\overset{+2}{\text{Mg}}\text{O} + \overset{0}{\text{C}}$

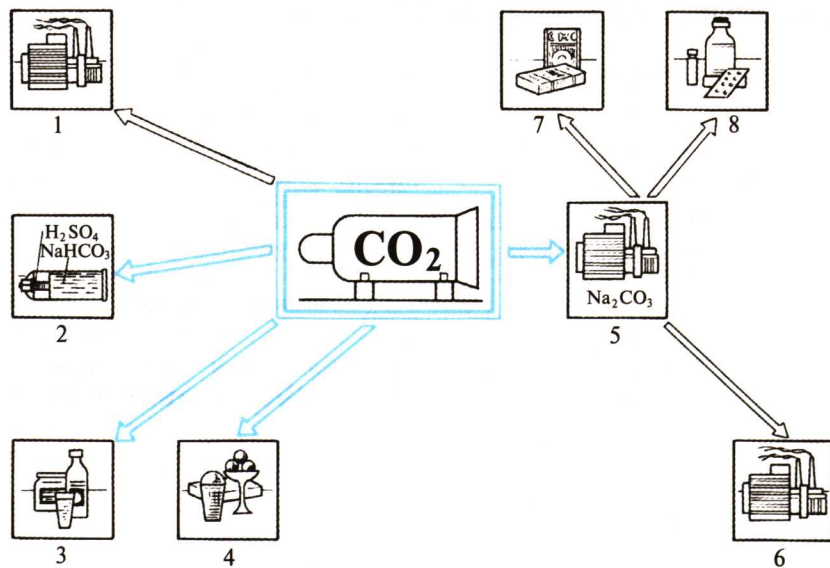
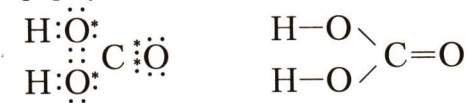


Рис. 26. Применение оксида углерода(IV): 1 — получение сахара; 2 — тушение пожаров; 3 — производство фруктовых вод; 4 — «сухой лед»; 5 — получение соды, которую используют в производстве стекла (6), моющих средств (7), лекарств (8)

§ 28. Угольная кислота и ее соли

Повторите учебный материал (8 класс, § 32).

Строение молекулы. Угольная кислота имеет следующие электронную и структурную формулы:



Все химические связи в молекуле угольной кислоты ковалентные полярные.

Получение. Угольная кислота образуется при растворении оксида углерода(IV) в воде. Так как угольная кислота очень непрочное соединение, то эта реакция обратима:



Такая реакция происходит при получении газированной воды. В результате такого же процесса в природных условиях образуются минеральные воды (например, нарзан), в которых, кроме CO_2 , содержатся также различные соли.

Угольная кислота очень слабая: когда мы пьем газированную воду, мы почти не чувствуем кислого вкуса.

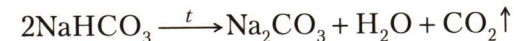
Соли угольной кислоты. Угольная кислота как двухосновная образует два ряда солей — *карбонаты* и *гидрокарбонаты*. Например, Na_2CO_3 — карбонат натрия, NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия; CaCO_3 — карбонат кальция, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат кальция.

Некоторые карбонаты, например карбонат кальция (основная составная часть известняков, мела, мрамора), встречаются в больших количествах в природе. Другие же карбонаты, например карбонаты натрия и калия, получают в промышленности и в лаборатории.

В лаборатории карбонаты можно получить общими способами, характерными для солей (8 класс, § 33), но из-за неустойчивости угольной кислоты вместо нее для этих целей используют оксид углерода(IV).

В промышленности в больших количествах выпускают *карбонат натрия* Na_2CO_3 (*кальцинированная сода*), *кристаллогидрат карбоната натрия* $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (*кристаллическая сода*) и *гидрокарбонат натрия* NaHCO_3 (*питьевая сода*).

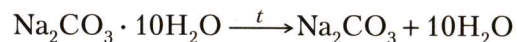
При прокаливании гидрокарбоната натрия образуется кальцинированная сода:



Гидрокарбонат натрия превращается в карбонат натрия и при кипячении раствора.

При растворении кальцинированной соды в воде и последующем упаривании раствора выделяется кристаллическая сода. Если ее прокалить, то

кристаллизационная вода улетучивается и вновь образуется кальцинированная сода:



Чтобы получить питьевую соду из кальцинированной, последнюю растворяют в воде и полученный раствор насыщают оксидом углерода(IV):



Физические свойства. Все карбонаты – твердые кристаллические вещества. Большинство из них практически нерастворимы в воде. Исключением являются карбонаты натрия, калия, аммония и др.

Гидрокарбонаты сравнительно хорошо растворимы в воде. Малорастворим гидрокарбонат натрия.

Химические свойства карбонатов отражены в таблице 25. Из специфических свойств более подробно рассмотрим взаимодействие карбонатов с кислотами. Так как в этих реакциях наблюдается характерное «вскипание», то их используют для определения карбонат-иона:

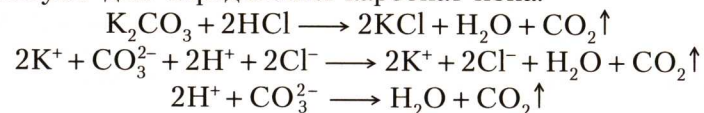


Таблица 25. Химические свойства карбонатов

Свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
<p>1. Вступают в реакцию обмена с другими солями:</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p>2. При нагревании разлагаются:</p> $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>Исключение – карбонаты щелочных металлов.</p> <p>3. Гидрокарбонаты превращаются в карбонаты при нагревании:</p> $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{MgCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>или под действием щелочей:</p> $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>4. Карбонаты в водном растворе в присутствии оксида углерода(IV) превращаются в гидрокарбонаты:</p> $\text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	<p>1. При действии сильных кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за бурного выделения оксида углерода(IV):</p> $\begin{aligned} \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} &\longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow \\ \text{KHCO}_3 + \text{HCl} &\longrightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow \end{aligned}$ <p>▲ 2. Вследствие гидролиза растворы карбонатов имеют щелочную реакцию:</p> $\begin{aligned} 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \\ &\rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{OH}^- \\ \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \end{aligned}$

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...содержание оксида углерода(IV) в атмосфере медленно возрастает: в 1860 г. его было 0,028%, а в настоящее время 0,036% (по объему).

Из сокращенного ионного уравнения видно, что *характерной качественной реакцией на карбонат-ион* CO_3^{2-} является его взаимодействие с ионами водорода H^+ .

Применение важнейших карбонатов и гидрокарбонатов показано на рисунке 26 (с. 86).

Ответьте на вопросы 18–21 (с. 90–91). Решите задачи 2–4 (с. 91).

§ 29. Круговорот углерода в природе

В природе происходит непрерывный процесс разрушения одних углеродсодержащих веществ и образования других. Органические вещества разрушаются при сгорании топлива, при дыхании и гниении. Из них образуются более простые вещества, в том числе оксид углерода(IV). Оксид углерода(IV) выделяется также в процессах разложения некоторых неорганических веществ, например при обжиге известняка. Однако его количество в атмосфере

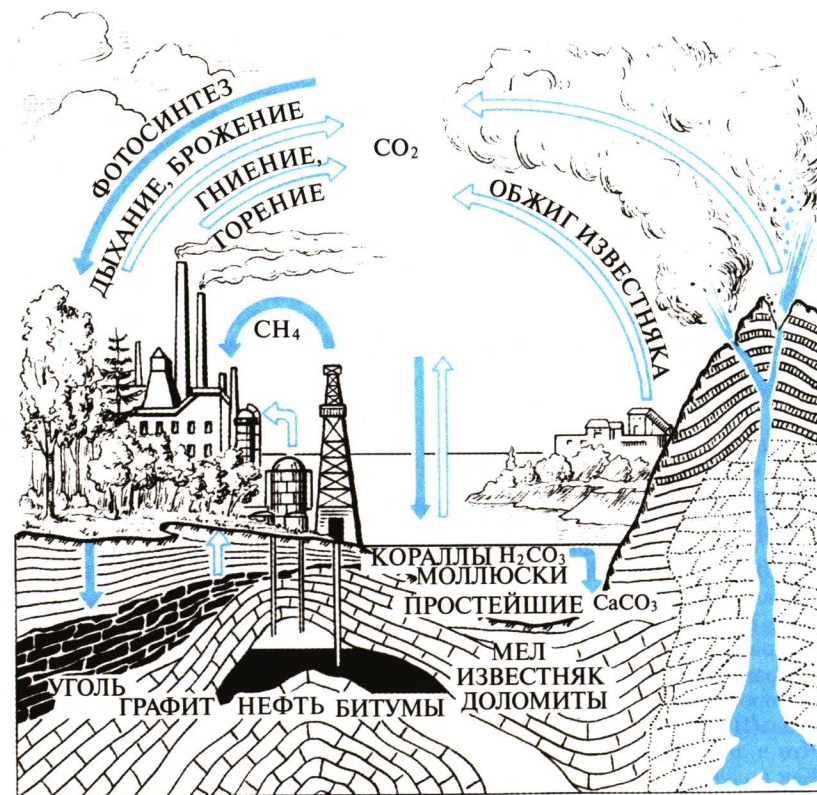
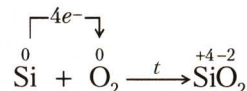


Рис. 27. Круговорот углерода в природе

или коксом (С) он частично растворяется в расплавленных металлах. При медленном охлаждении раствора кремния в металлах получают его кристаллическую модификацию с такой же кристаллической решеткой, как у алмаза. Кристаллический кремний обладает металлическим блеском, тугоплавкий, очень твердый, с незначительной электрической проводимостью.

Химические свойства. Из простых веществ при обычных условиях аморфный кремний реагирует лишь с фтором. При повышенной температуре кремний становится активным и реагирует с кислородом, хлором, бромом и серой:



Кислоты (за исключением плавиковой) на кремний не действуют, но растворы щелочей с ним реагируют.

Применение. Большие количества кремния расходуются для получения кремнистых сталей, обладающих высокой жаропрочностью и кислотоупорностью. Кремний подобно германию является полупроводником, и поэтому его успешно применяют в различных устройствах, в том числе в электронной технике. Весьма перспективно использование кристаллов кремния в фотоэлементах, при помощи которых энергия солнечного излучения превращается в электрическую.

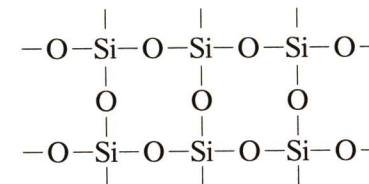
Ответьте на вопросы 1–2 (с. 100).

§ 31. Оксид кремния(IV)

Повторите учебный материал (8 класс, § 42).

▲ **Строение кристаллической решетки.** Для выяснения строения твердого оксида кремния(IV) необходимо вспомнить следующие закономерности: низкую температуру плавления имеют вещества с молекулярной решеткой, а высокую — вещества с атомной решеткой.

Оксид углерода(IV) имеет очень низкую температуру плавления (–56,6 °С), а оксид кремния(IV) — очень высокую (кварц плавится при температуре 1728 °С). На основании свойств можно предположить, что твердый оксид кремния(IV) должен иметь атомную решетку. Это подтверждено многими исследованиями. Кристаллическая решетка оксида кремния(IV) имеет такое строение:



Следовательно, кристалл SiO₂ представляет собой как бы одну гигантскую молекулу (SiO₂)_n, но для простоты записи состав оксида кремния(IV) изображают формулой SiO₂, что, разумеется, неточно.

Нахождение в природе. Оксид кремния(IV) встречается в природе в виде песка. Как правило, песок загрязнен примесями (оксиды железа), которые придают ему желтую окраску. Чистые кристаллы оксида кремния(IV) называют кварцем. Они прозрачны и бесцветны. Кристаллы SiO₂ в виде включений имеются в граните и в других горных породах, при разрушении которых образуется песок. В природе встречаются также большие бесцветные кристаллы кварца, горного хрусталя (рис. 28).



Рис. 28. Горный хрусталь

Физические свойства. В чистом виде оксид кремния(IV) представляет собой твердое кристаллическое вещество.

Химические свойства. Оксид кремния(IV) является *кислотным оксидом*. Его химические свойства показаны в таблице 26.

Таблица 26. Химические свойства оксида кремния(IV)

Свойства, общие с другими кислотными оксидами	Специфические свойства
<p>1. При нагревании реагирует со щелочами: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. При нагревании реагирует с основными оксидами: $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$</p>	<p>1. В отличие от многих других кислотных оксидов с водой не реагирует.</p> <p>2. При повышенной температуре вытесняет другие, более летучие кислотные оксиды из солей: $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$</p>

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...кристаллы горного хрусталя иногда достигают огромных размеров. В 1958 г. в Казахстане был найден кристалл массой 70 т.

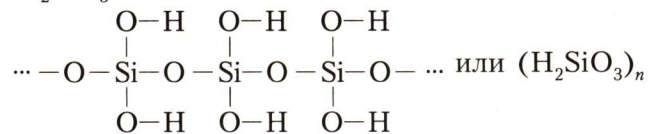


Применение оксида кремния(IV) показано на схеме 8.

Ответьте на вопросы 3–4 (с. 100–101). Решите задачу 1 (с. 101).

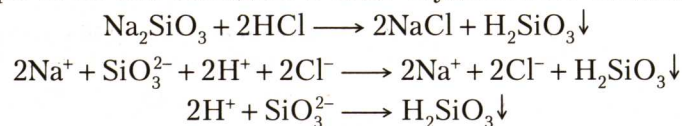
§ 32. Кремниевая кислота и ее соли

Строение молекулы. Состав кремниевой кислоты условно изображают формулой H_2SiO_3 . В действительности ее состав более сложный:



Известно много различных кремниевых кислот с общей формулой $nSiO_2 \cdot mH_2O$.

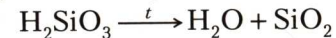
Получение. В отличие от многих других кислот кремниевую кислоту нельзя получить гидратацией оксида кремния(IV), так как он с водой не реагирует. Кремниевую кислоту получают при действии кислот на растворы ее солей. При этом она выпадает в виде студенистого осадка:



Физические свойства. В отличие от многих других неорганических кислот кремниевая кислота в воде почти нерастворима. С водой она образует особого вида системы, называемые коллоидными растворами, которые вы будете изучать в 11 классе.

Химические свойства. Поскольку кремниевая кислота в воде практически нерастворима, то ионы водорода от ее молекул почти не отщепляются. В связи с этим такое общее свойство кислот, как действие на индикаторы,

кремниевая кислота не обнаруживает: она еще *слабее угольной кислоты*. Кремниевая кислота *непрочная* и при нагревании постепенно разлагается:

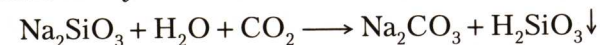


Строение молекулы. Соли кремниевой кислоты называют *силикатами*. Как и для кремниевой кислоты, формулы, принятые для ее солей (Na_2SiO_3 , $CaSiO_3$ и т. д.), условны. Существует много различных силикатов, которые образуются при полном или частичном замещении атомов водорода атомами металлов в молекулах кислот состава $nSiO_2 \cdot mH_2O$.

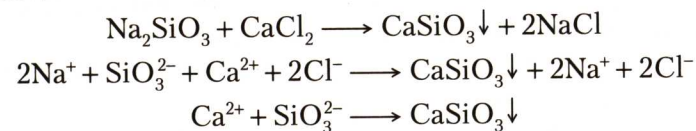
Получение солей кремниевой кислоты, т. е. силикатов, рассмотрено при изучении химических свойств оксида кремния(IV).

Физические свойства. Многие силикаты тугоплавки и в воде практически нерастворимы. Из силикатов, имеющих большое практическое значение, растворимы лишь силикаты натрия и калия. Эти силикаты называют *жидкими стеклами*.

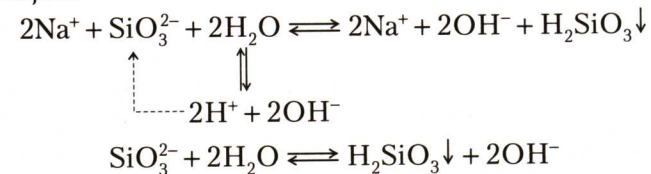
Химические свойства. 1. *Силикаты реагируют почти со всеми кислотами*, в том числе и с угольной кислотой:



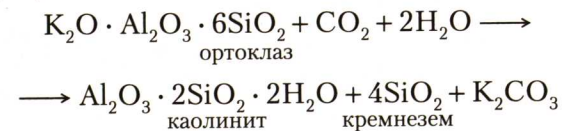
2. *Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями:*



▲ 3. В водных растворах силикаты подвергаются *гидролизу* и имеют *щелочную реакцию*:



4. *Силикаты, входящие в состав минералов (их формулы выражают в виде оксидов), в природных условиях разрушаются под действием воды и оксида углерода(IV):*



При разрушении таких силикатов образовались залежи глины и песка, а на их основе в результате разложения растительных и животных остатков образовалась почва.

Применение. Из растворимых силикатов наибольшее применение имеет силикат натрия. Его водный раствор используют в качестве *силикатного клея* для пропитки древесины и тканей в целях придания им огнестойкости и водонепроницаемости. Более сложные силикаты, в состав которых входят несколько металлов, в том числе и алюминий (*алюмосиликаты*), широко используют в силикатной промышленности.

Ответьте на вопросы 5–6 (с. 101).

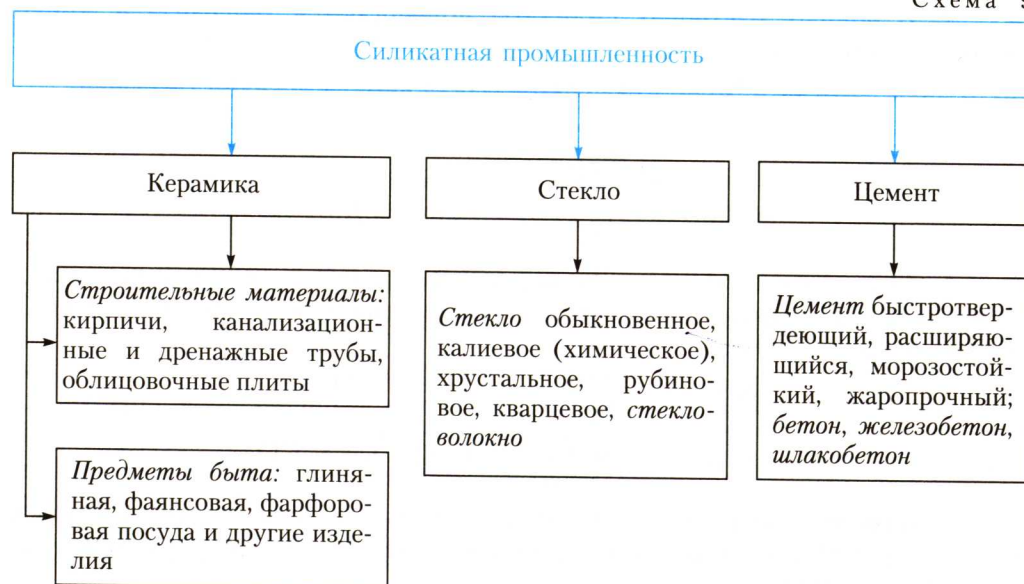
§ 33. Силикатная промышленность

Силикатную промышленность составляют производства различных *строительных материалов, стекла и керамики из природных силикатов.*

Важнейшие строительные материалы, выпускаемые силикатной промышленностью, показаны на схеме 9. С производством некоторых из них познакомимся подробнее.

Основным сырьем для производства керамических изделий (от греч. «керамон» — *глина*) является глина. Изготовление этих изделий основано на свойстве глины при смешивании ее с небольшим количеством воды образовывать пластичную массу. Этой массе можно придать любую форму, которая сохраняется после высыхания и закрепляется посредством обжига при высокой температуре. Из белой глины изготавливают *фаянсовые* и *фарфоровые изделия.*

Схема 9

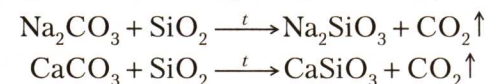


ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...стеклоделие существует много веков. В Древнем Египте оно возникло за 3000 лет до н. э. Цилиндр из стекла, который изготовлен в середине 3-го тысячелетия до н. э., найден в Тель-Асмаре близ Багдада. В России первый стекольный завод начал производить стекло в 1635 г.

...в первой в России химической лаборатории М. В. Ломоносов изготовил более 4000 опытных стекол. Эти работы легли в основу заводских методов получения цветных стекол. Из своего цветного стекла М. В. Ломоносов вместе с учениками выложил большую (42 м²) мозаичную картину «Полтавская баталия».

Производство стекла. Сырьем для производства обычного стекла служат чистый *кварцевый песок, сода* и *известняк.* Эти вещества тщательно перемешивают и подвергают сильному нагреванию (1500 °С):



Образовавшиеся силикаты натрия и кальция сплавляются с песком, который берут в избытке. Стекло не является индивидуальным веществом, а представляет собой сплав нескольких веществ. Примерный состав *обычного оконного* (натриевого) *стекла* можно выразить формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Если соду заменяют *поташом* K_2CO_3 , то получают более *тугоплавкое стекло* (химическое, или калиевое). Примерный состав этого стекла можно выразить формулой $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Если в качестве сырья берут *поташ, оксид свинца(II)* и *песок*, то получают *хрустальное стекло.* Это стекло сильно преломляет свет и поэтому применяется в оптике для изготовления линз и призм. Из него изготавливают также хрустальную посуду.

Из *чистого песка* получают *кварцевое стекло.* Расплавленный песок, остывая, образует стекловидную массу. В отличие от обычного стекла кварцевое стекло мало изменяется в объеме при изменении температуры. Посуду, изготовленную из него, можно накаливать до бела, бросить в холодную воду, и она не трескается. Из кварцевого стекла делают лабораторную посуду. Другое его специфическое свойство — это способность пропускать ультрафиолетовые лучи, поэтому из него изготавливают так называемые кварцевые лампы, используемые в медицине.

Для получения *цветных стекол* к сырью добавляют оксид соответствующего металла. Так, например, при добавлении оксида кобальта(II) получают *синее стекло.* Оксид хрома(III) придает стеклу зеленый цвет — полу-

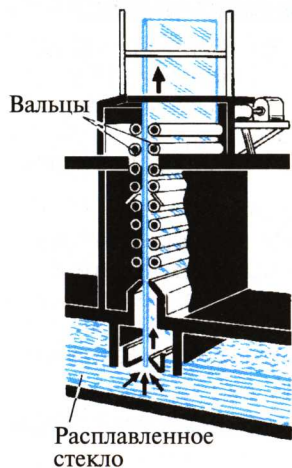


Рис. 29. Машина для изготовления листового стекла

чают *зеленое стекло*. Оксид меди(II) придает сине-зеленый цвет. Добавлением небольших количеств мелкоизмельченного золота получают *рубиновое стекло*.

Расплавленное стекло при охлаждении не сразу твердеет, а постепенно загустевает, образуя сначала вязкую массу. Благодаря этому свойству стекло подвергается формовке — в разогретом состоянии ему можно придать любую форму. Для формовки стеклянных изделий применяют *выдувание* (бутылки, электролампы), *прессование* (пуговицы), *прокатку* (зеркальное стекло), *вытягивание* (листовое стекло, стеклянные трубки и палочки).

Изготовление листового стекла путем вытягивания производится при помощи специальных машин (рис. 29). В них полужидкое стекло выдавливается через щель, и при помощи специальных вальцов вытягиваются листы.

Из стекла готовят также тонкие *стеклянные нити* для производства стекловолокна и тканей.

Стеклянные ткани применяют в качестве тепло- и электроизоляторов. Из стекловолокна и пластмасс изготавливают *стеклопластики*, которые по прочности не уступают стали.

Производство цемента. Известно несколько видов цемента. Основным сырьем для производства *портландцемента* являются *известняк* и *глина*, содержащие оксид кремния(IV). Эти вещества тщательно перемешивают и их смесь обжигают в наклонных цилиндрических печах, длина которых более 200 м, а диаметр — около 5 м (рис. 30). В процессе обжига печь медленно вра-

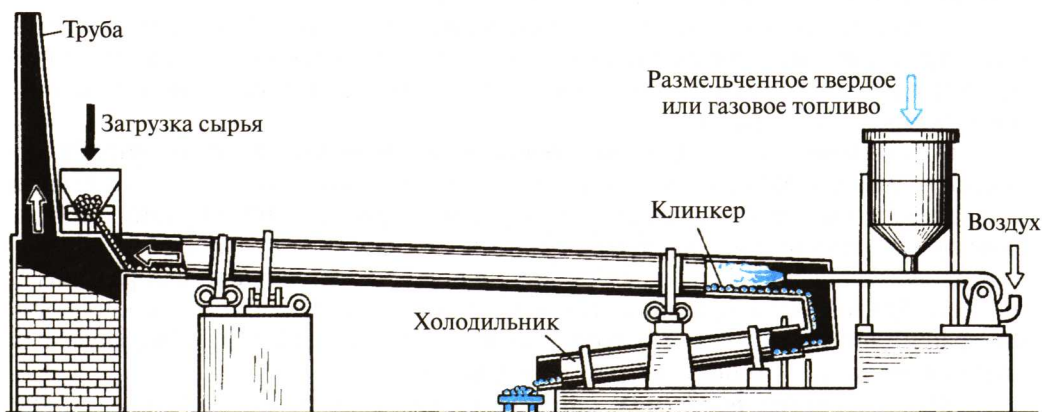


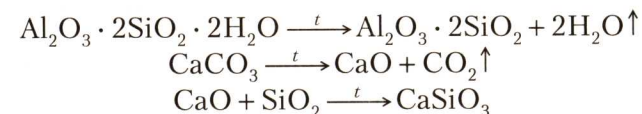
Рис. 30. Цилиндрическая печь для обжига смеси глины с известняком при производстве цемента

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в 1824 г. каменщик Д. Аспдин в Англии получил патент на производство цемента (портландцемент), похожего на портландский камень, который добывали около города Портланда. Независимо от него в 1825 г. инженер Е. Г. Челиев (Челидзе) для восстановительных работ в Москве разработал способ получения цемента из глины и известняка. Этот цемент был близок по свойствам к портландцементу.

щается и исходные материалы постепенно движутся к нижней ее части навстречу потоку раскаленных газов — продуктов сгорания поступающего газобразного или твердого пылевидного топлива (принцип противотока).

При повышенной температуре между глиной и известняком происходят сложные химические реакции. Простейшими из них являются *обезвоживание каолинита*, *разложение известняка* и *образование силикатов и алюминатов кальция*:



Образовавшиеся в результате реакций вещества спекаются в виде отдельных кусков. После охлаждения их размалывают до тонкого порошка.

Процесс затвердевания цементного теста объясняется тем, что различные силикаты и алюминаты, входящие в состав цемента, реагируют с водой с образованием каменистой массы. В зависимости от состава изготавливают различные сорта цемента (см. схему 9).

Основным строительным материалом являются цемент, бетон, шлакобетон и железобетон.

Бетон — смесь щебня и песка с цементом. При смешивании цемента со шлаком получают *шлакобетон*. Бетонные сооружения получают еще более прочными, если в бетон закладывают каркас из железных стержней. Такой строительный материал называется *железобетоном*. Из него возводят капитальные строительные объекты: заводские корпуса, плотины и другие сооружения.

По производству строительных материалов (в частности, цемента и бетона) и их качеству можно судить об уровне развития строительной индустрии в стране.

Ответьте на вопросы 7–8 (с. 101). Решите задачу 2 (с. 101).

▲ **Генетическая связь** между углеродом и его важнейшими соединениями показана на схеме 10.

Генетическая связь между кремнием и его важнейшими соединениями показана на схеме 11.

Схема 10

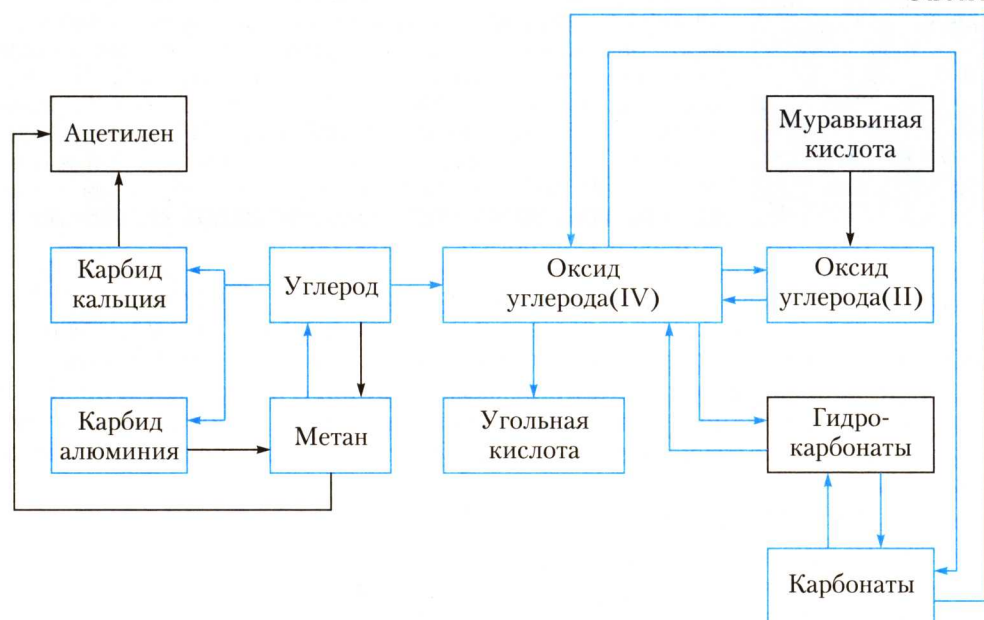
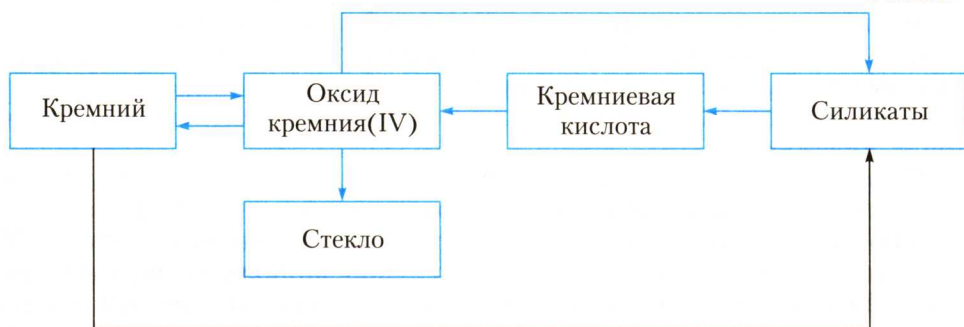


Схема 11



Выполните упражнение 9 (с. 101).



1. Как получают свободный кремний в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения этих реакций, укажите окислитель и восстановитель.

2. Каковы физические и химические свойства кремния? Приведите уравнения соответствующих реакций. Поясните, какие свойства кремния используют в технике.

3. В чем сходство и различие высших оксидов углерода и кремния?

4. Оксид кремния(IV) вступает в реакцию

- 1) с кислородом
- 2) с водой
- 3) со щелочью
- 4) с кислотой

5. Как можно получить кремниевую кислоту из оксида кремния(IV)? Напишите уравнения реакций.

6. Какие из солей сильнее подвергаются гидролизу – силикаты или карбонаты? Почему?

1. Сколько потребуется оксида кремния(IV), содержащего 0,2 массовые доли примесей, чтобы получить 6,1 кг силиката натрия?

7. Составьте уравнения реакций, в результате которых образуется стекло: а) обыкновенное; б) калиевое; в) хрустальное.

8. Поясните сущность производства: а) цемента; б) бетона и железобетона; в) стекла.

9. Составьте уравнения реакций согласно схемам 10 и 11.

2. Сколько потребуется сырья для получения 1 т стекла?

Лабораторные опыты

9. Ознакомление с различными видами топлива (коллекция топлива)

Рассмотрите выданные вам образцы топлива и по внешнему виду назовите их.

10. Ознакомление со свойствами и взаимопревращениями карбонатов и гидрокарбонатов

1. Через 2—3 мл свежеприготовленного раствора гидроксида кальция (известковой воды) пропустите оксид углерода(IV).

2. Продолжайте пропускать оксид углерода(IV) через раствор.

3. Пробирку с прозрачным раствором прокипятите.

Задания. 1. Почему известковая вода мутнеет, если через нее пропускают оксид углерода(IV)? 2. Почему раствор опять становится прозрачным, если продолжают пропускать оксид углерода(IV)? 3. Объясните, почему при нагревании этого прозрачного раствора образуется осадок. 4. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Качественная реакция на карбонат-ион. В одну пробирку положите немного мела, а в другую — немного карбоната магния. В первую пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, а во вторую — столько же разбавленной серной кислоты. Обе пробирки закройте пробками с газоотводными трубками, концы которых поместите в пробирки с известковой водой.

Задания. 1. На основе выполненных опытов сделайте вывод, какая реакция является качественной реакцией на карбонат-ион. 2. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

11. Ознакомление с образцами природных силикатов. Рассмотрите выданные вам образцы природных силикатов. Обратите внимание на их внешний вид. Проверьте их твердость.

Задания. 1. Составьте таблицу и отметьте в ней свои наблюдения. 2. На основе наблюдений назовите выданные вам минералы.

12. Ознакомление с видами стекла (работа с коллекцией «Стекло и изделия из стекла»).

Рассмотрите выданные вам образцы стекла различных видов и различные изделия из стекла.

Задания. 1. Определите, к каким видам стекла относятся выданные вам образцы. 2. Поясните, какие характерные свойства стекла использовались при изготовлении рассмотренных вами изделий.

Практическая работа 5

Получение оксида углерода(IV) и изучение его свойств. Распознавание карбонатов

Получение оксида углерода(IV) и определение его свойств. 1. Поместите в пробирку несколько кусочков мела или мрамора и прилейте немного разбавленной соляной кислоты.

2. Пробирку быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки поместите в другую пробирку, в которой находится 2—3 мл известковой воды.

3. Несколько минут продолжайте пропускать газ.

4. Конец газоотводной трубки выньте из раствора и сполосните его в дистиллированной воде. Затем поместите трубку в пробирку с 2—3 мл дистиллированной воды и пропустите через нее газ. Через несколько минут выньте трубку из раствора, добавьте к полученному раствору несколько капель раствора синего лакмуса.

5. В пробирку налейте 2—3 мл разбавленного раствора гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель фенолфталеина. Затем через раствор пропустите газ.

Задания. 1. Что происходит, если на мел или мрамор действуют соляной кислотой? 2. Почему при пропускании газа через раствор известковой воды сначала происходит помутнение, а затем взвесь растворяется? 3. Что происходит при пропускании оксида углерода(IV) через дистиллированную воду? 4. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Распознавание карбонатов. В четырех пробирках даны кристаллические вещества: сульфат натрия, хлорид цинка, карбонат калия, силикат натрия. Определите, какое вещество находится в каждой пробирке.

Задания. 1. На основе выполненных опытов сделайте вывод, что является характерной качественной реакцией на карбонат-ион. 2. Составьте уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Общие свойства металлов

Из известных открытых элементов большинство (более 80) относятся к металлам. Металлы имеют ряд общих свойств, с которыми вы познакомитесь в этой главе.

§ 34. Положение металлов в периодической таблице и особенности строения их атомов

Повторите учебный материал (8 класс, § 36).

Какое место занимают металлы в периодической таблице химических элементов Д. И. Менделеева? Прежде чем ответить на этот вопрос, вспомните, как в ней расположены неметаллы, так как их значительно меньше.

Из таблицы 27 видно, что *неметаллы в основном располагаются в правой части периодической таблицы* наверху.

Таблица 27. Размещение неметаллов в периодической таблице

Группы \ Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2			B	C	N	O	F	Ne
3				Si	P	S	Cl	Ar
4					As	Se	Br	Kr
5						Te	I	Xe
6							At	Rn
7								

Металлы же располагаются в основном в левой и нижней части периодической таблицы, т. е. в основном в I, II и III группах.

У атомов металлов на наружном энергетическом уровне обычно находится от одного до трех электронов. Их атомы обладают, как правило, большим радиусом. Атомы металлов в отличие от атомов неметаллов легко отдают наружные электроны, т. е. являются сильными восстановителями. Поэтому атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы.

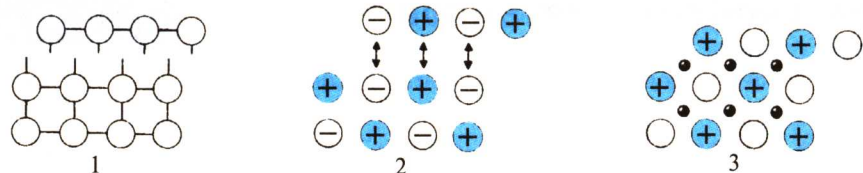


Рис. 31. Связь строения кристаллических решеток с механической прочностью соответствующих веществ: 1 – атомная решетка; 2 – ионная решетка; 3 – металлическая решетка

Оторвавшиеся от атомов электроны относительно свободно перемещаются между положительно заряженными ионами металлов. Между этими частицами возникает связь, т. е. электроны как бы цементируют отдельные слои положительно заряженных ионов, которые находятся в узлах кристаллических решеток. Так как электроны находятся в непрерывном движении, то при их столкновении с положительно заряженными ионами последние превращаются в нейтральные атомы, а затем вновь в ионы и т. д.

Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительно заряженные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называют **металлическими** (рис. 31). Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку, называют **металлической связью**.

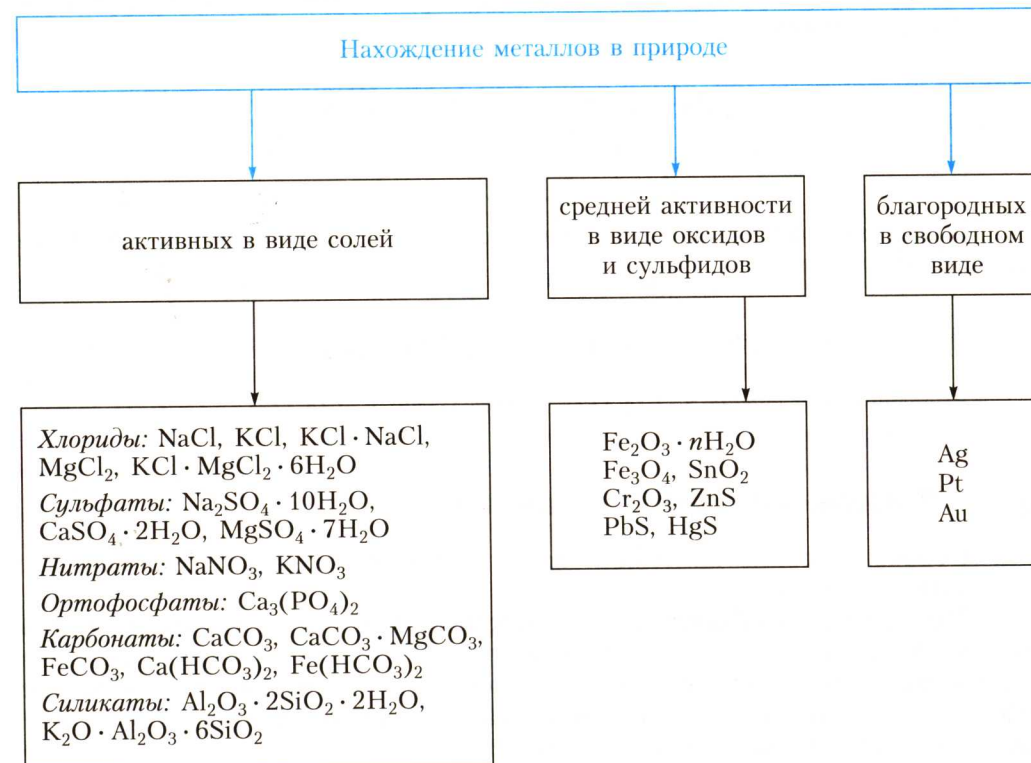
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1–4 (с. 112).

§ 35. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения

Нахождение в природе. Самым распространенным металлом в земной коре является алюминий. За ним следуют железо, кальций, натрий, калий, магний и титан. Содержание остальных металлов незначительно. Так, на-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в древности и в Средние века люди знали только семь металлов. Это число соотносилось с числом известных тогда планет: Солнце (золото), Юпитер (олово), Луна (серебро), Марс (железо), Меркурий (ртуть), Сатурн (свинец), Венера (медь). Алхимики считали, что под влиянием лучей планет в недрах Земли рождаются эти металлы.

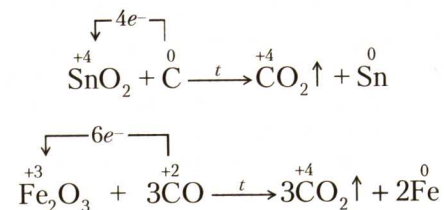


пример, хрома в земной коре по массе всего лишь 0,3%, никеля – 0,2%, а меди – 0,01%. Металлы встречаются в природе как в свободном виде, так и в различных соединениях (схема 12).

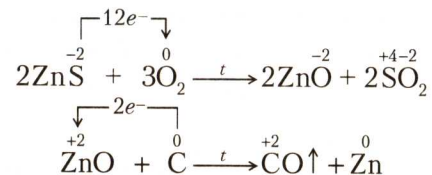
Способы получения. Наиболее активные металлы (Na, K, Ca, Mg) получают электролизом (этот процесс изучают в 11 классе). Менее активные металлы восстанавливают из их оксидов углем, оксидом углерода(II) или алюминием, а сульфиды металлов вначале обжигают.

Приведем несколько примеров.

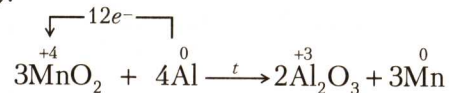
1. Восстановление металлов из их оксидов углем или оксидом углерода(II):



2. Обжиг сульфидов металлов с последующим восстановлением образовавшихся оксидов:



3. Восстановление металлов из их оксидов более активными металлами (алюминотермия):



Выполните упражнения 5–7 (с. 112). Решите задачи 1–2 (с. 112).

§ 36. Физические свойства металлов

Особое строение кристаллических решеток металлов обуславливает их общие свойства.

Металлический блеск. Все компактные металлы обладают характерным металлическим блеском. Это свойство объясняется тем, что металлы хорошо отражают от своей поверхности световые лучи. Металлы отражают также радиоволны. Это явление используют в радиолокаторах, обнаруживающих самолеты на больших расстояниях.

Электрическая проводимость и теплопроводность. Металлы — хорошие проводники электричества и теплоты. Это обусловлено наличием в металлических решетках свободно перемещающихся электронов, которые в электрическом поле приобретают направленное движение. Электрическая проводимость и теплопроводность металлов увеличиваются от Hg к Ag:



Из наиболее доступных металлов хорошей электрической проводимостью обладают медь и алюминий, поэтому их используют в качестве проводников электрического тока.

Ковкость и пластичность. Многие металлы пластичны и обладают хорошей ковкостью, что также объясняется особенностью металлической связи. Так как ионы в металлической решетке друг с другом непосредственно не связаны, отдельные слои их могут свободно перемещаться один относительно другого (см. рис. 31, 3). Это свойство металлов используют при их механической обработке. Для сравнения на рисунке 31, 1 и 2 приведены атомная и ионная кристаллические решетки.

Чем же объясняется ковкость многих металлов (щелочные металлы, золото, серебро, медь) и почему некоторые из них (хром, марганец, сурьма)

очень хрупкие? Самые хрупкие металлы находятся в V, VI и VII группах периодической таблицы Д. И. Менделеева. У атомов этих элементов имеется от пяти до семи свободных электронов. Большое количество свободных электронов обеспечивает прочность отдельных слоев ионов, препятствует их свободному скольжению, и, таким образом, пластичность металлов уменьшается.

Плотность, твердость и температура плавления у металлов весьма различны.

Например, наименьшую плотность имеют щелочные металлы, а наибольшую — осмий. Металлы, плотность которых меньше пяти, условно принято называть *легкими металлами*, а металлы с плотностью больше пяти — *тяжелыми*.

По твердости металлы сравнивают с алмазом, твердость которого принята за 10. Самыми *мягкими* являются щелочные металлы, а самым *твердым* — хром.

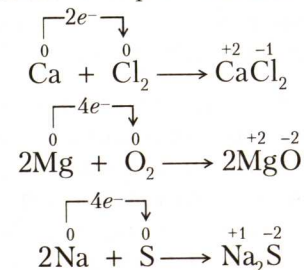
Самую низкую температуру плавления имеет ртуть, а самую высокую — вольфрам.

Ответьте на вопросы 8–9 (с. 112).

§ 37. Характерные химические свойства металлов

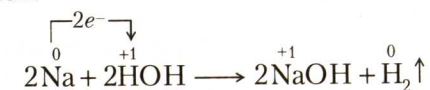
Наиболее общим химическим свойством металлов является способность их атомов при химических реакциях отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы, т. е. *металлы в реакциях являются восстановителями*.

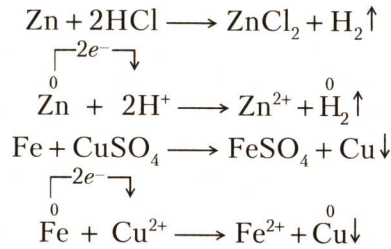
Наиболее энергично металлы реагируют с галогенами, кислородом и серой, электроотрицательность которых велика:



В этих реакциях окислителем является соответствующий неметалл.

Металлы могут окисляться также ионами водорода и ионами других металлов. Например, вам уже известны реакции металлов с водой, кислотами и растворами солей:





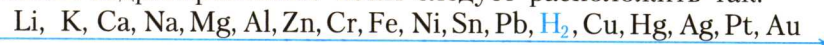
Из уравнений реакций видно, что в них окислителями являются ионы водорода и ионы металлов, а восстановителями — атомы металлов.

Однако не все металлы обладают одинаковой восстановительной способностью. Так, например, цинк может восстановить ионы водорода, а медь — нет (медь не вытесняет водород из кислот).

Железо восстанавливает ионы меди Cu^{2+} , но медь ионы железа Fe^{2+} не восстанавливает (медь не вытесняет железо из раствора его солей). Чтобы можно было предсказать, в каких реакциях и при каких условиях участвуют металлы, необходимо знать их восстановительные способности.

Если учитывать только энергию отрыва валентных электронов от отдельных изолированных атомов (энергию ионизации), то металлы можно расположить в определенном порядке. Такое расположение металлов, предложенное в 1865 г. русским ученым Н. Н. Бекетовым, согласуется с их местом в периодической таблице, хотя в то время не были известны ни периодический закон, ни строение атомов. Так, например, из щелочных металлов наибольшая энергия ионизации у атомов лития (т. е. литий должен быть наименее активным), а наименьшая — у атомов франция.

Если же учитывать не только *энергию ионизации*, но и *энергию, которая тратится на разрушение кристаллической решетки*, а также *энергию, которая выделяется при гидратации ионов*, то металлы по их способности образовывать гидратированные ионы следует расположить так:



Этот ряд назван *электрохимическим рядом напряжений металлов*, или *рядом стандартных электродных потенциалов металлов*. В этом ряду наиболее активным оказывается литий. Не противоречит ли такое расположение металлов закономерностям периодической таблицы? Чтобы ответить на этот вопрос, надо иметь в виду, что из трех факторов, которые учитываются при размещении металлов в электрохимическом ряду напряжений, только один из них, т. е. *энергия ионизации, определяется положением металла в периодической таблице*.

Поэтому нет оснований ожидать, что положение металлов в электрохимическом ряду напряжений всегда должно соответствовать их положению в периодической таблице.

Вам уже известно, что согласно значению энергии ионизации литий из щелочных металлов должен быть наименее активным.

Схема 13

	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au		
Восстановительная способность металлов в свободном состоянии	↑ Возрастает																				
Взаимодействие с кислотным родом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре			Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании																Не окисляются	
Взаимодействие с водой	При обычной температуре выделяется H ₂ и образуется гидроксид			При нагревании выделяется H ₂ и образуются оксиды																H ₂ из воды не вытесняют	
Взаимодействие с кислотами	Вытесняют водород из разбавленных кислот (кроме HNO ₃)																				
Нахождение в природе	Только в сплавах			В соединениях и в свободном виде																Главным образом в свободном виде	
Способы получения	Электролиз расплавов			Восстановление углем, оксидом углерода(II), алюминотермией; электролиз водных растворов солей																	
Окислительная способность ионов металлов	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	(H ⁺)	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺		
	↑ Возрастает																				

Однако радиус иона лития гораздо меньше, чем радиусы ионов натрия и калия. Поэтому электрическое поле, возникающее около ионов лития, более сильное, чем у ионов натрия и калия. Благодаря этому гидратация ионов лития будет протекать более энергично по сравнению с гидратацией ионов натрия и калия. В результате процесс перехода ионов лития в раствор более интенсивен, чем и объясняется его место в электрохимическом ряду напряжений.

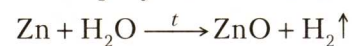
В электрохимическом ряду напряжений металл, стоящий левее, может вытеснить из растворов или расплавов солей металл, стоящий правее. Пользуясь этим рядом, можно предсказать, что, например, железо будет вытеснить медь из водного раствора ее соли.

В электрохимический ряд напряжений включен также водород. Это позволяет сделать заключение о том, какие металлы могут вытеснить водород из растворов кислот. Так, например, железо вытесняет водород из растворов кислот, так как находится левее его; медь же не вытесняет водород, так как находится правее его.

На схеме 13 даны пояснения к электрохимическому ряду напряжений металлов. Например, пользуясь этим рядом, часто ошибочно предполагают, что наиболее активные металлы: Li, Na, K, Ca — могут вытеснить менее активные металлы из солей в водных растворах. Но из схемы 13 видно, что металлы Li, Na, K, Ca при обычных условиях реагируют с водой. Следовательно, этими металлами для вытеснения других металлов из водных растворов их солей пользоваться нельзя.

Закономерности, отраженные на этой схеме, условные. Однако схема помогает ориентироваться в некоторых химических процессах.

По схеме можно определить не только условия, но и характер протекания реакций. Например, цинк реагирует с водой только при повышенной температуре, и в результате образуется оксид цинка:



Ответьте на вопросы 10–12 (с. 112) и решите задачу 3 (с. 112).

§ 38. Сплавы

В расплавленном состоянии металлы легко смешиваются между собой. При охлаждении такая смесь застывает и приобретает свойства, которых не было у образующих ее металлов. Подобные твердые смеси металлов называют *сплавами*.

В расплавленных металлах могут растворяться также некоторые неметаллы, как, например, углерод и кремний в расплавленном железе. При охлаждении образуются сплавы с нужными свойствами: легкоплавкие, жаростойкие, кислотостойкие и т. д.

Русский ученый, академик. Разработал физико-химический анализ растворов и сплавов металлов, создал новые приборы и методы для анализа состава сплавов.

**Курнаков
Николай
Семенович
(1860–1941)**



Сплавы различают по составу и строению. Рассмотрим важнейшие из них.

1. При охлаждении расплава образуются однородные кристаллы. В узлах их кристаллических решеток находятся атомы разных металлов. В этом случае образуются *твердые растворы*.

2. При охлаждении расплава выделяются кристаллики отдельных металлов. В этих случаях сплав представляет собой *механическую смесь металлов*, причем твердый раствор не образуется.

3. При взаимном растворении металлов их атомы реагируют между собой: образуются так называемые *интерметаллические соединения*. При растворении неметаллов в расплавленных металлах тоже могут происходить химические реакции. Например, атомы железа реагируют с атомами углерода, и образуется карбид железа Fe_3C — *цементит*, обуславливающий особую твердость и хрупкость чугуна.

Способность металлов в расплавленном состоянии не только механически смешиваться, но и образовывать друг с другом (и с атомами неметаллов) различные соединения — одна из причин, объясняющая, почему сплавы по физическим свойствам так резко отличаются от свойств составляющих их металлов. Так, например, сплав, состоящий из одной части свинца и двух частей олова (припой), плавится при температуре 180°C , тогда как свинец плавится при температуре 328°C , а олово — при температуре 231°C .

В состав *дюралюминия* — одного из важнейших сплавов — входит 95% Al, 4% Cu, 0,5% Mn и 0,5% Mg. Он легкий, но гораздо тверже алюминия и меди. Его широко применяют в самолетостроении. Известно много других сплавов. Свойства некоторых из них будут рассмотрены далее.

Ответьте на вопросы 13–15. Решите задачу 4 (с. 112).

Металлы IA—IIIA-групп периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева

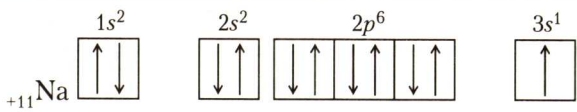
ГЛАВА VI

§ 39. Характеристика щелочных металлов

Положение щелочных металлов в периодической таблице и строение их атомов. Щелочные металлы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr находятся в главной подгруппе I группы (IA-группе) периодической таблицы Д. И. Менделеева. Наиболее важные из них в практическом отношении — натрий и калий. Схемы строения их атомов даны в таблице 28.

Таблица 28. Схемы строения атомов натрия и калия

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	▲ Электронная формула
Na	${}_{+11}\text{Na } 2e^-, 8e^-, 1e^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
K	${}_{+19}\text{K } 2e^-, 8e^-, 8e^-, 1e^-$	$\dots 3s^2 3p^6 3d^0 4s^1$

▲ Размещение электронов по орбиталям	
${}_{+11}\text{Na}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$ 
${}_{+19}\text{K} \dots$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^0$ $4s^1$ 

Строение атомов остальных щелочных металлов аналогично. Отличаются они лишь значением атомного радиуса. Среди щелочных металлов наименьший атомный радиус имеет литий. Его наружный s-электрон нахо-

Английский ученый. В 1808 г. путем электролиза солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, амальгаму стронция и магния. Имеет множество научных работ.

**Дэви
Хэмфри
(1778—1829)**



дится на втором энергетическом уровне. Наибольший атомный радиус у франция. Его наружный s-электрон находится на седьмом энергетическом уровне.

При химических реакциях атомы щелочных металлов отдают наружный электрон и во всех соединениях проявляют степень окисления +1. С увеличением размеров атомов от лития к францию энергия ионизации атомов уменьшается и, как правило, возрастает их химическая активность.

Выполните упражнения 1—2 (с. 118). Решите задачу 1 (с. 119).

Нахождение в природе. Из соединений щелочных металлов широко распространены в природе лишь соединения натрия и калия (табл. 29).

Таблица 29. Важнейшие природные соединения натрия и калия

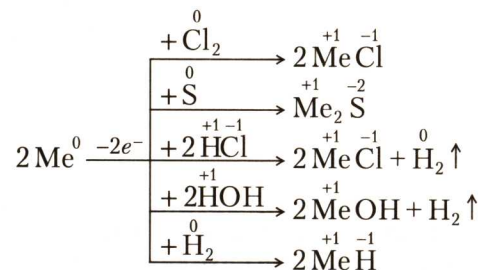
Название минерала	Химическая формула	Важнейшие месторождения
Хлорид натрия	NaCl	Соляные озера Эльтон и Баскунчак, город Соликамск
Сульфат натрия (мирабилит, глауберова соль)	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Кара-Богаз-Гол (Туркмения), Большое Соленое озеро (США)
Сильвинит	NaCl · KCl	Соликамск и др.
Карналлит	$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Соликамск, Штасфурт (ФРГ) и др.

Соли калия имеют очень большое значение в жизни растений (с. 66). Соединения других щелочных металлов встречаются редко. Франций получен искусственно при ядерных реакциях.

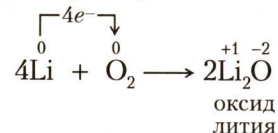
Получение. Натрий и калий получают путем электролиза расплавленных хлоридов или гидроксидов (11 класс).

Физические свойства. Все щелочные металлы серебристо-белого цвета с незначительными оттенками, легкие, мягкие и легкоплавкие. Их твердость и температура плавления закономерно снижаются от лития к цезию.

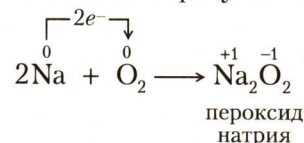
Химические свойства. Щелочные металлы являются сильными восстановителями. Они энергично реагируют со всеми неметаллами, включая водород. Рассмотрим схемы этих реакций (щелочной металл обозначен буквами Me):



В реакциях с кислородом при горении только литий образует оксид:



Остальные щелочные металлы образуют пероксиды, например:



Пероксиды являются солями пероксида водорода H_2O_2 . Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1 ($Na-\overset{+1}{O}-\overset{-1}{O}-\overset{-1}{O}-\overset{+1}{Na}$).

Для распознавания соединений натрия и калия можно использовать таблицу 3 (см. с. 14–15).

Учитывая активность щелочных металлов, их хранят под слоем керосина, с которым они не реагируют.

Применение. Натрий применяют в качестве восстановителя, например, в цветной металлургии, в качестве теплоносителя в ядерных реакторах. Натрий используют также в качестве катализатора при синтезе некоторых органических веществ (получение синтетического каучука).

Щелочные металлы, особенно цезий, способны превращаться в положительно заряженные ионы даже под действием света. Это свойство используют в фотоэлементах — приборах, превращающих энергию света в электрическую, и для изготовления автоматически действующих аппаратов. При освещении с поверхности цезия отрываются электроны, цепь замыкается и аппарат автоматически начинает действовать.

Ответьте на вопросы 3–9 (с. 118) и решите задачи 2–3 (с. 119).



Важнейшие соединения щелочных металлов, получаемые в промышленности. Гидроксиды. Общая формула гидроксидов ROH . Получаются они в результате электролиза водных растворов соответствующих хлоридов (11 класс). Это белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, типичные щелочи. Особенно большое практическое значение имеют гидроксиды натрия и калия (схема 14).

■ **Оксиды и пероксиды.** Общие формулы оксидов и пероксидов R_2O и R_2O_2 . Практическое значение имеет пероксид натрия. Его получают при сжигании металлического натрия. Пероксид натрия поглощает оксид углерода(IV):

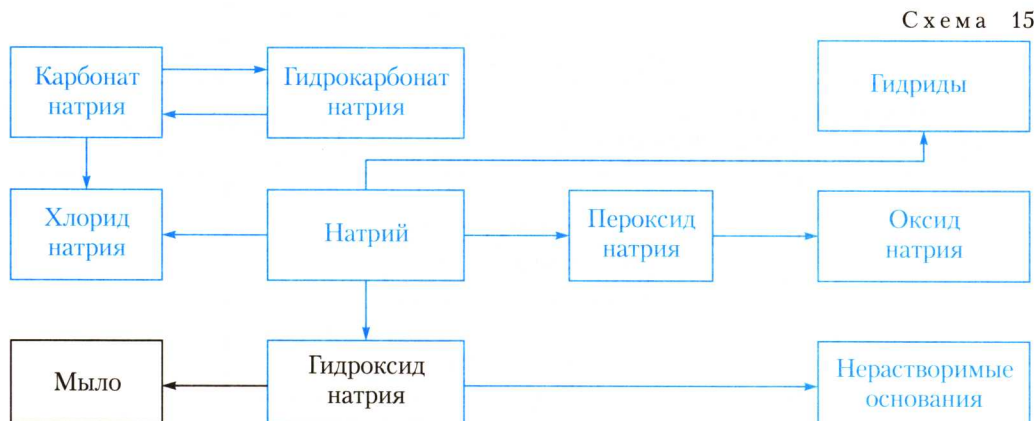


Это свойство используют в подводных лодках и в космических кораблях для регенерации воздуха.

Если на пероксид натрия действовать холодной серной кислотой, то образуется пероксид водорода:



▲ **Генетическая связь** между натрием и его важнейшими соединениями показана на схеме 15.



Ответьте на вопросы, выполните упражнения 10–11 и решите задачу 4 (с. 118–119).

?

1. Начертите схему строения атома рубидия Rb. Сравните ее со схемами строения атомов натрия и цезия.

2. Химический элемент, атомная масса которого 23, а число нейтронов в ядре равно 12, в периодической системе находится

- 1) в 3-м периоде, IB-группе
- 2) в 4-м периоде, IIIA-группе
- 3) в 4-м периоде, VIIB-группе
- 4) в 3-м периоде, IA-группе

3. Какие важнейшие месторождения соединений натрия и калия вы знаете?

4. Используя сведения из курсов биологии и химии, охарактеризуйте роль калия в жизни растений.

5. Почему все щелочные металлы являются сильными восстановителями?

6. Атомы каких элементов являются более сильными восстановителями — щелочных металлов или водорода? Составьте уравнения реакций, подтверждающих ответ.

7. Почему в фотоэлементах используют преимущественно цезий, а не литий?

8. Сравните реакции щелочных металлов с водой и с кислотами. Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.

9*. На основании каких свойств можно сделать вывод, что пероксиды — соли пероксида водорода?

10. Какой из гидроксидов щелочных металлов является наиболее слабым, а какой — наиболее сильным электролитом? Почему?

11. Приведите уравнения реакций, соответствующих схеме 15.

● 1. Сколько граммов раствора, содержащего 0,1 массовых долей, или 10% гидроксида натрия, потребуется для нейтрализации 196 г раствора, содержащего 0,1 массовых долей, или 10%, серной кислоты?

2. При обработке 15 г технической поваренной соли концентрированной серной кислотой выделилось 5,6 л газа (н. у.). Рассчитайте массовую долю (%) примесей в поваренной соли.

3. Какая соль и сколько ее получится, если через 100 мл раствора, содержащего 0,32 массовых долей, или 32%, гидроксида калия ($\rho = 1,32 \text{ г/см}^3$), пропустили весь оксид углерода(IV), который образуется при сжигании 18 л метана (н. у.)?

4. В каких массовых отношениях необходимо смешать гидроксид натрия и воду, чтобы получить раствор, в котором на каждые 20 молекул воды приходилась бы одна молекула гидроксида натрия?

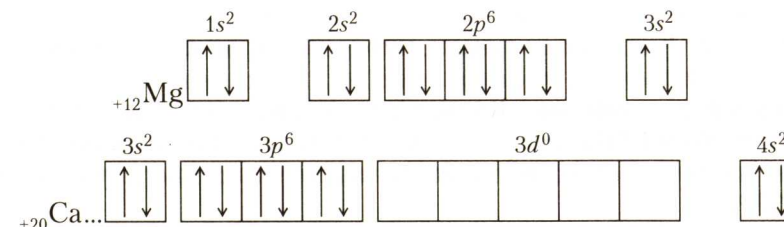
§ 40. Положение магния и кальция в периодической таблице химических элементов, строение их атомов

Магний и кальций в периодической таблице находятся в главной подгруппе II группы (IIA-группе). Схемы строения их атомов даны в таблице 30.

Таблица 30. Схемы строения атомов магния и кальция

Химический знак	Размещение электронов по энергетическим уровням	▲ Электронная формула
Mg	${}_{+12}\text{Mg } 2e^-, 8e^-, 2e^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Ca	${}_{+20}\text{Ca } 2e^-, 8e^-, 8e^-, 2e^-$	$\dots 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$

▲ Размещение электронов по орбиталям



ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в результате круговорота солей кальция в природе образуются карстовые пещеры, а на их сводах — причудливые сталактиты. Примером таких пещер являются Ново-Афонские пещеры. Нет ли таких пещер в вашей местности?

Как видно из схемы, последние электроны у атомов магния и кальция помещаются на наружном энергетическом уровне. Этим и объясняется тот факт, что магний и кальций во всех соединениях проявляют степень окисления +2.

Выполните упражнения 1–2 (с. 125).

§ 41. Кальций и его соединения

Нахождение в природе. Кальцию присуща большая химическая активность, поэтому он встречается в природе только в виде соединений (табл. 31).

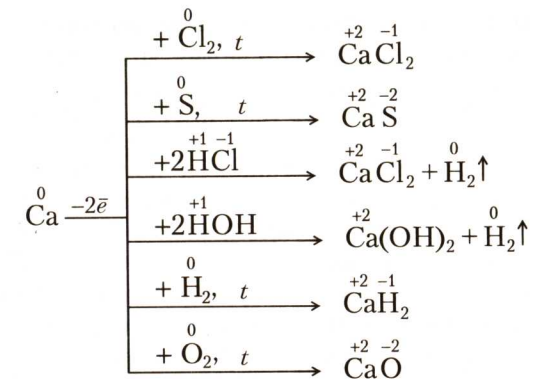
Таблица 31. Важнейшие природные соединения кальция

Название минерала	Химическая формула (основной составной части)
Известняк, мрамор, мел	CaCO_3
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Фосфорит и апатит	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$

Получение. Кальций получают путем электролиза его расплавленного хлорида.

Физические свойства. Кальций — металл серебристо-белого цвета, очень легкий ($\rho = 1,55 \text{ г/см}^3$), как и щелочные металлы, но несравненно тверже их и имеет гораздо более высокую температуру плавления, равную $851 \text{ }^\circ\text{C}$.

Химические свойства. Подобно щелочным металлам кальций является сильным восстановителем, что схематически можно показать так:

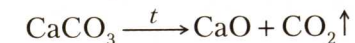


Соединения кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет. Как и щелочные металлы, металлический кальций обычно хранят под слоем керосина.

Применение. Благодаря большой химической активности металлический кальций применяют для восстановления некоторых тугоплавких металлов (титан, цирконий и др.) из их оксидов. Кальций используют также в производстве стали и чугуна для очистки последних от кислорода, серы и фосфора, для получения некоторых сплавов, в частности свинцово-кальциевых, необходимых для изготовления подшипников.

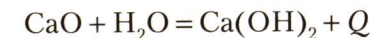
Ответьте на вопросы 3–7 (с. 125). Решите задачи 1–2 (с. 125).

Важнейшие соединения кальция, получаемые в промышленности. **Оксид кальция** получают в промышленности обжигом известняка:



Оксид кальция — тугоплавкое вещество белого цвета (плавится при температуре $2570 \text{ }^\circ\text{C}$), обладает химическими свойствами, присущими основным оксидам активных металлов (8 класс, § 30).

Реакция оксида кальция с водой протекает с выделением большого количества теплоты:



Оксид кальция является основной составной частью негашеной извести, а гидроксид кальция — гашеной извести.

Реакцию оксида кальция с водой называют гашением извести. Оксид кальция применяют в основном для получения гашеной извести.

Гидроксид кальция Ca(OH)_2 имеет большое практическое значение. Его применяют в виде гашеной извести, известкового молока и известковой воды.

Гашеная известь — тонкий рыхлый порошок, обычно серого цвета (составная его часть — Ca(OH)_2), немного растворим в воде ($1,56 \text{ г}$ растворяет-

ся в 1 л воды при 20 °С). Тестообразную смесь гашеной извести с цементом, водой и песком применяют в строительстве. Постепенно смесь твердеет:



Известковое молоко — взвесь (суспензия), похожая на молоко. Она образуется при смешивании избытка гашеной извести с водой. Применяют известковое молоко для получения хлорной извести, при производстве сахара, для приготовления смесей, необходимых в борьбе с болезнями растений, для побелки стволов деревьев.

Известковая вода — прозрачный раствор гидроксида кальция, получаемый при фильтровании известкового молока. Используют ее для обнаружения оксида углерода(IV) в лабораторных условиях:



При длительном пропускании оксида углерода(IV) раствор становится прозрачным:

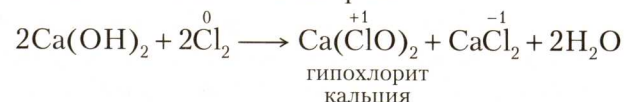


Если полученный прозрачный раствор гидрокарбоната кальция нагревают, то он снова мутнеет:



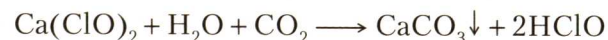
Подобные процессы протекают и в природе. Если вода содержит растворенный оксид углерода(IV) и действует на известняк, то некоторая часть карбоната кальция превращается в растворимый гидрокарбонат кальция. На поверхности раствор согревается, и из него вновь выпадает карбонат кальция.

■ Большое практическое значение имеет *хлорная известь*. Она получается при реакции гашеной извести с хлором:

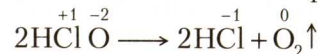


Действующей составной частью хлорной извести является гипохлорит кальция.

Гипохлориты подвергаются гидролизу. При этом выделяется *хлорноватистая кислота*. Хлорноватистую кислоту из ее соли может вытеснить даже угольная кислота:



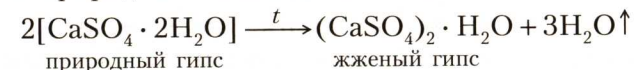
Образующаяся хлорноватистая кислота непрочная и легко разлагается:



Это свойство хлорной извести широко используют при отбеливании и дезинфекции.

Гипс. Различают следующие виды гипса: *природный* — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, *жженный* — $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, *безводный* — CaSO_4 .

Жженный (полуводный) гипс, или алебастр, $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ получают при нагревании природного гипса до 150–180 °С:

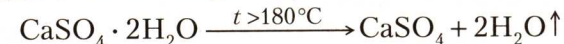


Если смешать порошок алебаstra с водой, то образуется полужидкая пластическая масса, которая быстро твердеет. Процесс затвердевания объясняется присоединением воды:



Свойство жженого гипса затвердевать используют на практике. Так, например, алебастр в смеси с известью, песком и водой применяют в качестве штукатурки. Из чистого алебаstra изготавливают художественные изделия, а в медицине его используют для накладывания гипсовых повязок.

Если природный гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нагревать при более высокой температуре, то выделяется вся вода:



Образовавшийся безводный гипс CaSO_4 уже неспособен присоединить воду, и поэтому его назвали мертвым гипсом.

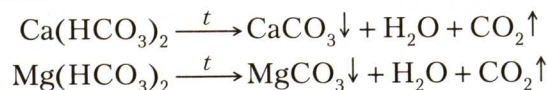
Ответьте на вопросы 8–12 (с. 125). Решите задачу 3 (с. 125).

Жесткость воды и способы ее устранения. Всем известно, что в дождевой воде мыло хорошо пенится (мягкая вода), а в ключевой — обычно плохо (жесткая вода). Анализ жесткой воды показывает, что в ней содержатся значительные количества растворимых солей кальция и магния. Эти соли образуют с мылом нерастворимые соединения. Такая вода непригодна для охлаждения двигателей внутреннего сгорания и питания паровых котлов, так как при нагревании жесткой воды на стенках водонагревательных и охладительных систем образуется накипь. Накипь плохо проводит тепло, поэтому возможен перегрев моторов и паровых котлов; кроме того, ускоряется их изнашивание.

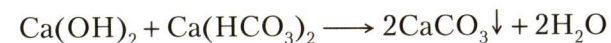
Какие же бывают виды жесткости?

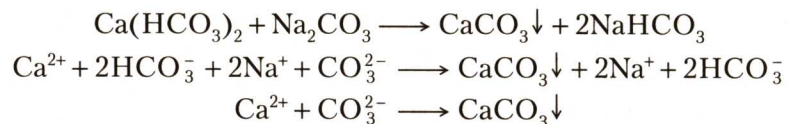
Карбонатная, или **временная**, **жесткость** обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния. Ее можно устранить следующими способами:

1) *кипячением*:

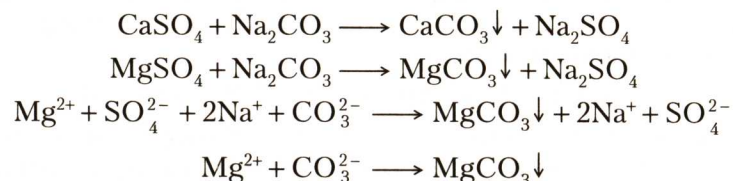


2) *действием известкового молока или соды*:





Некарбонатная, или **постоянная**, **жесткость** обусловлена присутствием сульфатов и хлоридов кальция и магния. Ее устраняют действием соды:



Освобождаются от жесткости и с помощью специальных реагентов — ионообменных смол (ионитов). При этом ионы кальция и магния переходят в состав смолы, а из смолы в раствор переходят ионы H^+ или Na^+ , и вода умягчается, ее жесткость снижается.

Карбонатная и некарбонатная жесткости в сумме составляют **общую жесткость воды**.

Ответьте на вопросы 13–14 (с. 125). Решите задачу 4 (с. 125).

▲ Генетическая связь между кальцием и его важнейшими соединениями показана на схеме 16.

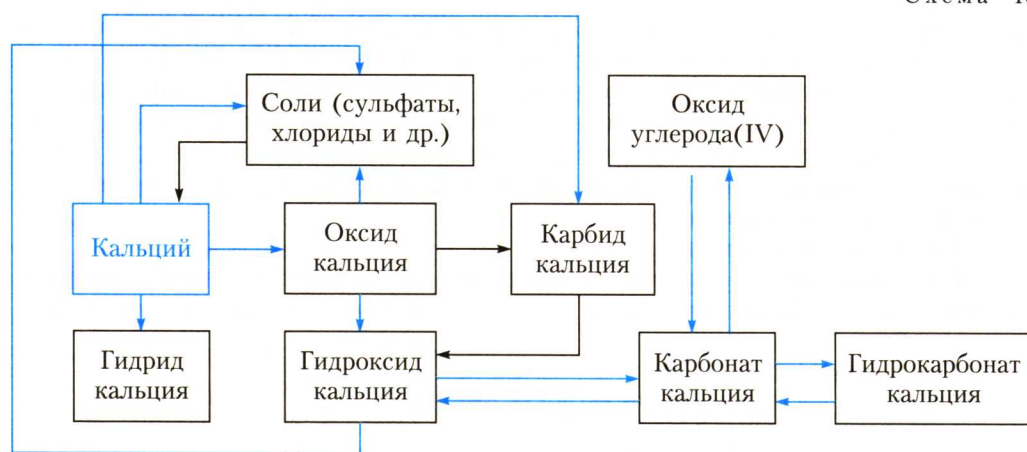


Схема 16

Выполните упражнение 15 (с. 125).



1. На основе положения в периодической таблице и представлений о строении атомов поясните, какие свойства магния и кальция являются общими. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. В периодической таблице кальций находится рядом с калием, однако его химические свойства более близки к свойствам натрия, который находится в другом периоде. Поясните почему.

3. Какие минералы, содержащие кальций, вам известны и как их используют?

4. Как отличить один от другого следующие природные минералы: известняк, гипс и фосфорит? Составьте уравнения реакций.

5. Реакцию между магнием и соляной кислотой относят к реакциям

- 1) соединения
- 2) обмена
- 3) разложения
- 4) замещения

6. Металлический кальций тверже лития, но мягче бериллия. Как это можно объяснить, основываясь на строении их металлических решеток?

7. Под воздействием окружающей среды металлический кальций превращается в карбонат кальция. Составьте уравнения соответствующих реакций.

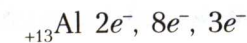
8. Какие превращения происходят с гашеной известью при использовании ее в строительстве? Напишите уравнения соответствующих реакций.

● 1. При прокаливании 50 кг чистого карбоната кальция его масса уменьшилась на 4,4 кг. Сколько процентов карбоната кальция разложилось?

2. 8 г металла со степенью окисления +2 прореагировали с водой, и выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Определите относительную атомную массу металла и назовите его.

§ 42. Алюминий

Положение алюминия в периодической таблице и строение его атома. Алюминий находится в главной подгруппе III группы (IIIA-группе). Схема расположения электронов по энергетическим уровням следующая:



9. Начертите в тетради следующую таблицу и заполните ее уравнениями соответствующих реакций:

Реактив	Взаимодействие с:	
	CaO	Ca(OH) ₂
CO ₂		
N ₂ O ₅		
HCl		
H ₃ PO ₄		

10. Как приготовить известковую воду из оксида кальция? Почему рекомендуется пользоваться только свежеприготовленной известковой водой? Ответ поясните уравнениями реакций.

11. Как объяснить, что смесь алебастра с водой иногда плохо твердеет?

12. Карбонат кальция в воде практически нерастворим. Однако известняки вымываются водой. Чем это можно объяснить? Составьте уравнения соответствующих реакций.

13. Почему жесткую воду нельзя использовать для охлаждения двигателей машин? Ответ подтвердите уравнением реакции.

14. Каковы основные способы устранения жесткости воды? Напишите уравнения соответствующих реакций.

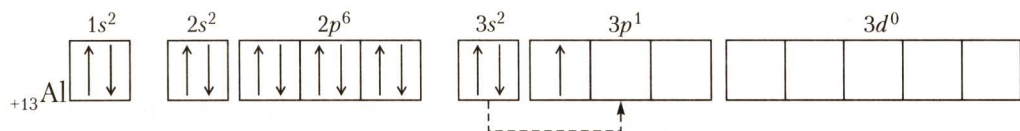
15. Составьте уравнения реакций к схеме 16.

3. Поташ массой 2,76 г обработали 2000 г раствора гашеной извести. Вычислите массу гашеной извести, пошедшей на обработку поташа, и массовую долю (%) Ca(OH)₂ в растворе.

4. Образец жесткой воды содержит 100 мг/л гидрокарбоната кальция и 30 мг/л сульфата кальция. Сколько карбоната натрия потребуется для умягчения 1 м³ такой воды?

Так как у атомов алюминия на внешнем уровне три электрона, то алюминий в соединениях проявляет степень окисления +3.

▲ К такому же выводу приходим, руководствуясь представлениями о характере движения электронов в атомах и размещении их не только по энергетическим уровням, но и по подуровням. В атоме алюминия легко происходит распаривание $3s^2$ -электронов и один электрон переходит на $3p$ -орбиталь:

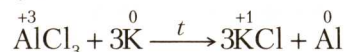


В результате получаются три неспаренных электрона.

Выполните упражнение 1 (с. 130).

Нахождение алюминия в природе, его получение и свойства. Алюминий — третий по распространенности элемент в земной коре. Он встречается только в соединениях. Важнейшие из них указаны на схеме 17.

Получение. Немецкий химик Ф. Вёлер в 1827 г. получил алюминий при нагревании хлорида алюминия со щелочными металлами калием или натрием без доступа воздуха:



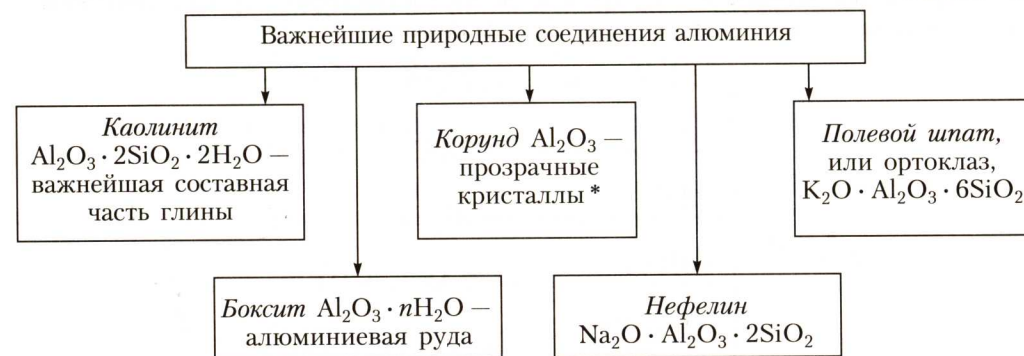
Для промышленного получения алюминия эти методы экономически невыгодны, поэтому был разработан электрохимический метод получения алюминия из бокситов.

Физические свойства. Алюминий — серебристо-белый металл, легкий ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$), плавится при 660°C . Он очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в листы и фольгу. По электрической проводимости алюминий уступает лишь серебру и меди (она составляет $2/3$ от электрической проводимости меди).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...галлий плавится при температуре чуть ниже 30°C , поэтому его можно расплавить теплом человеческой руки.

...институт прикладной физики Китайской академии наук сообщил о результатах исследования гробницы полководца Чжоу-Чжу, похороненного в 297 г. н. э. Спектральный анализ орнамента показал, что он состоит из сплава: 10% меди, 5% магния и 85% алюминия.



* Окрашенные кристаллы Al_2O_3 красного цвета — рубины, синего цвета — сапфиры.

Химические свойства. В электрохимическом ряду напряжений алюминий помещается за самыми активными металлами. Однако из повседневного опыта известно, что на *алюминиевые изделия* (посуду и т. д.) *не действует ни кислород, ни вода* даже при температуре ее кипения. На алюминий не действует также концентрированная холодная азотная кислота. Это объясняется наличием на поверхности алюминия тонкой оксидной пленки, которая предохраняет его от дальнейшего окисления. Если поверхность алюминия потеряет соль ртути, то происходит реакция:



Выделившаяся ртуть растворяет алюминий, и образуется его сплав с ртутью — *амальгама алюминия*. На амальгмированной поверхности пленка не удерживается, поэтому алюминий реагирует с водой при обычных условиях (рис. 32):

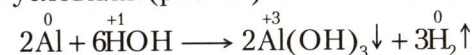
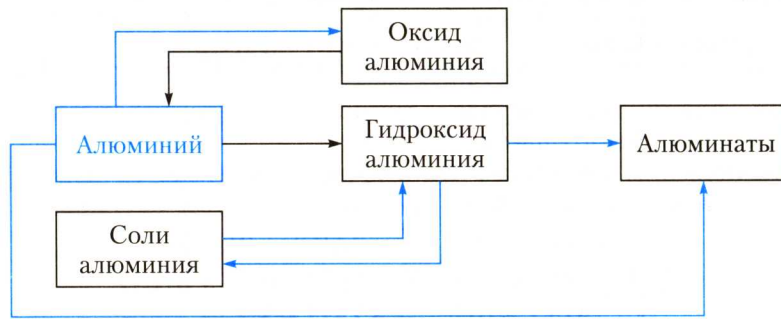


Рис. 32. Амальгмированная алюминиевая проволока: 1 — на воздухе; 2 — в воде

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...современный способ получения алюминия был изобретен американцем Ч. Холлом и французом П. Эру в 1886 г. В день открытия Ч. Холл, 22-летний химик, явился в лабораторию с дюжиной маленьких шариков алюминия в руке и заявил, что он нашел способ, как изготовлять этот металл дешево и в больших количествах.

...в 1854 г. стоимость 1 кг алюминия составляла 1200 рублей, т. е. в 270 раз дороже серебра, а в 1899 г. — 1 рубль. Подумайте, чем это можно объяснить.



ны свойствам других солей. Так как соли алюминия образованы слабым основанием и сильной кислотой, то они в водных растворах подвергаются гидролизу (с. 20).

Ответьте на вопросы 7–10. Решите задачу 3 (с. 131).

▲ **Генетическая связь** между алюминием и его важнейшими соединениями показана на схеме 18.

Выполните упражнение 11.

?

1. Пользуясь периодической таблицей и на основе представлений о строении атомов поясните, как изменяются свойства элементов в ряду $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$.

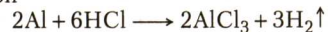
2. Почему алюминий в природе встречается только в соединениях?

3. Охарактеризуйте важнейшие природные соединения алюминия.

4. Для получения алюминия из AlCl_3 в качестве восстановителя можно использовать металлический кальций. Охарактеризуйте этот процесс и составьте уравнение реакции, покажите переход электронов. Почему эту реакцию нельзя проводить в водном растворе?

5. Составьте уравнения реакций, в которых алюминий восстанавливает: а) галогены; б) железо; в) ионы водорода; г) серу; д) кислород. Покажите переход электронов.

6. Химическую реакцию, уравнение которой



относят к реакциям

- | | |
|---------------|--------------|
| 1) соединения | 3) обмена |
| 2) разложения | 4) замещения |

7. Могут ли быть окислителями: а) атомы алюминия; б) ионы алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

8. Сокращенному ионному уравнению $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ соответствует фрагмент схемы химической реакции

- 1) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} (\text{изб.}) \rightarrow$
- 3) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} (\text{недост.}) \rightarrow$
- 4) $\text{Al} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

9. К раствору сульфата алюминия понемногу приливали раствор щелочи (до избытка). Что наблюдали? Составьте уравнения соответствующих реакций.

10. В водные растворы хлорида натрия и хлорида алюминия опустили синие лакмусовые бумажки. Как изменился их цвет и почему?

11. Составьте уравнения реакций согласно схеме 18.

● 1. Сколько потребуется алюминия, чтобы при реакции с соляной кислотой получить столько водорода, сколько его выделяется при взаимодействии 1 моль натрия с водой?

2. На сплав алюминия и меди действовали избытком концентрированного раствора гидроксида натрия при нагревании. Выделилось 2,24 л какого-то газа

(н. у.). Вычислите процентный состав сплава, если его общая масса была 10 г.

3. Дано 40 г раствора, содержащего 5% хлорида алюминия. Сколько потребуется миллилитров раствора ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$), содержащего 0,2 массовых долей, или 20%, гидроксида натрия, чтобы хлорид алюминия полностью превратить в тетрагидроксоалюминат натрия?

Лабораторные опыты

15. Ознакомление с образцами важнейших солей натрия, калия и кальция.

1. Рассмотрите выданные вам образцы солей натрия, калия и кальция. Обратите внимание на их внешний вид.

2. При помощи очищенной (путем промывания в соляной кислоте и прокаливания) никелиновой (нихромовой) проволочки или куска прокаленного графита внесите в пламя газовой горелки несколько кристалликов химически чистого: а) хлорида натрия; б) хлорида калия; в) хлорида кальция. Чтобы наблюдать, как окрашивается пламя калием, нужно смотреть через синее (кобальтовое) стекло.

Задания е. Как можно отличить соли натрия, калия и кальция от других солей?

16. Ознакомление с природными соединениями кальция. 1. Рассмотрите выданные вам образцы природных соединений кальция и обратите внимание на их внешний вид.

2. При помощи соответствующих реагентов определите, какие из выданных вам минералов являются карбонатами, а какие — сульфатами.

Задания я. 1. По каким признакам можно определить различные природные карбонаты, сульфаты и ортофосфаты? 2. При помощи каких химических реакций можно отличить природные карбонаты от природных сульфатов?

17. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавов. Рассмотрите выданные вам образцы алюминия и его сплавов. Проверьте твердость и пластичность выданных вам образцов.

Задание е. Как можно отличить алюминий от его сплавов?

Практическая работа 6

Решение экспериментальных задач. 1. В четырех пробирках для двух вариантов даны следующие кристаллические вещества: А. а) хлорид кальция; б) гидроксид натрия; в) карбонат калия; г) хлорид стронция. Б. а) карбонат кальция; б) нитрат стронция; в) сульфат натрия; г) хлорид калия. Опытным путем определите, в какой пробирке находится какое вещество. Пользуясь таблицей 3 (с. 14–15), напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

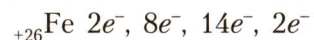
2. Прделайте следующие превращения:



Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

§ 43. Положение железа в периодической таблице химических элементов и строение его атома. Свойства железа

Железо находится в побочной подгруппе VIII группы (VIIIБ-группе). Схема расположения электронов по энергетическим уровням в атоме железа следующая:



Из схемы видно, что у атомов железа на внешнем энергетическом уровне находится два электрона, поэтому во многих соединениях железо проявляет степень окисления +2. Так как предпоследний энергетический уровень незаконченный, то в реакциях, кроме двух электронов внешнего уровня, часто участвует также один электрон предпоследнего уровня. Тогда железо проявляет степень окисления +3.

Нахождение в природе. По распространенности среди металлов железо занимает второе место после алюминия. Состав и общая характеристика важнейших минералов железа даны в таблице 32.

В некоторых местах встречается минерал *сидерит*, основная составная часть которого — карбонат железа(II) FeCO_3 . Его тоже используют для производства чугуна и стали. Изредка встречается и метеоритное (почти чистое) железо.

В водах многих минеральных источников содержатся *гидрокарбонат железа* $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ и некоторые другие соли железа. Из курса биологии вам известно, что железо имеет большое значение для живых организмов. Оно является важной составной частью гемоглобина крови, других сложных белков, в том числе ферментов.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...на некоторых древних языках железо именуется «небесным камнем». Подумайте почему.

...в 1749 г. сибирским кузнецом недалеко от Енисея была найдена глыба самородного железа. Она прославилась на весь мир и была признана первым бесспорным метеоритом.

Таблица 32. Важнейшие природные соединения железа

Название минерала	Химическая формула (основной составной части)
Магнетит	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$ (содержит до 72% Fe)
Гематит	Fe_2O_3 (содержит до 65% Fe)
Лимонит	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (содержит до 60% Fe)
Пирит	FeS_2 (содержит примерно 47% Fe)

Таблица 33. Химические свойства железа

Железо реагирует	
при комнатной температуре	при нагревании
1. С кислородом во влажном воздухе; образуется $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ $\overset{0}{\text{Fe}} + 2\overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{t} \overset{+2-2}{\text{FeO}} \cdot \overset{+3-2}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$	1. С кислородом: $\overset{0}{\text{Fe}} + 2\overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{t} \overset{+2-2}{\text{FeO}} \cdot \overset{+3-2}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$
2. С разбавленными кислотами HCl и H_2SO_4 : $\overset{0}{\text{Fe}} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \overset{+2}{\text{Fe}^{2+}} + 2\text{Cl}^- + \overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$	2. С хлором: $\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{0}{\text{Cl}_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+3-1}{\text{FeCl}_3}$
3. С солями в водном растворе: $\overset{0}{\text{Fe}} + \overset{+2}{\text{CuSO}_4} \longrightarrow \overset{+2}{\text{FeSO}_4} + \overset{0}{\text{Cu}} \downarrow$	3. С серой: $\overset{0}{\text{Fe}} + \overset{0}{\text{S}} \xrightarrow{t} \overset{+2-2}{\text{FeS}}$
$\overset{0}{\text{Fe}} + \overset{+2}{\text{Cu}^{2+}} + \overset{2-}{\text{SO}_4^{2-}} \longrightarrow \overset{+2}{\text{Fe}^{2+}} + \overset{2-}{\text{SO}_4^{2-}} + \overset{0}{\text{Cu}} \downarrow$	4. С парами воды: $3\overset{0}{\text{Fe}} + 4\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \xrightarrow{t} \overset{+2}{\text{FeO}} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 4\overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$
	5. С концентрированными кислотами H_2SO_4 и HNO_3 при нагревании: $2\overset{0}{\text{Fe}} + 6\overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} \xrightarrow{t} \overset{+3}{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} + 3\overset{+4}{\text{SO}_2} \uparrow + 6\overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$ $\overset{0}{\text{Fe}} + 4\overset{+5}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{t} \overset{+3}{\text{Fe}(\text{NO}_3)_3} + \overset{+2}{\text{NO}} \uparrow + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$ (в закрытом сосуде)

Получение. Железо можно получить:

1) восстановлением железа из его оксида, например Fe_2O_3 , водородом при нагревании;

2) восстановлением железа из его оксидов Fe_2O_3 и Fe_3O_4 алюмотермическим методом;

3) электролизом водных растворов солей железа(II).

Физические свойства. Чистое железо весьма пластичный металл серебристо-белого цвета. Плотность железа $7,87 \text{ г/см}^3$, температура плавления $1539 \text{ }^\circ\text{C}$. В отличие от многих других металлов железо обладает магнитными свойствами.

Химические свойства. Чистое железо на воздухе устойчиво. На практике используют железо с примесями. Такое железо легко подвергается коррозии. Химические свойства железа показаны в таблице 33.

Применение. Чистое железо способно быстро намагничиваться и размагничиваться, поэтому его применяют для изготовления сердечников трансформаторов электромоторов, электромагнитов и мембран микрофонов. Больше всего на практике используют сплавы железа — *чугун* и *сталь*.

Ответьте на вопросы 1–5 (с. 135). Решите задачи 1–2 (с. 136).

§ 44. Соединения железа

Наиболее распространены соединения железа со степенями окисления +2 и +3. Широко известен смешанный оксид Fe_3O_4 ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$).

Генетическая связь между железом и его важнейшими соединениями показана в упражнении 10. При выполнении этого упражнения необходимо учесть следующее.

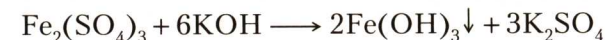
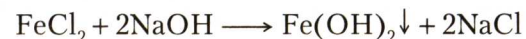
1. При сгорании железа в кислороде и на воздухе в основном образуется смешанный оксид железа Fe_3O_4 , поэтому оксиды железа(II) и (III) получают косвенным путем.

2. Соли железа(II) получают при взаимодействии железа с растворами кислот (HCl , H_2SO_4).

3. Соли железа(III) получают при сжигании железа в хлоре и при взаимодействии железа с концентрированными серной и азотной кислотами при нагревании.

4. Оксид и гидроксид железа(III) (аналогично сходным соединениям алюминия) имеют амфотерные свойства (проявляется общая закономерность: с возрастанием степени окисления основные свойства ослабевают, а кислотные — усиливаются).

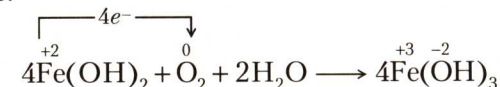
5. Качественной реакцией на двух- и трехзарядные ионы железа является их взаимодействие с гидроксид-ионами OH^- :



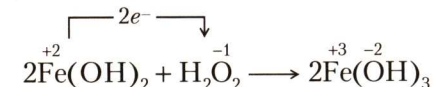
Осадки $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ отличаются по цвету (см. табл. 3, с. 14–15).

6. Характерное свойство иона Fe^{2+} — его способность быстро окисляться

а) на воздухе:



б) в присутствии окислителей:



В молекуле пероксида водорода $\text{H}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{-1}{\text{O}}-\text{H}$ атомы кислорода имеют степень окисления -1 . Эти атомы энергично присоединяют каждый по одному электрону и приобретают степень окисления -2 , характерную для кислорода. По этой причине пероксид водорода является сильным окислителем.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6–11. Решите задачи 3, 4 (с. 136).



1. В каком виде железо встречается в природе? Напишите формулы соединений и дайте им названия.

2. Используя знания по биологии, охарактеризуйте роль элемента железа в организме человека.

3. Минеральная вода в некоторых источниках содержит гидрокарбонат железа(II). При каких условиях и в каких химических процессах эта растворимая соль железа может образоваться из природного минерала сидерита FeCO_3 ?

4. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить металлическое железо из его оксидов Fe_2O_3 и Fe_3O_4 , используя в качестве восстановителя: а) водород; б) алюминий; в) оксид углерода(II).

Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.

5. Составьте уравнения реакций, в которых железо реагирует: а) с кислотами; б) с солями; в) с водой при повышенной температуре. Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.

6. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) соли железа(II) и соли железа(III); б) гидроксид железа(II) и гидроксид железа(III); в) оксиды железа.

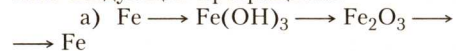
7. Степень окисления железа в соединении $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ равна
1) +2 2) +3 3) +4 4) +8

8. Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

9. Охарактеризуйте общие и специфические свойства солей железа. Составьте уравнения реакций.

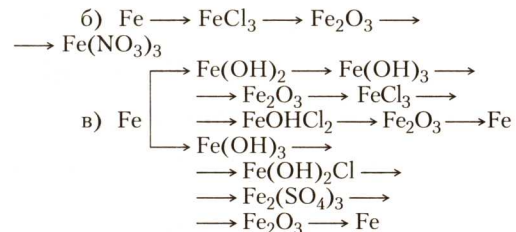
10. Как изменяются свойства соединений железа с повышением его степени окисления?

11. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



1. В какой массе магнитного железняка Fe_3O_4 , имеющего 0,1 массовых долей, или 10%, примеси, содержится 2 т железа?

2. Образец сидерита, основная часть которого FeCO_3 , содержит 40% железа. Вычислите, сколько процентов FeCO_3 в этом образце.



3. При сжигании в токе кислорода 0,2 г стали получили 0,04 г оксида углерода(IV). Определите массовую долю (%) и массу углерода в данном образце стали.

4. Определите, какое количество вещества сероводорода образуется при взаимодействии сульфида железа(II) с соляной кислотой массой 130 г (массовая доля HCl равна 20%).

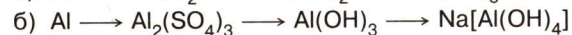
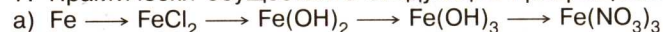
3. При помощи характерных реакций докажете, что выданное вам вещество — сульфат алюминия.

4. В одной пробирке дан раствор хлорида натрия, во второй — раствор хлорида стронция, а в третьей — раствор хлорида алюминия. Определите, в какой пробирке находится каждое из выданных веществ.

5. Докажите, что кристаллы сульфата железа(II) частично окислились и содержат примеси ионов Fe^{3+} .

6. В двух склянках дана вода. В одной из них вода содержит сульфат магния, а в другой — гидрокарбонат кальция. Проведите опыты, при помощи которых можно устранить постоянную и временную жесткость.

7. Практически осуществите следующие превращения:



Лабораторные опыты

18. Получение гидроксида железа(II) и взаимодействие его с кислотами. 1. Налейте в пробирку 2—3 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. 2. К полученному осадку добавьте немного соляной кислоты.

19. Получение гидроксида железа(III) и взаимодействие его с кислотами. 1. Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа(III) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. 2. К полученному осадку добавьте немного серной кислоты.

Задания. 1. Как получают гидроксид железа(II) и гидроксид железа(III)? 2. Какого цвета полученные осадки? 3. Какие вещества образуются при взаимодействии полученных осадков с кислотами? 4. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. 5. Как можно определить ионы железа Fe^{2+} и Fe^{3+} ?

Практическая работа 7

Решение экспериментальных задач. 1. В четырех пробирках даны следующие вещества в твердом виде: а) хлорид магния; б) гидроксид натрия; в) карбонат натрия; г) нитрат натрия. При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из этих веществ.

2. В четырех пробирках даны следующие твердые вещества: а) карбонат кальция; б) нитрат стронция; в) сульфат натрия; г) сульфид натрия. Определите, в какой пробирке находится каждое из перечисленных веществ.

§ 45. Понятие о металлургии.
Металлы в современной технике

Металлургия — это наука о промышленных способах получения металлов.

Различают черную и цветную металлургию. К *черной металлургии* относится производство железа и его сплавов, а к *цветной* — производство всех остальных металлов и их сплавов.

Металлургические процессы протекают в несколько стадий:

1. *Природные руды обогащают* (удаляют примеси различными способами).
2. В процессе химических превращений *получают металл* или его сплав.
3. Полученный металл или его сплав подвергают *механической обработке* (давлением или литьем придают металлу соответствующую форму).

В современной технике наибольшее применение находят сплавы железа. Так, например, в машиностроении на их долю приходится более 90% от общей массы применяемых сплавов металлов. Важнейшими сплавами железа являются чугун и сталь.

Чугун — это сплав железа, содержащий 2–4% углерода, а также кремний, марганец, небольшие количества серы и фосфора.

Сталь — это сплав железа, содержащий 0,3–2% углерода и небольшие количества кремния, марганца, фосфора и серы.

Широко применяют *легированные стали*, которые содержат хром, никель, марганец, кобальт, ванадий, молибден, вольфрам, титан и др. Особенно большое значение имеют хромоникелевые стали: хром придает стали нужную твердость, а никель — пластичность.

Среди цветных металлов первое место по производству и применению принадлежит алюминию и его сплавам, второе — меди. Благодаря высокой электрической проводимости, стойкости к коррозии и хорошим литейным свойствам медь используют для изготовления электропроводов, всевозможного электротехнического оборудования и в химическом аппаратостроении.

Ответьте на вопросы 1–4 (с. 147). Решите задачи 1–3 (с. 147).

§ 46. Производство чугуна

Чугун получают из железных руд в доменных печах (рис. 33).

Химические реакции, протекающие в доменной печи. Доменную печь сверху последовательно загружают *шихтой*: железной рудой, смешанной с флюсами, затем коксом, опять железной рудой и т. д. Снизу вдувают нагретый воздух, обогащенный кислородом; кокс сгорает:



В результате этой экзотермической реакции температура достигает 1850 °С. Образующийся оксид углерода(IV), поднимаясь, соприкасается с раскаленным углем и реагирует с ним, подобно тому как это происходит в газогенераторе (см. рис. 25):



Оксид углерода(II) является основным восстановителем железа из его оксидов, хотя в этом процессе участвует также твердый углерод, содержащийся в коксе. Восстановление железа оксидом углерода(II) происходит последовательно:

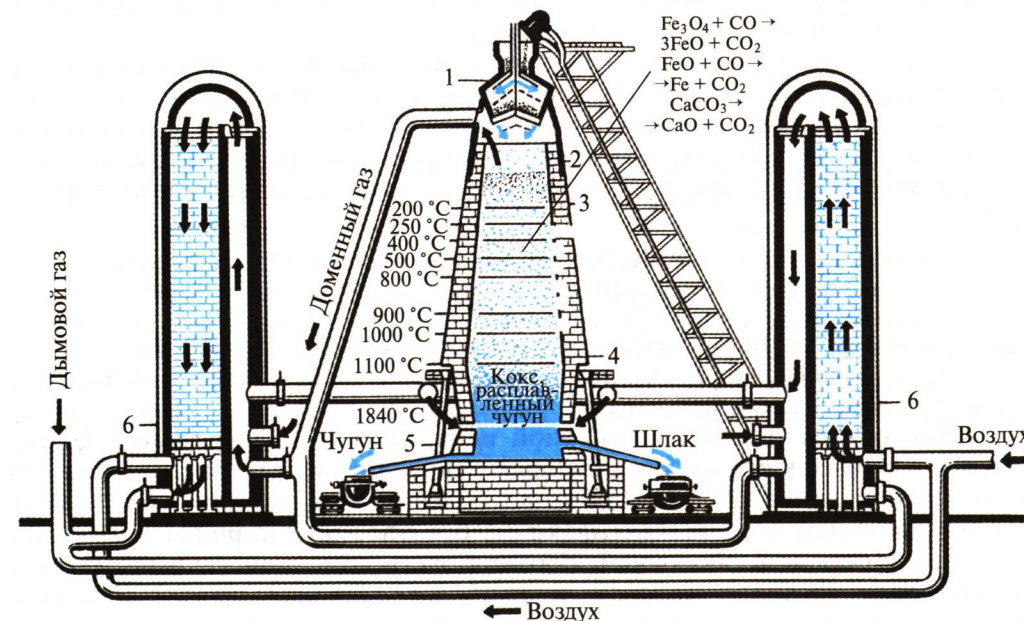
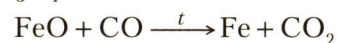
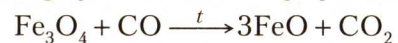
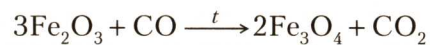
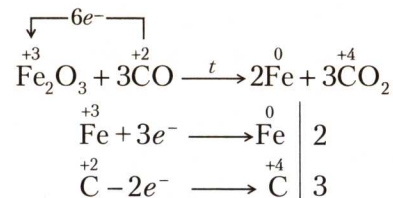


Рис. 33. Доменная печь: 1 — загрузочное устройство; 2 — колошник; 3 — шахта; 4 — распар; 5 — горн; 6 — регенератор

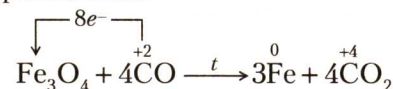
Если сырьем является красный железняк, то процесс восстановления железа происходит так:



Суммарно уравнение можно записать так:

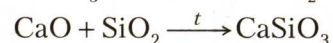
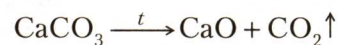


Восстановление железа из магнитного железняка можно выразить следующим суммарным уравнением:



Частично восстанавливаются из оксидов также марганец, кремний, фосфор и сера. Восстановленное железо в жидком состоянии растворяет эти вещества, и образуется жидкий чугун.

В железной руде содержатся тугоплавкие примеси. Чтобы их расплавить и удалить, к загружаемым в доменную печь железной руде и коксу добавляют так называемые *флюсы* или *плавни*. Они образуют с примесями легкоплавкие соединения, называемые *шлаками*. Обычно руда содержит оксид кремния(IV), потому в качестве флюсов применяют известняк или доломит:



(легкоплавкий силикат кальция — одна из составных частей шлака).

Чугун и шлак не смешиваются: чугун с большей плотностью образует нижний слой, а шлак всплывает.

Устройство и работа доменной печи. Доменная печь имеет форму двух усеченных конусов, соединенных основаниями (см. рис. 33). Высота современной доменной печи достигает более 60 м, а диаметр — более 10 м. Стены доменной печи выкладывают из огнеупорного кирпича и снаружи скрепляют стальной оболочкой. Верхняя часть доменной печи называется *колошником*, средняя — *шахтой*, а наиболее широкая часть — *распаром*. В нижней части доменной печи находится горн, имеющий цилиндрическую форму. Внизу горна накапливаются слоями жидкий чугун и шлак, которые удаляются через отверстия: через верхнее отверстие — шлак, а через ниж-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,

ЧТО...

...одним из основоположников современной теории доменного процесса является русский ученый М. А. Павлов (1863—1958). Работая у доменной печи, он постоянно наталкивался на множество необъяснимых явлений, протекающих в процессе выплавки чугуна. Однажды мысленно, обращаясь к домне, он сказал: «Ну нет, этого я так не оставляю! Я тебя буду понимать!»

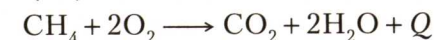
нее — чугун. В верхней части горна находится отверстие для вдувания воздуха.

Наверху доменной печи имеется автоматическое загрузочное устройство, которое состоит из двух воронок, расположенных одна над другой. Руда и кокс сначала поступают в верхнюю воронку, а при ее опускании — в нижнюю.

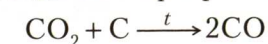
При опускании нижней воронки руда и кокс попадают в печь. В результате последовательного действия верхнего и нижнего конусов во время загрузки печь остается закрытой. Благодаря этому газы в атмосферу не выходят, а подаются в специальные печи, называемые *регенераторами*, где они сгорают. Как только стенки регенератора нагреются до высокой температуры, доменный газ и необходимый для его сжигания воздух подают в другой регенератор. В это время через первый (нагретый) регенератор пропускают холодный воздух, чтобы его нагреть перед вдуванием в доменную печь. Изменение направления потока доменного газа и воздуха регулируется автоматически.

Условия, ускоряющие химические реакции в доменной печи. Производительность доменной печи зависит не только от ее размера, но и от скорости протекания в ней химических процессов. Поэтому вспомним основные факторы, увеличивающие скорость химических реакций (см. § 14).

1. *Скорость химических реакций увеличивается при повышении концентрации реагирующих веществ.* Для этого железную руду обогащают, а к вдуваемому в доменную печь воздуху добавляют кислород. Концентрацию реагирующих веществ увеличивают также введением в доменную печь природного газа, состоящего в основном из метана. При сгорании метана образуются оксид углерода(IV) и вода:



Оксид углерода(IV) и водяные пары реагируют с раскаленным углем:



В результате повышается концентрация оксида углерода(II) и образуется еще другой, дополнительный восстановитель — водород.

2. *Скорость химических реакций зависит от поверхности соприкосновения реагирующих веществ.* С учетом этого загружаемые в доменную печь руда, кокс и флюсы должны состоять из кусков определенных оптимальных размеров. Крупные куски размельчают, а слишком мелкие укрупняют спеканием, иначе мелкие куски закроют проход газам.

3. *Скорость химических реакций зависит от температуры.* Для повышения температуры воздух, вдуваемый в доменную печь, предварительно нагревают в регенераторах. Для этих же целей используют теплоту экзотермических реакций: раскаленные газы из нижней части доменной печи, поднимаясь, подогревают до нужной температуры поступающие сверху плавленые материалы (принцип противотока).

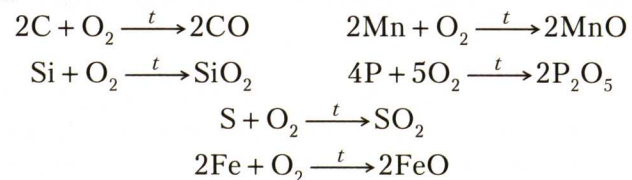
Ответьте на вопросы 5–10 (с. 147). Решите задачи 4–5 (с. 147).

§ 47. Производство стали

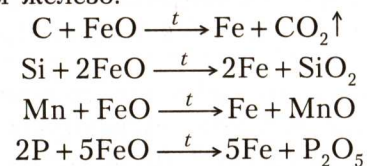
Сталь получают из чугуна и железного лома. Частично для этой цели используют также железную руду.

Вам известно, что чугун отличается от стали большим содержанием углерода и кремния. В чугуне содержатся также значительные количества серы и фосфора. Эти примеси нежелательны, так как сера придает стали *красноломкость* (при горячей механической обработке в ней образуются трещины), а фосфор — *хладноломкость* (хрупкость при обработке в обычных условиях). Следовательно, для получения стали из чугуна необходимо уменьшить в нем содержание углерода и кремния, а серу и фосфор требуется удалить по возможности полнее. Это достигается окислением примесей кислородом воздуха. Но при этом в расплавленной стали растворяется азот, который понижает ее механические свойства. Поэтому для окисления примесей в последнее время применяют кислород. В результате ускоряется процесс окисления примесей (увеличивается концентрация реагирующих веществ, повышается температура) и удается получить более качественную сталь, не содержащую растворенного азота.

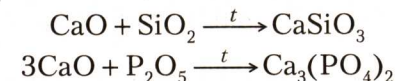
Основные реакции, протекающие при производстве стали. Процесс окисления примесей, содержащихся в чугуне, довольно сложный. Объясняется это тем, что при соприкосновении кислорода с жидким чугуном окисляются не только примеси, но и железо. Вначале реакции окисления протекают так:



Образовавшийся оксид железа(II) тоже принимает участие в окислении примесей. Это объясняется двумя причинами. Во-первых, в связи с большой концентрацией железа образуется относительно много оксида железа(II); во-вторых, примеси в чугуне (C, Si, Mn, S) более энергично реагируют с кислородом, чем железо:

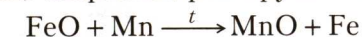


Для удаления оксидов кремния и фосфора к перерабатываемому чугуну добавляют известь:

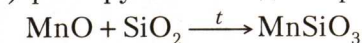


Образовавшиеся силикат и ортофосфат кальция — легкоплавкие вещества, они в виде шлака всплывают на поверхность расплавленной стали.

После окончания окислительных реакций в стали обычно остается некоторое количество оксида железа(II), ухудшающего ее свойства. Для его удаления в расплавленную сталь добавляют так называемые *раскислители*, например ферромарганец. Марганец реагирует с оксидом железа(II):



Оксид марганца(II) реагирует с оксидом кремния(IV):



Силикат марганца(II) удаляется в виде шлака.

Существует несколько способов переработки чугуна в сталь. Все они основываются на рассмотренных выше окислительно-восстановительных реакциях.

Кислородно-конверторный способ. Основателем конверторного способа получения стали является английский ученый Г. Бессемер (1813–1898). При переработке чугуна в сталь по этому методу процесс окис-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...сталь умели изготавливать в Древнем Египте. Доказательством служит стальное долото, которое было найдено в пирамиде Хуфу, построенной за 2900 лет до нашей эры. Хотя сталь умели получать некоторые мастера в древности, но научное обоснование получения стали было впервые опубликовано в 1841 г. русским металлургом П. П. Аносовым. Его труды были сразу же переведены на немецкий и французский языки.

ления примесей осуществляют в больших металлических сосудах грушевидной формы, так называемых конверторах (рис. 34). Кислородный конвертор выложен изнутри огнеупорной кладкой. Через горловину в него заливают расплавленный чугун, загружают металлолом с небольшим количеством извести общей массой около 100 т. В конвертор под давлением нагнетают воздух, обогащенный кислородом, или чистый кислород. При этом происходит окисление примесей.

Основное достоинство этого способа заключается в том, что он экономичен. Для поддержания нужной температуры в конверторе не требуется сжигать топливо. Необходимая температура (около 1700 °С) достигается в результате экзотермических реакций окисления примесей. При замене воздуха кислородом окисление примесей протекает очень быстро. После окончания процесса наклоняют конвертор, сливают шлак и выпускают готовую сталь.

Мартеновский способ. При производстве стали мартеновским способом окисление примесей осуществляют в печи, которая состоит из двух основных частей: *ванны*, где происходит окисление примесей, и *регенераторов* (рис. 35). Ванна выложена огнеупорным кирпичом и перекрыта сверху

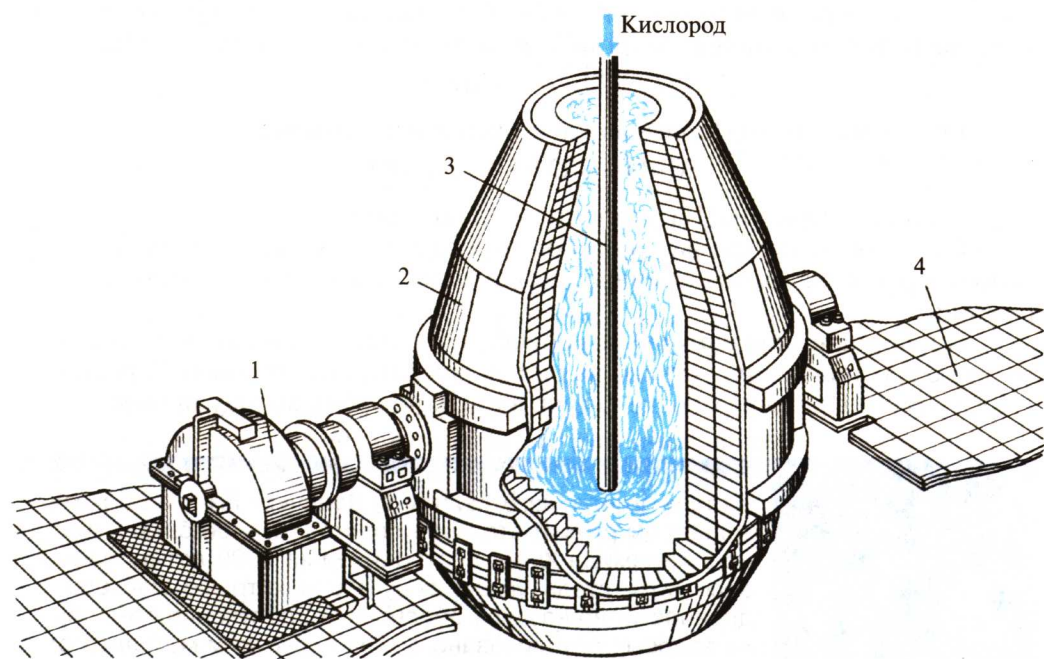


Рис. 34. Конвертор: 1 — механизм опрокидывающего устройства; 2 — конвертор; 3 — фурма; 4 — площадка для заливки чугуна

сводом. Шихту (чугун, лом) загружают через *загрузочные окна*, которые закрывают крышками с отверстиями для наблюдения за процессом. В задней стенке имеется специальное отверстие для выпуска стали.

Воздух и горючий газ предварительно нагревают в регенераторах. Мартеновская печь имеет четыре таких регенератора. Через два регенератора пропускают газы, образовавшиеся в результате сгорания топлива. Стенки регенераторов сильно нагреваются. Затем меняют направление потока газов: через нагретые регенераторы пропускают воздух и газ, предназначенный для сжигания, а через ненагретые — накалинные газы, образовавшиеся в результате сжигания топлива. Нагретые регенераторы отдают свою теплоту газу и воздуху, поступающим в печь для сжигания, и т. д. Температура в печи повышается до 1700—1750 °С. Так как в мартеновской печи в отличие от кислородного конвертора воздух (или воздух, обогащенный кислородом) пропускают не через расплавленный чугун, а над ним, то примеси окисляются только с его поверхности. Внутри расплавленной массы окисление примесей происходит за счет кислорода оксидов железа, содержащихся в железном ломе. Иногда к расплавленному чугуну добавляют железную руду.

Преимущество мартеновского способа заключается в том, что процесс переработки чугуна в сталь можно легко контролировать и получать стали различных марок. В мартеновских печах удобно перерабатывать и железный лом. Однако производительность этого способа ниже, чем кислородно-конверторного способа.

Производство стали в электропечах. В электропечах необходимая температура (около 2000 °С) достигается с помощью *дугового метода* (рис. 36). При помощи этого способа удается поддерживать очень высокую температуру. Это позволяет получать высококачественные легированные

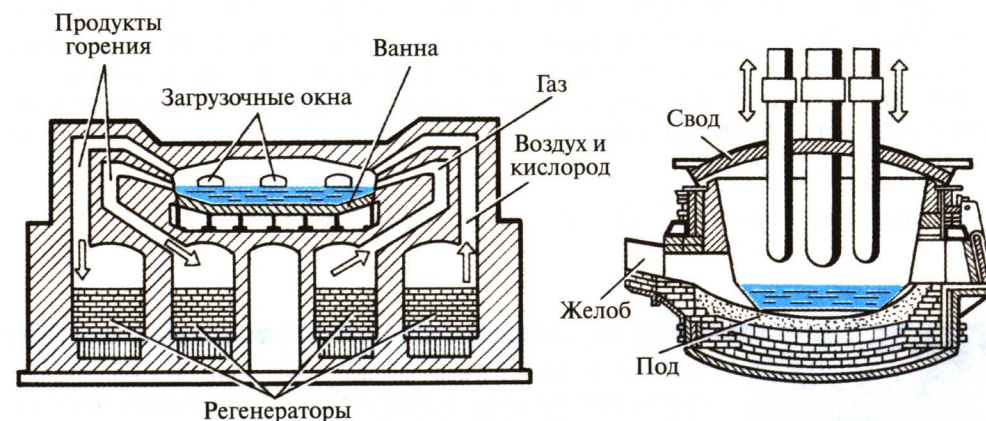


Рис. 35. Мартеновская печь

Рис. 36. Получение стали в электропечах

стали с высокими температурами плавления. Кроме того, сооружение электропечей обходится значительно дешевле, чем мартеновских.

Разливка стали. Как в кислородных конверторах, так и в мартеновских печах и электропечах сталь получают в жидком состоянии. Чтобы получить заготовки, нужно проделать ряд операций. Расплавленную сталь из печи выпускают в специальные *ковши*, выложенные внутри огнеупорным кирпичом. Из ковшей сталь разливают в *изложницы*, где она затвердевает. Полученные слитки стали извлекают из изложниц, нагревают и прокатывают на *обжимных станках (блюмингах)*.

Перспективным, по мнению ученых, является пока лабораторный *метод получения стали из руд в плазменном состоянии* при очень высоких температурах. При этом не требуются ни домы, ни конверторы, ни электропечи, но препятствием для внедрения этого метода является огромный расход энергии.

Проблема безотходных производств в металлургии и охрана окружающей среды. При развитии металлургического производства возникает необходимость эффективно использовать природные ресурсы с извлечением из перерабатываемого сырья максимального количества ценных продуктов, т. е. создать безотходное производство. Ярким примером этого является цветная металлургия. Как вам уже известно, при обжиге руд цветных металлов (медных, цинковых, свинцовых) образуются газы, содержащие оксид серы(IV) SO_2 . Так как SO_2 загрязняет окружающую среду, то на многих современных производствах этот газ при помощи специальных устройств улавливают и используют для производства серной кислоты. В результате этого предотвращается загрязнение окружающей среды, и хозяйство страны получает дополнительную прибыль. Так, например, при получении 1 т меди можно получить примерно 10 т серной кислоты.

Одним из видов сырья для производства серной кислоты является пирит FeS_2 . Пирит, кроме серы, содержит примеси соединений меди, цинка, свинца, никеля, кобальта, висмута и других металлов, включая золото и серебро. При организации безотходного производства удается выделить эти металлы, а образующийся шлак использовать для производства разных видов цемента.

Ответьте на вопросы 11–14 (с. 147). Решите задачу 6 (с. 147).

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...ученые и конструкторы работают над воплощением идеи использования в двигателях экологически чистого топлива — водорода вместо нефтепродуктов.

?

1. Что такое металлургия?

2. Укажите верное утверждение.

1) Чугун и сталь не различаются по составу.

2) Чугун и сталь — сплавы железа и углерода, различающиеся по свойствам и содержанию в них углерода.

3) Чугун — это смесь, а сталь — сплав.

4) Чугун и сталь не различаются по свойствам.

3. В уравнении реакции $Fe_3O_4 + \dots \rightarrow Fe + H_2O$ вместо многоточия следует поставить формулу

1) углерода 3) водорода

2) соли 4) оксида углерода(II)

4. Почему алюминий нельзя восстановить из его оксида ни углем, ни оксидом углерода(II), ни водородом?

5. Какие химические реакции протекают в доменной печи при восстановлении железа из руд? Поясните это на примере восстановления железа из магнитного железняка.

6. Какова роль кокса в доменном процессе? Почему в доменных печах нельзя получить чистое железо?

• 1. Железная руда содержит 0,9 массовых долей, или 90%, Fe_3O_4 и 0,1 массовых долей, или 10%, SiO_2 . Вычислите процентное содержание железа и кремния в данной руде.

2. Какое количество теплоты выделится при алюминотермическом восстановлении 112 г железа из его оксида, если теплота образования оксида алюминия равна 1671 кДж, а оксида железа(III) — 741 кДж?

3. Какой объем оксида углерода(II) (н. у.) потребуется, чтобы восстановить железо, содержащееся в 960 т Fe_2O_3 ?

7. Какие общие принципы химических производств соблюдаются в доменном процессе? Можно ли считать доменный процесс непрерывным и почему?

8. Какова роль флюсов в доменном процессе? Что следует использовать в качестве флюсов, если перерабатываемая железная руда содержит доломит?

9. При каких условиях увеличивается скорость химических реакций? Как это учитывают в доменном процессе?

10. Что такое оптимальные условия производства? Как они соблюдаются в доменном процессе?

11. Какие химические процессы протекают при производстве стали? Составьте уравнения соответствующих реакций.

12. Оцените известные вам способы получения стали. Какие общие принципы в них соблюдаются? Является ли процесс производства стали непрерывным и почему?

13. Сравните действие регенераторов в доменном и мартеновском процессах.

14. На конкретных примерах поясните принцип организации безотходного производства.

4. Сколько чугуна можно получить из 100 т железной руды Fe_2O_3 , содержащей 0,1 массовых долей примесей, если в полученном чугуне содержится 0,95 массовых долей железа?

5. Сколько потребуется магнитной железной руды, содержащей 0,9 массовых долей Fe_3O_4 , чтобы получить 2 т чугуна, в котором содержится 0,93 массовых долей железа?

6. При сжигании в токе кислорода 200 г стали образовалось 4 г оксида углерода(IV). Сколько процентов углерода содержала данная сталь?

§ 48. Органическая химия

До начала XIX столетия все вещества в зависимости от их происхождения делили на две группы: *минеральные* и *органические*. В то время многие ученые считали, что органические вещества могут образовываться только в живых организмах. Однако из курса биологии вам известно, что неорганические вещества могут превращаться в органические вещества и наоборот. Это свидетельствует о том, что между органическими и неорганическими веществами существует определенная взаимосвязь и нет резкой границы. Органические вещества отличаются только некоторыми особенностями. *Большинство неорганических веществ имеет молекулярное строение*, и поэтому они обладают высокими температурами плавления и кипения. *Большинство же органических соединений имеет молекулярное строение*, и поэтому температуры их плавления и кипения невысоки. Почти все органические вещества могут гореть и легко разлагаются при прокаливании.

Имеется ряд доводов в пользу рассмотрения органических веществ в специальном курсе химии, который по традиции называют органической химией. Наиболее существенным доводом является то, что молекулы всех органических соединений содержат элемент углерод, но нет такого элемента, который входил бы в состав всех неорганических веществ.

Органическая химия — раздел химической науки, в котором изучают соединения углерода и их превращения.

Однако это определение органической химии не является абсолютно верным. Так, например, оксид углерода(IV), оксид углерода(II), угольная кислота, карбонаты, карбиды и некоторые другие соединения углерода по характеру свойств относят к неорганическим веществам.

Органическими веществами называют углеродсодержащие вещества (за исключением только что названных и некоторых других соединений углерода) независимо от того, образовались эти вещества в живых организмах или они получены синтетически.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...один из самых видных химиков нашей страны Н. Д. Зелинский, обращаясь к молодежи, сказал: «Я знаю, что никакие советы не могут заменить личного опыта, но, может быть, они помогут с меньшей затратой сил добиться успеха, предостерегут от неправильных поступков, от ошибок...»

...термин «органическая химия» появился впервые в 1808 г. в «Учебнике химии» Й. Берцелиуса. В 1827 г. он издал первый учебник органической химии.

Число известных органических веществ составляет около 25 млн и продолжает расти. А число известных неорганических веществ не достигает и 1 млн.

Столь большое число органических веществ, а также отличие их свойств от свойств неорганических веществ тоже вынуждает рассматривать органическую химию отдельно от неорганической.

Синтезировано много органических веществ, которые встречаются в природе, и даже таких веществ, которые в природе не встречаются, например различные красители, лекарственные вещества, разные полимеры, из которых производят пластмассы, искусственные и синтетические волокна и т. п.

В начале XIX столетия не было возможности объяснить валентность углерода в этане C_2H_6 , в пропане C_3H_8 и в ряде других соединений. Некоторые ученые считали углерод в этане трехвалентным, а валентность углерода в пропане считали дробным числом.

Ученые также не могли объяснить существование нескольких веществ с одинаковой молекулярной формулой. Так, например, молекулярная формула глюкозы $C_6H_{12}O_6$. Такая же молекулярная формула и у фруктозы, которую содержат мед и фрукты. Одну и ту же молекулярную формулу C_2H_6O имеют этиловый спирт и диметиловый эфир. Химики не могли объяснить, почему два элемента — углерод и водород — могут образовывать между собой так много соединений, например метан CH_4 , этан C_2H_6 , пропан C_3H_8 , бутан C_4H_{10} , бензол C_6H_6 и др. Невозможно было также понять, почему вообще органических веществ так много.

Научно обоснованные ответы на эти вопросы дала созданная русским ученым А. М. Бутлеровым теория строения органических соединений. На основе идей и представлений о валентности элементов, способности атомов углерода соединяться между собой с образованием углеродных цепочек, развитых Э. Франклендом (1825—1899), Ф.-А. Кекуле (1829—1896), А. Купером (1831—1891) и другими учеными, Бутлеров в 1861 г. сформулировал важнейшие тезисы теории строения органических соединений.

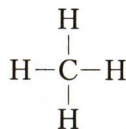


**Вёлер
Фридрих
(1800—1882)**

Немецкий химик. Иностраный член Петербургской АН (с 1853 г.). Его исследования посвящены как неорганической, так и органической химии. Открыл циановую кислоту (1822), получил алюминий (1827), бериллий и иттрий (1828).

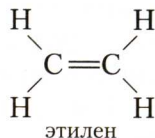
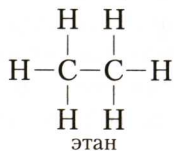
А. Бутлеров первым среди ученых применил понятие *химическое строение молекулы*, т. е. последовательность взаимного соединения атомов в молекуле. Он показал, что *знание химического строения вещества позволяет предсказывать свойства вещества* и, наоборот, *если известны свойства вещества, то можно предвидеть строение его молекул*. Благодаря бутлеровской теории строения органических веществ стало возможным предвидеть существование ранее неизвестных веществ и многие из них синтезировать. Эту теорию ученые успешно применяют и в наши дни.

Схематическое изображение строения молекулы называют *формулой строения* или *структурной формулой*. Черточка в структурной формуле обозначает одну связь между атомами. Например, структурную формулу метана изображают так:



Следует учитывать, что в органических соединениях *углерод всегда четырехвалентен*.

Между атомами углерода в молекулах углеводородов могут быть *одинарные, двойные и тройные связи*, например:



§ 49. Основные положения теории строения органических соединений А. М. Бутлерова

1. Атомы в молекулах соединены между собой в определенной последовательности. При изменении этой последовательности получаются новые вещества с другими свойствами.

Русский химик, академик Петербургской АН (с 1874 г.). Создатель теории химического строения органических веществ (1861). Предсказал и изучил изомерию многих органических соединений. Синтезировал многие вещества.

**Бутлеров
Александр
Михайлович
(1828—1886)**

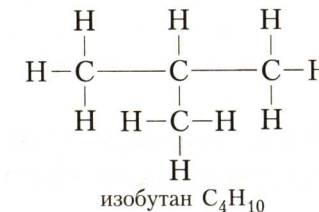
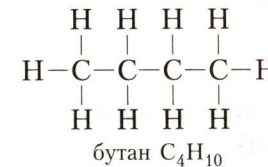
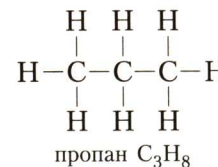


2. Атомы соединяются в соответствии с их валентностями, при этом атомы углерода *четыревалентны*. Валентности всех атомов в молекулах взаимно насыщены. Свободных валентностей в молекулах нет.

3. Свойства веществ зависят от последовательности соединения атомов в молекулах. Наиболее сильно проявляется взаимное влияние тех атомов в молекулах, которые непосредственно связаны между собой. Поэтому вещества с одинаковыми группировками атомов обладают сходными свойствами.

4. Атомы углерода обладают свойством соединяться между собой, образуя цепи атомов углерода (углеродный скелет молекулы).

Вот примеры структурных формул некоторых простых органических веществ:



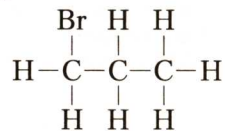
Различная последовательность соединения атомов в молекулах — причина существования изомеров.

Изомерия — это явление, заключающееся в том, что одной и той же молекулярной формуле соответствует несколько веществ, различающихся своим строением и свойствами (**изомеров**).

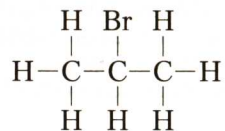
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...А. М. Бутлеров основные идеи химического строения органических веществ впервые изложил в докладе «О химическом строении веществ», с которым он выступил на съезде естествоиспытателей в Шпейере в 1861 г.

Например:



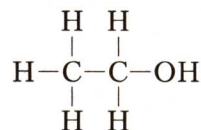
бромпропан $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}$
 $t_{\text{кип}} 70,9^\circ\text{C}$



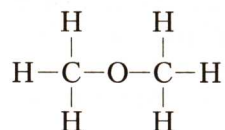
бромпропан $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}$
 $t_{\text{кип}} 59,4^\circ\text{C}$

У этих изомеров одинаковый состав и молекулярная формула $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}$, но разные строение и свойства.

Явление изомерии в органической химии встречается часто. Так, например, одну и ту же молекулярную формулу $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ имеют два совершенно разных вещества:



этиловый спирт
жидкость, $t_{\text{кип}} 78,3^\circ\text{C}$, в воде неограниченно растворим, реагирует с натрием



диметиловый эфир
газ, $t_{\text{кип}} 23,6^\circ\text{C}$, в воде малорастворим, не реагирует с натрием

Ответьте на вопросы 1–4 (с. 163).

§ 50. Упрощенная классификация органических соединений

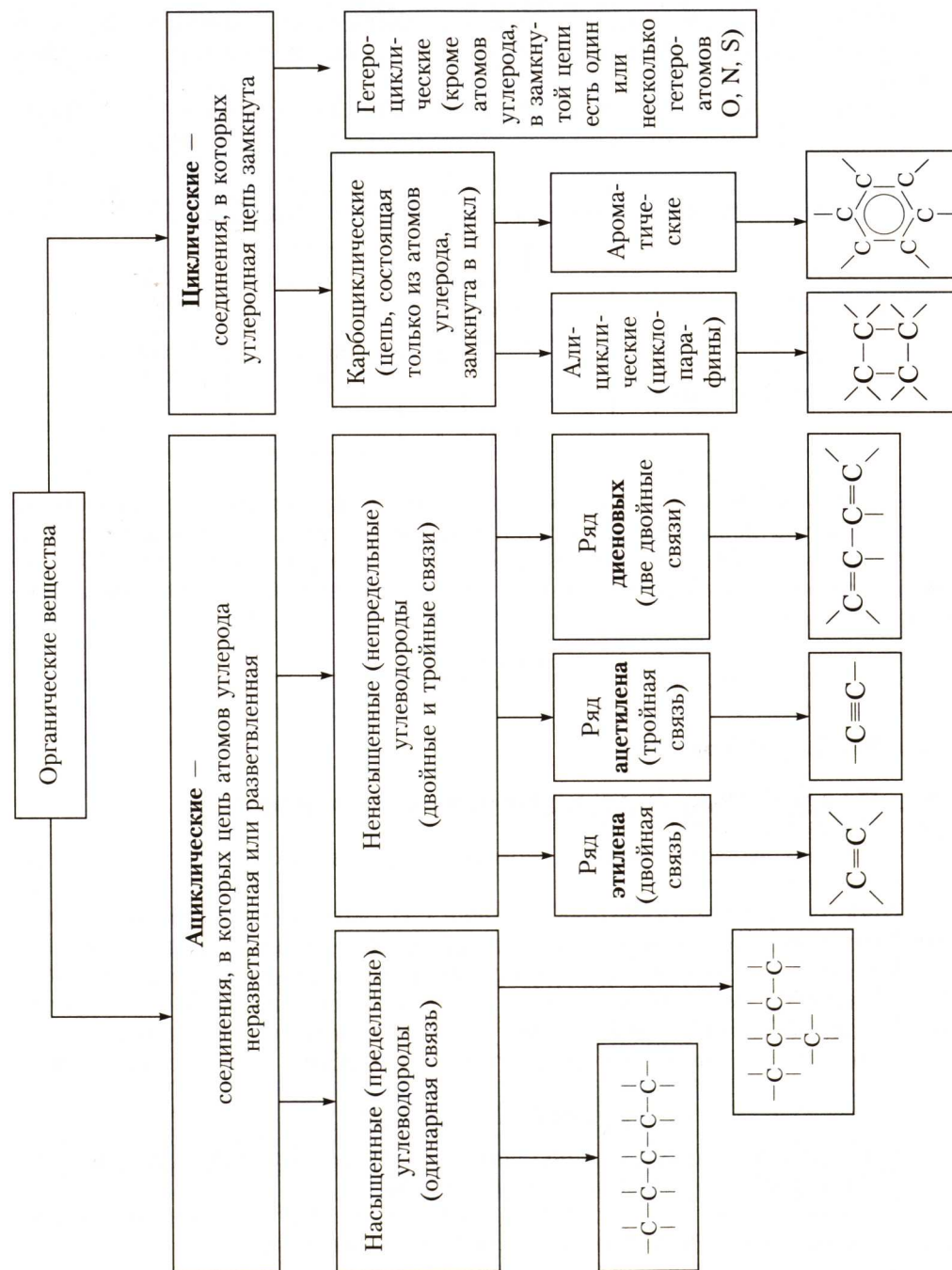
Для того чтобы разобраться во всем многообразии органических соединений, необходимо их классифицировать. Любая классификация основана на определенных признаках.

В основу современной классификации органических соединений положены два важнейших признака:

- строение углеродного скелета молекулы;
- наличие в молекуле функциональных групп.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...первое определение органической химии было дано в учебнике органической химии Ф.-А. Кекуле в 50-х гг. XIX в.
...в середине XIX в. шведский химик Й. Берцелиус синтезировал уже более 100 различных соединений.



Родоначальными соединениями в органической химии считаются *углеводороды*, т. е. вещества, которые состоят только из углерода и водорода (схема 19).

Если за основу классификации взять наличие функциональных групп, то схема будет выглядеть так:



Функциональная группа — это атом или группа атомов, от которых зависят свойства вещества. По функциональным группам определяют принадлежность данного соединения к тому или иному классу веществ. В данном курсе рассматриваются только наиболее известные классы органических соединений.

Ответьте на вопрос 5. Решите задачу 1 (с. 163).

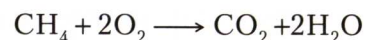
Углеводороды

§ 51. Предельные (насыщенные) углеводороды

Согласно Международной номенклатуре предельные углеводороды называют *алканами*.

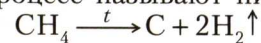
Простейший представитель — *метан* CH_4 . Это почти нерастворимый в воде бесцветный горючий газ без запаха. Метан — главная составная часть природного газа. Он накапливается в каменноугольных шахтах, и поэтому его называют также *рудничным газом*. В болотах в результате брожения клетчатки также образуется метан, поэтому еще его называют *болотным газом*.

При поджигании метан сгорает бледно-голубым, еле заметным пламенем:



Смесь одного объема метана с двумя объемами кислорода или десятью объемами воздуха чрезвычайно взрывоопасна.

Если метан нагреть до температуры выше 1200°C , то он разлагается на сажу и водород. Этот процесс называют *пиролизом*:



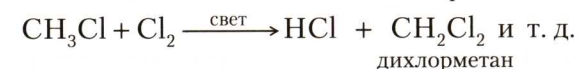
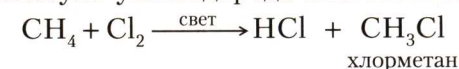
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...моторное топливо должно быть максимально устойчивым к детонации. Наиболее легко детонируют (взрываются) углеводороды нормального строения, наименее легко — разветвленные углеводороды. Повышения детонационной стойкости топлива добиваются добавлением к нему антидетонаторов.

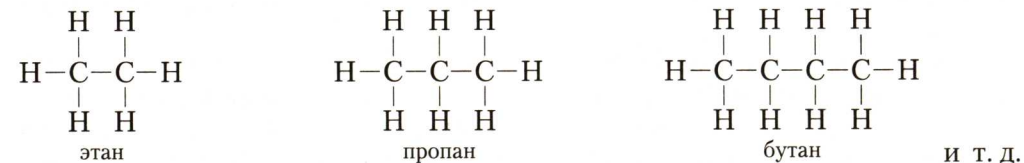
При прокаливании каменного угля без доступа воздуха образуется так называемый *коксовый газ*, в котором одной из главных составных частей тоже является метан.

Предельные углеводороды достаточно инертные соединения, что объясняется высокой прочностью связей $\text{C}-\text{C}$ и $\text{C}-\text{H}$. Они взаимодействуют с активными веществами — кислородом, галогенами. Для предельных углеводородов характерны *реакции замещения*.

Метан на свету реагирует с хлором. При этом атомы хлора замещают атомы водорода в молекуле углеводорода постепенно:



У других предельных углеводородов между атомами углерода имеются только простые одинарные связи, как это показано в следующих структурных формулах:



Это можно показать более кратко:



Метан, этан и пропан называют *гомологами*; они входят в *гомологический ряд* предельных углеводородов (*алканов*).

Вещества, сходные по строению и химическим свойствам, но отличающиеся друг от друга на одну или несколько групп CH_2 , называют *гомологами*. Группу CH_2 называют *гомологической разностью*.

Исходя из этого, можно вывести общую формулу предельных углеводородов (алканов): $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, где n — число атомов углерода.

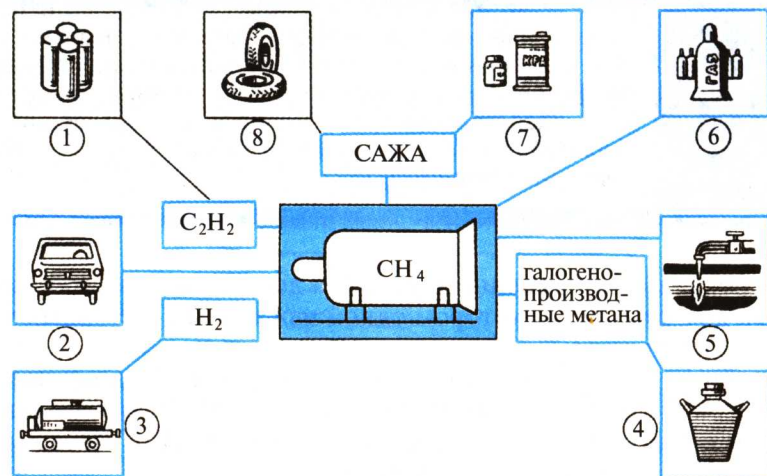


Рис. 37. Применение метана и его соединений: 1 — получение синтетического каучука; 2 — горючее для двигателей внутреннего сгорания; 3 — получение синтетического бензина; 4 — получение растворителей; 5 — применение при резке и сварке металлов; 6 — топливо; 7 — получение типографской краски; 8 — получение резины

Этан, пропан и бутан также содержатся в природном газе, но в гораздо меньшем количестве, чем метан.

В природе жидкие, твердые и газообразные углеводороды образуют смесь нефти и нефтяных газов. Твердые углеводороды содержатся в *парафине*, *вазелине* и в различных *маслах* и *мазях*, получаемых из нефти и каменного угля.

Некоторые галогенопроизводные метана — *фреоны* CF_2Cl_2 , CFCl_3 , CHFCl_2 используют в холодильниках и в производстве аэрозольных препаратов в качестве легко испаряющихся компонентов. Однако проникновение фреонов в атмосферу является возможной причиной разрушения слоя озона, который находится на высоте около 25 км. Этот слой защищает нас от опасных для жизни космических лучей.

Применение метана иллюстрирует рисунок 37.

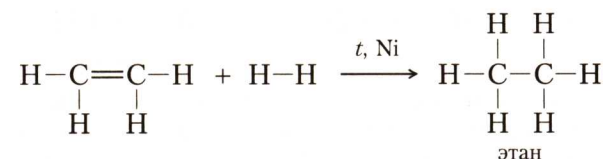
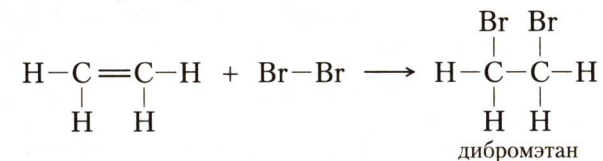
Ответьте на вопросы 6–8 (с. 163).

§ 52. Непредельные (ненасыщенные) углеводороды

Непредельные углеводороды более реакционноспособны по сравнению с предельными углеводородами. Например, они легко окисляются водным раствором перманганата калия KMnO_4 и бромной водой. Обесцвечива-

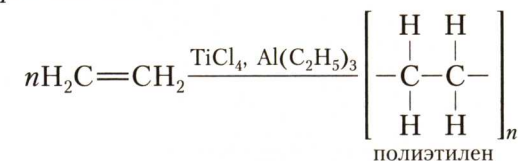
ние раствора перманганата калия и бромной воды — **качественные реакции** на двойную и тройную связь.

1. В молекулах углеводородов *этиленового ряда* (по Международной номенклатуре их называют *алкенами*) имеется одна двойная связь. Важнейшим представителем этого ряда является *этилен* (*этен*) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$. Это газ почти без запаха, плохо растворим в воде. На воздухе горит светящимся пламенем. Благодаря наличию двойной связи этилен легко вступает в *реакции присоединения*, например:



Реакции присоединения характерны и для других непредельных углеводородов, так как в их молекулах имеется одна или несколько двойных или тройных связей.

Благодаря двойной связи молекулы этилена могут *соединяться между собой*, т. е. *полимеризоваться*:



При полимеризации пропилена $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ получают *полипропилен*. Полиэтилен и полипропилен используют в электротехнике в качестве электроизоляционного материала, в теплицах и парниках вместо стекла, а также в качестве упаковочного материала.

Как и предельные углеводороды, углеводороды этиленового ряда горят на воздухе:



Применение этилена и получаемых из него веществ показано на рисунке 38.

2. Важнейший представитель *ацетиленового ряда* непредельных углеводородов (по Международной номенклатуре — *алкинов*) — *ацетилен*. Между атомами углерода в молекуле ацетилена имеется тройная связь: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$. Ацетилен — бесцветный газ, в чистом виде почти без запаха.

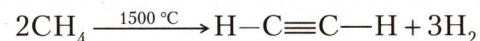
Технический ацетилен имеет неприятный запах, издаваемый примесями, например аммиаком NH_3 , фосфином PH_3 или арсином AsH_3 .

В лаборатории и промышленности ацетилен получают из карбида кальция CaC_2 . До 60-х гг. XX в. в нашей стране ацетилен получали этим способом:

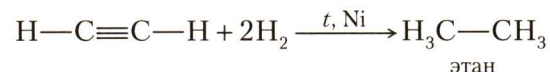


(Образующийся Ca(OH)_2 малорастворим.)

В промышленности начиная с 1970 г. ацетилен получают методом пиролиза из углеводородного сырья:



Для ацетилена, как и для этилена, характерны *реакции присоединения*:



Ацетилен применяют в ацетиленокислородных горелках для сварки и резки металлов. У реакции горения ацетилена есть очень важная особенность: при вдувании в горелку кислорода температура пламени может достигнуть 2800°C :

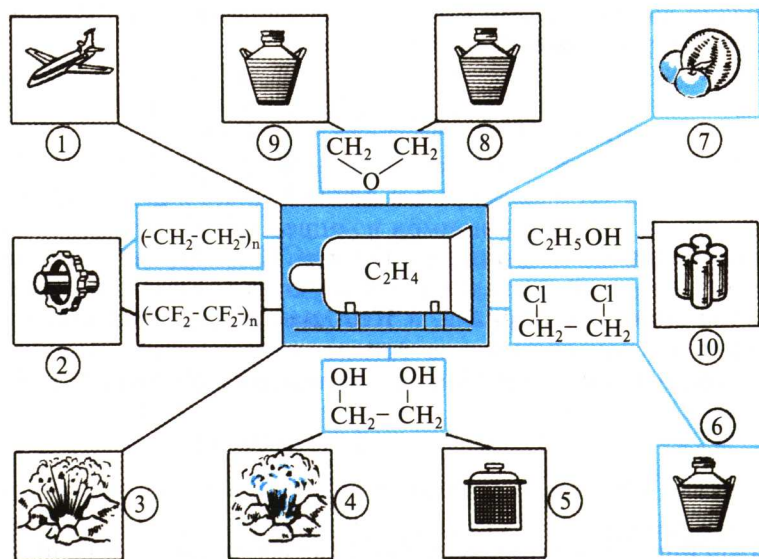
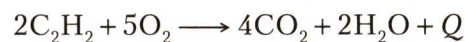


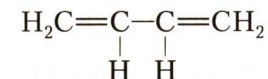
Рис. 38. Применение этилена и его соединений. Получение: 1 – горючего с высоким октановым числом; 2 – пластмасс; 3, 4 – взрывчатых веществ; 5 – антифризов; 6, 8 – растворителей; 7 – для ускорения созревания фруктов; получение: 9 – ацетальдегида; 10 – синтетического каучука

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...необходимость создания сырьевой базы для резиновой промышленности побудила советское правительство в начале 1926 г. объявить конкурс на лучший способ получения синтетического каучука. Последний срок представления предложений (и одновременно 2 кг образца синтетического каучука) был назначен на 1 января 1928 г. С. В. Лебедев отозвался на призыв правительства и организовал группу исследователей из семи человек. Первый успех в работе определен в середине 1927 г. И только 30 декабря 1927 г. 2 кг дивинилового каучука вместе с описанием способа С. В. Лебедева было отправлено на конкурсную комиссию.

Также ацетилен используют для получения уксусной кислоты, в производстве искусственного каучука, пластмасс и др.

3. Типичным примером *диеновых углеводородов (алкадиенов)* является бутадиен-1,3:



В молекулах диенов имеются две двойные связи. В названии бутадиена-1,3 цифры указывают на то, что двойные связи находятся у первого и третьего атомов углерода.

Изопрен, или 2-метилбутадиен-1,3 $\text{H}_2\text{C}=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{C}=\text{CH}_2$ является основой строения природного каучука¹.

Диеновые углеводороды используют в основном для получения синтетических каучуков, которые имеют огромное значение в современном производстве автомобильных покрышек, камер и других резиновых изделий.

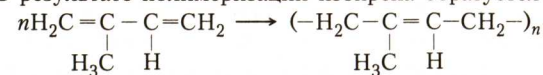
Ответьте на вопросы 9–13. Решите задачи 2, 3 (с. 163).

§ 53. Циклические углеводороды

На схеме 19 видно, что циклические углеводороды можно подразделить на циклопарафины и ароматические углеводороды.

1. *Циклопарафины* (циклоалканы, нафтены) встречаются в природе как важные составные части нефти многих месторождений. Характерными представителями являются:

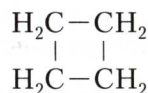
¹ В результате полимеризации изопрена образуется природный каучук:



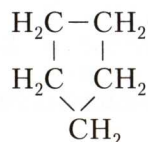
ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...бензол впервые получил П. Э. Берто в 1851 г.

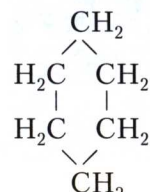
...Ф.-А. Кекуле в 1865 г. предложил циклическую формулу бензола, распространив тем самым теорию химического строения органических веществ А. М. Бутлерова на ароматические соединения.



циклобутан,
 $t_{\text{кип}} 11,3^\circ\text{C}$



циклопентан,
 $t_{\text{кип}} 49,3^\circ\text{C}$

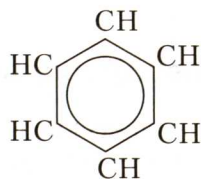


циклогексан,
 $t_{\text{кип}} 80,7^\circ\text{C}$

По физическим свойствам циклопарафины напоминают предельные углеводороды. Однако нафтены имеют более высокие температуры кипения и плавления, чем соответствующие предельные углеводороды. Циклопарафины химически малоактивны, их свойства схожи со свойствами предельных углеводородов.

2. Наиболее характерным представителем *ароматических* углеводородов (*аренов*) является *бензол* C_6H_6 . У бензола и первых известных представителей ароматических углеводородов оказался своеобразный приятный запах. Поэтому этот ряд соединений получил такое название.

В молекуле бензола шесть атомов углерода образуют замкнутое кольцо (цикл), в котором имеется шесть одинарных связей, обозначаемых в структурной формуле шестью черточками. Кроме того, все атомы углерода в этом цикле соединены между собой одной общей связью, которую в структурной формуле изображают в виде окружности внутри шестиугольника атомов углерода:



В молекулах всех ароматических углеводородов имеется бензольное кольцо. Такие углеводороды получают при крекинге нефти (см. с. 161) и из каменноугольной смолы, образующейся при коксовании каменных углей, т. е. при их нагревании до высоких температур без доступа воздуха.

Бензол — ценное сырье для производства красителей, лекарственных веществ, средств защиты растений, взрывчатых веществ и синтетических волокон. Бензол применяют как хороший растворитель органических веществ.

§ 54. Природные источники углеводородов

Природный газ в основном состоит из метана. При его горении образуется почти чистый оксид углерода(IV) и пары воды. Теплотворная способность 1 м^3 природного газа равна приблизительно $35\,600 \text{ кДж}$.

В химической промышленности из природного газа получают этилен и ацетилен, из которых, в свою очередь, производятся этиловый спирт, синтетический каучук, пластмассы, красители, медикаменты и др.

Нефть — это природная смесь насыщенных, ароматических и нафтеновых углеводородов. При нагревании нефти сначала испаряются вещества с самой низкой температурой кипения, а затем — со все более высокой. Обычно получают три главные фракции, которые затем подвергаются дальнейшему разделению посредством перегонки (табл. 34).

При перегонке нефти получается до 20% бензина. Выход бензина из нефти можно значительно увеличить (до 70%) в процессе *крекинга*, т. е. путем термического или каталитического расщепления углеводородов с

Таблица 34. Важнейшие продукты перегонки нефти и их применение

Главные фракции перегонки	Продукты дальнейшей перегонки главных фракций	Применение продуктов перегонки
1. Фракция бензина Получают при температуре до 150°C . Содержит углеводороды с 5–9 атомами углерода в молекуле	1) Пентан ($t_{\text{кип}} 38^\circ\text{C}$) 2) Газолин (жидк., $t_{\text{кип}} 40\text{--}70^\circ\text{C}$) 3) Бензин (жидк., $t_{\text{кип}} 70\text{--}120^\circ\text{C}$) 4) Лигроин (жидк., $t_{\text{кип}} 120\text{--}140^\circ\text{C}$)	Органический синтез Растворитель; органический синтез Горючее для автомобилей и самолетов Горючее для тракторов
2. Фракция керосина Получают при температуре $150\text{--}300^\circ\text{C}$. Содержит углеводороды с 9–16 атомами углерода в молекуле	1) Керосин (жидк., $t_{\text{кип}} 150\text{--}300^\circ\text{C}$) 2) Соляровые масла ($t_{\text{кип}}$ выше 275°C)	Горючее для тракторов и реактивных самолетов Горючее для дизельных двигателей
3. Мазут Смесь углеводородов, остающихся после перегонки нефти. Содержит углеводороды с большой молекулярной массой. Мазут далее перегоняют при температуре выше 360°C	1) Соляровые масла 2) Смазочные масла 3) Вазелин 4) Парафин 5) Гудрон	Горючее для дизельных двигателей Смазка различных механизмов Фармакология Производство свечей и спичек Асфальтирование дорог

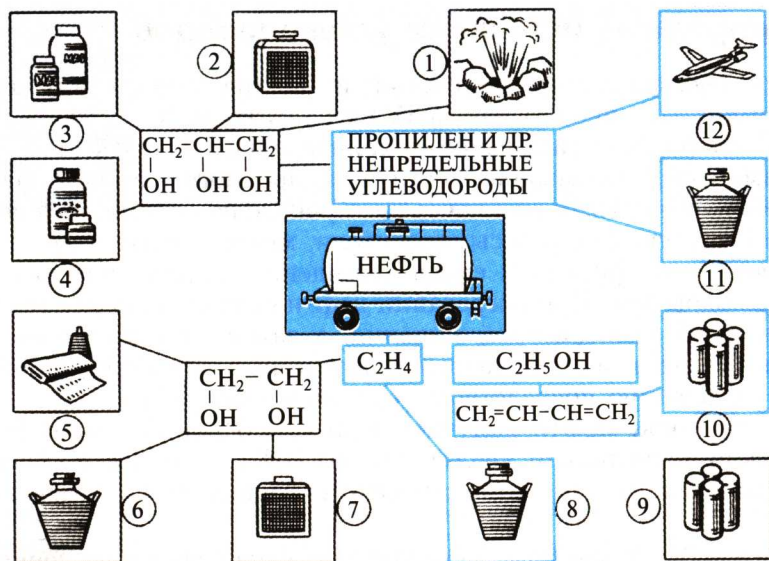


Рис. 39. Применение продуктов, полученных в процессе крекинга нефти. Получение: 1 – взрывчатых веществ; 2, 7 – антифризов; 3 – лекарственных масел; 4 – масел для приготовления парфюмерных изделий; 5 – волокна лавсана; 6, 8, 11 – растворителей; 9 – бутадиенового каучука; 10 – бутадиен-стирольного каучука; 12 – горючего для двигателей внутреннего сгорания

длинной углеродной цепью на углеводороды с меньшей молекулярной массой. Насыщенные, ненасыщенные и ароматические углеводороды, получаемые при крекинге нефти, широко используют в химической промышленности (рис. 39).

Каменный уголь главным образом используют как топливо, однако если его подвергнуть **коксованию** – нагреванию без доступа воздуха при температуре 1000–1400 °С, то получают **кокс** (состоит в основном из углерода), **коксовый газ** (состоит в основном из водорода и метана) и другие продукты для нужд химической промышленности и металлургии (схема 21).

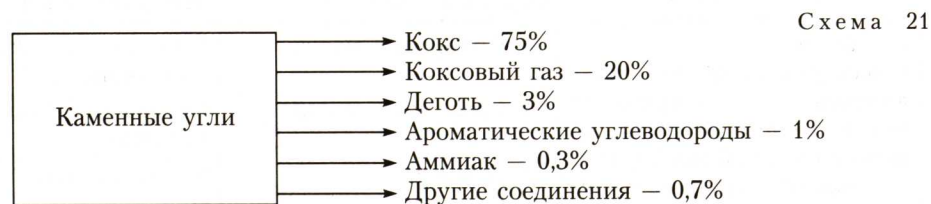


Схема 21

Ответьте на вопросы 14–17 (с. 163).

?

1. Что изучает органическая химия? К каким веществам относят оксид углерода(IV), оксид углерода(II), карбонаты, карбиды, которые тоже содержат углерод?

2. Как можно объяснить, почему, например, у этилового спирта и диметилового эфира одинаковые молекулярные формулы? Что называют изомерией?

3. Каковы важнейшие положения теории строения органических соединений?

4. Составьте структурные формулы пентана C_5H_{12} и гексана C_6H_{14} .

5. Какие признаки положены в основу современной классификации органических соединений? Приведите примеры.

6. Гомологом метана является углеводород

1) C_2H_2 2) C_3H_8 3) C_3H_6 4) C_2H_4

7. Дайте краткую характеристику метана и расскажите, где его используют. Что вы знаете о фреонах?

8. Изомерами являются

- 1) этан и пропан
- 2) метан и пропан
- 3) метан и этан
- 4) пропан и изопропан

9. Этилен начинает гомологический ряд этиленовых углеводородов (алкенов). Приведите формулы двух гомологов этилена и общую формулу алкенов.

10. Охарактеризуйте свойства этилена и его применение. Где используют полиэтилен и полипропилен?

11. Ацетилен начинает гомологический ряд ацетиленовых углеводородов (алкинов). Приведите формулы двух гомологов ацетилена и общую формулу алкинов.

● 1. Вычислите объемы кислорода и воздуха, которые потребуются для полного сжигания 150 дм³ природного газа, содержащего 94% метана (н. у.). Содержание кислорода (по объему) в воздухе примерно равно 20%.

12. Как получают ацетилен? Охарактеризуйте его применение.

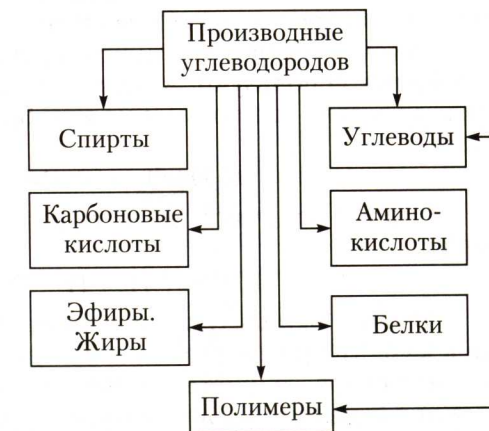
13. Где применяют диены?

14. Как используют природный газ в химической промышленности? Составьте уравнения реакции хлорирования метана (полностью).

15. Охарактеризуйте главные продукты перегонки нефти. Сколько процентов бензина получают при перегонке нефти и сколько – при крекинге?

16. Как обезопасить атмосферный воздух от загрязнений?

17. Рассмотрите упрощенную классификацию производных углеводородов. Напишите формулы веществ, принадлежащих к каждому классу органических соединений.



2. Вычислите массу 3%-ной бромной воды, необходимой для получения 80 г дибромэтана.

3. Вычислите объем ацетилена (н. у.), полученного при взаимодействии 160 г технического карбида кальция (массовая доля CaC_2 80%) с избыточным количеством воды.

Производные углеводородов

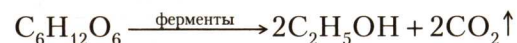
§ 55. Спирты

Спиртами называют производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены одновалентными гидроксильными группами.

Одноатомные предельные спирты. Простейшие представители этого класса веществ — метиловый спирт, или метанол, CH_3OH и этиловый спирт, или этанол, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Метанол — бесцветная жидкость ($t_{\text{кип}} 65^\circ\text{C}$). Очень ядовит. Один его глоток уже может вызвать слепоту, а несколько большее количество — смерть. Первоначально его называли *древесным спиртом*, так как его получали пиролизом древесины. Метанол применяют в качестве растворителя, добавки к автомобильному топливу, для производства уксусной кислоты, пластмасс и других веществ.

Этанол (винный спирт) производят главным образом из этилена и широко используют в химической промышленности. Уже в древности было известно его получение при брожении сахаросодержащих веществ по схеме:

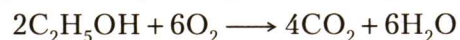


Этанол получают также *гидратацией* этилена в присутствии катализатора:

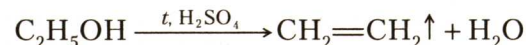


Этанол используют при производстве синтетических каучуков, а также в качестве растворителя и исходного материала для производства лаков, медикаментов, душистых веществ и алкогольных напитков. Спирт смешивается с бензином во всех отношениях, поэтому его иногда применяют в качестве добавки к топливу. Следует помнить, что этанол — ядовитое наркотическое вещество.

Как и углеводороды, спирты горят в кислороде и на воздухе:



Если нагреть этанол в присутствии серной кислоты, то образуется газ этилен:



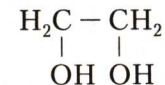
■ Обратную реакцию — гидратацию этилена в присутствии серной кислоты — впервые осуществил в 1854 г. П.-Э. Бертло. В настоящее время эта реакция — один из основных производственных методов получения этилового спирта.

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...добавка глицерина к этиленгликолю удлиняет срок службы водяных насосов автомашин.

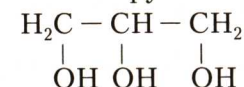
Многоатомные спирты

Этиленгликоль. Его молекулу можно представить как молекулу этана, в которой два атома водорода замещены двумя гидроксильными группами:



Этиленгликоль — сладкая сиропообразная жидкость, кипящая при $197,6^\circ\text{C}$, очень ядовита. Используется для производства *антифризов* — незамерзающих смесей этиленгликоля с водой. В зимних условиях вместо воды их заливают в радиаторы автомашин. Антифриз, содержащий 52,6% этиленгликоля, замерзает при температуре -40°C , а 63,1% — при -60°C .

Глицерин тоже бесцветная сиропообразная жидкость, сладкая на вкус. В его молекуле три гидроксильные группы:



Глицерин используют для приготовления антифризов, средств смягчения кожи, в производстве ряда медикаментов. Из него производят также нитроглицерин, который используют в качестве взрывчатого вещества, в частности при горных работах и тушении нефтяных пожаров.

Ответьте на вопросы 1–3 (с. 173). Решите задачу 1 (с. 173).

§ 56. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры

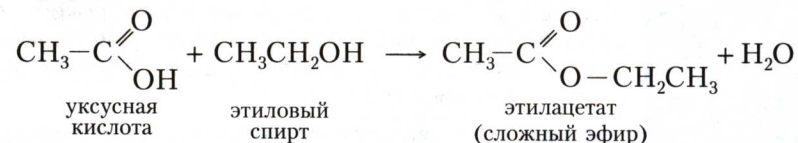
Карбоновыми кислотами называют производные углеводородов, в молекулах которых имеется группа атомов $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{H}$ (карбоксовая группа).

Простейшие представители карбоновых кислот — муравьиная и уксусная кислоты.



содержится в ядовитых железках муравьев, в крапиве, в еловой хвое. Используется в качестве протравы шерсти и кожи перед крашением, в промышленности в качестве сильного вос-

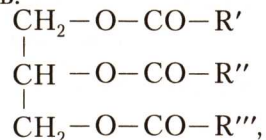
При взаимодействии карбоновых кислот со спиртами получаются *сложные эфиры*:



Если в молекуле сложных эфиров число атомов углерода невелико, то они обладают приятным ароматом. Их используют в парфюмерии и пищевой промышленности. Приятный аромат цветов, фруктов и ягод связан с присутствием в них разных сложных эфиров.

Сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот являются главной составной частью жидких и твердых жиров.

Общая формула жиров:



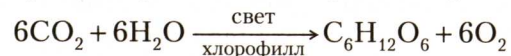
где R', R'', R''' — углеводородные остатки высших карбоновых кислот. Твердые жиры содержат в основном остатки высших предельных кислот, а жидкие (масла) — высших непредельных кислот.

Жиры играют важную роль в процессе обмена веществ в организмах, они служат одним из источников энергии: при окислении 1 г жира выделяется 39 кДж. Жиры — хорошие растворители биологически активных веществ, например витаминов А, Е, D.

Ответьте на вопросы 4–7 (с. 173). Решите задачи 2, 3, 4 (с. 173).

§ 57. Углеводы

Важнейшими представителями углеводов являются *глюкоза* и *фруктоза*. Их молекулярные формулы одинаковы — C₆H₁₂O₆. Оба вещества содержатся во фруктах и ягодах. Фруктоза — важнейшая составная часть меда. Глюкоза образуется в растениях в процессе фотосинтеза:



Глюкоза и фруктоза — легкоусвояемые источники энергии для живых организмов. Глюкозу широко используют в кондитерской и текстильной промышленности, в производстве зеркал и аскорбиновой кислоты (витамина С). При брожении виноградных и фруктовых соков глюкоза превращается в этиловый спирт. Глюкозу для этих целей получают также из крахмала и целлюлозы. Таким образом, глюкоза имеет большое значение в производ-

ЗНАЕТЕ ЛИ ВЫ,
ЧТО...

...в настоящее время в сельском хозяйстве применяется около 100 гербицидов с различным спектром действия. С гербицидами следует обращаться так, чтобы не причинить вреда природе. Всегда нужно помнить, что решающую роль в борьбе с сорняками играет качественная обработка почвы.

...запах герани присущ дифениловому эфиру C₆H₅—O—C₆H₅, а запах роз — фенилэтиловому спирту C₆H₅—CH₂—CH₂—OH.

...с древнейших времен люди используют разные средства против вредных насекомых. Порошок из засушенных цветков ромашки применяли в качестве инсектицида уже в Древнем Египте.

...за 200 лет до нашей эры сладкий сок сахарного тростника употреблялся в пищу китайцами и индусами.

стве вина и этилового спирта, который играет существенную роль в других химических производствах.

Сахароза C₁₂H₂₂O₁₁ содержится в сахарной свекле (16–22%), сахарном тростнике (14–26%) и в соке клена, березы, пальмы, плодов ряда растений. Сахароза — главная составная часть сахара.

Наиболее сложные углеводы — крахмал и целлюлоза, которые по строению можно отнести к высокомолекулярным соединениям — полимерам (см. с. 172).

Молекулярная формула *крахмала* — (C₆H₁₀O₅)_n, где число n достигает нескольких тысяч. Крахмал — природный полимер (см. § 59). Если к каждому звену молекулы крахмала C₆H₁₀O₅ мысленно прибавить по молекуле воды, то получится глюкоза. Такие реакции *гидролиза крахмала* практически осуществимы.

Крахмал главным образом содержится в зернах, плодах и корнеплодах. В клубнях картофеля в зависимости от сорта может содержаться от 20 до 30%, а в зернах пшеницы, ржи и других зерновых — 70–80% крахмала.

Крахмал образуется в растениях в процессе фотосинтеза, причем сначала образуется глюкоза, а из нее крахмал:



Больше всего крахмала получают из картофеля. Для этого картофель хорошо моют, растирают, полученную массу промывают, промывным водам дают отстояться, осевший на дно крахмал высушивают и получают *картофельную муку*. Крахмал используют в пищевой, текстильной, бумажной и



**Данилевский
Александр
Яковлевич
(1838—1923)**

Академик. Один из основоположников отечественной биохимии. В 1888 г. предложил теорию строения белковой молекулы. Экспериментально доказал, что действие сока поджелудочной железы на белки представляет собой гидролиз. Изучал белки мышц (миозин), обнаружил антипепсин и антитрипсин.

фармацевтической промышленности. Из него получают сиропы, техническую глюкозу, этанол, декстрин, применяемый при ситцепечатании и для производства клея.

Целлюлоза, или *клетчатка*, — главная составная часть оболочек растительных клеток (от лат. cellula — *клетка*). В древесине содержится примерно 50% целлюлозы и 20–30% *лигнина*, который служит основой для производства обычных салфеток. Хлопок — это почти чистая целлюлоза. Целлюлоза — природный полимер. Молекулярная формула целлюлозы такая же, как у крахмала ($C_6H_{10}O_5$)_n, только у целлюлозы число звеньев *n* больше, чем у крахмала.

Древесину используют не только в качестве топлива и строительного материала. Из нее получают целлюлозу — важнейшее сырье для производства бумаги, метанола, этанола, каучука, уксусной кислоты, искусственного шелка — и много других ценных продуктов.

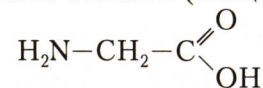
Ответьте на вопросы 8–10 (с. 173). Решите задачу 5 (с. 173).

§ 58. Аминокислоты. Белки

Молекулярные формулы аминокислот можно вывести из молекулярных формул карбоновых кислот, если в углеводородной части их молекулы хотя бы один атом водорода заменить на аминогруппу —NH₂.

Аминокислоты имеют в молекуле две функциональные группы — *карбоксильную* —COOH и *аминогруппу* —NH₂.

Например, аминокислота (глицин) имеет такое строение:



Из различных аминокислот образуются белки всех живых организмов. Аминокислоты можно получать при расщеплении белков или из карбоновых кислот, вводя в них аминогруппы.

Аминокислоты — кристаллические вещества. Многие из них обладают сладким вкусом. Их температура плавления выше 22 °С.

Белковые вещества играют исключительную роль в питании человека и животных, так как часть аминокислот животные сами синтезировать не могут и получают их только с пищей. Такими *незаменимыми аминокислотами* являются, например, валин, лейцин, изолейцин, метионин и др.

Аминокислоты играют очень важную роль в производстве синтетических волокон капрона и лавсана.

Белки — это очень сложные высокомолекулярные органические вещества (полимеры), которые образуются при соединении остатков различных аминокислот в различных комбинациях.

При *гидролизе белков* (взаимодействие с водой) выделено более 20 аминокислот. В результате соединения этих остатков в различной последовательности возможно образование $2,4 \cdot 10^{18}$ молекул различных белков. Относительная молекулярная масса некоторых белков составляет 300 000 и более. Разнообразие белковых веществ увеличивает еще и то, что часто в их состав входят сера, фосфор, железо, магний и другие элементы. Поэтому свои белки присущи каждому виду живых существ и даже каждому индивиду.

Белки входят в состав живых клеток и тканей. Функции белков весьма разнообразны. В организме имеются тысячи белков, и каждый из них выполняет определенную роль. Так, например, из одних белков образуются мышечные ткани, из других — покровные ткани, из третьих — опорные и т. д. Сложный белок гемоглобин снабжает клетки разных тканей кислородом и выводит из организма оксид углерода(IV).

К белкам относятся также ферменты и гормоны. *Ферменты* можно рассматривать как катализаторы биохимических процессов. *Гормоны* — это очень активные вещества, которые влияют на деятельность определенных органов или систем органов и регулируют процессы обмена веществ.

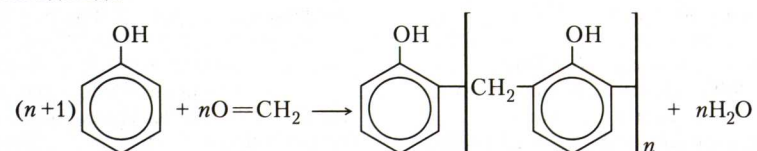
Так как белки играют незаменимую роль в питании, то ученые настойчиво ведут исследования с целью выяснить пути их промышленного производства. Искусственно удалось синтезировать несколько белков в результате сложных и дорогостоящих процессов, протекающих медленно. В живых же клетках эти процессы протекают быстро — за несколько секунд. Сейчас многие белковые вещества — гормоны, ферменты, антибиотики — получают биотехнологическими методами, используя микроорганизмы как своеобразные фабрики.

Ответьте на вопросы 11–13 (с. 173).

Таблица 35. Важнейшие фенопласты ФФС¹

Характеристика фенопластов	Виды фенопластов				
	Текстолит	Волокнит	Гетинакс	Стеклопласт	Карболит
Исходные материалы, спрессованные при повышенной температуре	Хлопчатобумажная ткань, пропитанная ФФС	Обрезки хлопчатобумажной ткани, пропитанные ФФС	Бумага, пропитанная ФФС	Стекловолоконная ткань и стеклоткань, пропитанные ФФС	Древесная мука, пропитанная ФФС
Свойства	Выдерживает большие нагрузки, легко поддается обработке	Высокая износостойкость	Очень хороший электроизоляционный материал	Механически прочный материал, устойчивый к коррозии	Хороший электроизоляционный материал, устойчивый к коррозии
Применение	Изготавливают детали машин и аппаратов (зубчатые колеса, шарикоподшипники)	Изготавливают автомобильные диски сцепления, дуги тормозов, ступеньки эскалаторов и др.	Используют в электро- и радиотехнике как хороший электроизоляционный материал	Производят детали больших габаритов (надстройки для автомобилей, автоцистерны, лодки и др.)	Изготавливают телефонные аппараты, электровыключатели, контактные гнезда и др.

¹ ФФС — фенолформальдегидные смолы получают в результате поликонденсации фенола и формальдегида:



При повышенной температуре смолоподобное вещество затвердевает, так как аналогичные связи сшивают линейные молекулы ФФС.

§ 60. Лекарства

С давних пор люди использовали в качестве лекарственных средств отвары трав, коры деревьев, мед, вино. Со временем они научились выделять из лекарственного сырья те компоненты, которые оказывали лечебный эффект. Новый этап в медицине наступил, когда люди стали синтезировать лекарственные препараты, т. е. получать их с помощью химических реакций.

Например, еще в древности для лечения инфекционных болезней и подагры, для облегчения боли и снижения температуры использовали экстракты ивовой коры. В 1838 г. было установлено, что их активным компонентом является салициловая кислота (от лат. *salix* — ива). В 1860 г. эту кислоту впервые получили искусственным путем. Но это вещество очень горькое, оно раздражает слизистую оболочку желудка и вызывает рвоту. Химики присоединили к салициловой кислоте остаток уксусной кислоты и получили лекарство, широко используемое до сих пор, — ацетилсалициловую кислоту (аспирин).

Синтез и производство лекарств — это заслуга в основном органической химии и биотехнологии. *Биотехнология* — это совокупность методов и приемов получения полезных для человека продуктов с помощью биологических агентов (микроорганизмов, клеточных культур и др.). Генная и клеточная инженерия — это тоже биотехнология.

Классификация лекарств. В распоряжении современной медицины для профилактики и лечения различных заболеваний имеется множество высокоэффективных лекарственных препаратов. Чтобы легче ориентироваться в мире лекарств, их делят на группы в зависимости от того, какое действие они оказывают и какие болезни лечат. Рассмотрим некоторые наиболее часто используемые группы лекарств.

Анальгетики (от греч. «ан» — отрицание, «алгос» — боль) — это препараты, снимающие или ослабляющие боль. Боль является сигналом опасности, и ее защитная роль для организма чрезвычайно важна. Но сильная и длительная боль может нарушить основные жизненные функции организма — дыхание и кровообращение.

Анальгетики делят на две основные группы: наркотические и ненаркотические.

Наркотические анальгетики снимают любые боли, поэтому их используют при травмах и операциях, связанных с тяжелым болевым синдромом. Но, помимо обезболивающего эффекта, эти препараты вызывают также эйфорию (чувство радости, удовольствия); желание воспроизвести состояние эйфории заставляет человека искать повторных контактов с наркотиком (без медицинских показаний) и вызывает психическую и физическую зависимость от препарата — *наркоманию*. Наркомания очень трудно поддается лечению. Еще один побочный эффект наркотических анальгети-

ков — угнетение дыхания. Смерть от передозировки классического представителя наркотических анальгетиков — *морфина* наступает вследствие остановки дыхания.

Ненаркотические анальгетики в основном подавляют болевые ощущения, связанные с воспалением, и не вызывают лекарственную зависимость. По силе анальгетического действия они значительно уступают наркотическим болеутоляющим средствам. Эти препараты обладают также жаропонижающим и противовоспалительным действием. Побочные эффекты связаны в основном с угнетением кровотока (*анальгин, парацетамол*) и действием на пищеварительный тракт (*аспирин, ибупрофен, диклофенак, мелоксикам* и др. вызывают раздражение слизистой оболочки желудка).

Ослабляют чувство боли также **средства для ингаляционного наркоза**, например трихлорэтилен $C_2H_2Cl_3$, оксид азота(I) (закись азота) N_2O , и **средства для местного обезболивания** (*новокаин, анестезин* и др.).

Снотворные средства. Сон — это процесс физиологического угнетения сознания, при котором повышается активность гипногенных (ответственных за сон) структур мозга. Снотворные средства вызывают сон, близкий к физиологическому, ускоряют его наступление, нормализуют глубину и длительность. Они относятся к препаратам, угнетающим центральную нервную систему, по характеру близки к наркозным средствам, но менее активны. Вводят их в основном внутрь, и эффект развивается медленно. В малых дозах снотворные действуют успокаивающе, в средних дают снотворный эффект, а в больших — наркозный и могут вызывать паралич дыхательного центра и смерть. Поэтому большинство снотворных препаратов не продают без рецепта врача. Примеры снотворных средств — *нитрозедам, фенobarбитал, дономил*.

Антибиотики — продукты жизнедеятельности (или их синтетические аналоги) живых клеток (бактериальных, грибковых и др.), избирательно подавляющие функционирование других клеток (микроорганизмов, опухолевых клеток и т. д.). Термин «антибиоз» («жизнь против жизни») предложил Л. Пастер, а вещества, реализующие антибиоз, назвали антибиотиками. Эта группа включает десятки и сотни препаратов различной химической структуры, различающихся спектром и механизмом действия, возможными побочными эффектами и т. д. Антибиотики применяют для лечения бактериальных или грибковых инфекций и опухолевых заболеваний. К антибиотикам относят *пенициллин, тетрациклин, амоксициллин, эритромицин* и др.

Ноотропные препараты (от греч. «ноос» — мышление, разум и «тропос» — средство, направление) улучшают деятельность мозга (память, мышление, восприятие), облегчают связи между полушариями, улучшают энергетические и другие обменные процессы в мозге и повышают его устойчивость к недостатку кислорода, стимулируют кровоснабжение цент-

ральной нервной системы. Многие из них обладают противосудорожной активностью. Ноотропы — *пирацетам (ноотропил), аминалон, натрия оксипутират, фенибут* и др. — малотоксичны и эффективны только при длительном применении. Их используют для облегчения процесса обучения, для активации оперативной и долговременной памяти, для восстановления кровоснабжения мозга после инсульта или травмы.

Антиаллергические средства. Аллергия — состояние повышенной чувствительности организма к некоторым веществам. Аллергические реакции могут развиваться очень быстро (в течение нескольких минут) и продолжаться часами (анафилактический шок, сыпчатая болезнь, отек Квинке, сенная лихорадка, крапивница и др.), а могут нарастать часами и сутками и длиться неделями (кожный зуд, аутоиммунные реакции, реакция отторжения пересаженных тканей и др.). Причиной развития аллергических реакций являются аллергены (антигены), вызывающие состояние повышенной чувствительности организма. К ним относят лекарственные средства, некоторые компоненты пищи, пыльцу растений, продукты бытовой химии, инфекционные агенты и др. При определенных условиях все они вызывают образование в организме антител, и при повторном контакте взаимодействие антиген—антитело провоцирует аллергическую реакцию.

Ведущую роль в возникновении аллергических реакций играет *гистамин*, выделяющийся в организме в ответ на попадание аллергенов. Он вызывает расширение капилляров и повышение их проницаемости. В результате уменьшается объем циркулирующей крови, что может привести к падению артериального давления и потере сознания.

Для терапии (лечения) аллергических заболеваний нужно исключить контакт с аллергеном, а затем использовать антигистаминные средства (средства, препятствующие освобождению гистамина). К ним относятся *тавегил, супрастин, фенкарол, диазолин, кларитин* и др. Иногда используют гормональные препараты (например, *адреналин* для стимуляции сердечной деятельности и *гидрокортизон* для снятия воспаления). Многие антигистаминные средства (например, тавегил и супрастин) обладают снотворным эффектом, поэтому их нельзя назначать людям, чья работа требует повышенного внимания (водителям, авиадиспетчерам и др.).

Проблемы, связанные с применением лекарственных препаратов. В последнее время число осложнений от лекарств резко возросло. Это вызвано несколькими причинами: не всегда лекарства, внедряемые в медицинскую практику, проходят надлежащую проверку; часто больному назначают одновременно несколько препаратов, которые могут взаимодействовать между собой и давать побочные эффекты; и очень часто причиной осложнений служит самолечение. Люди забывают о том, как долго нужно учиться, чтобы стать врачом. Только врач может назначить лечение, учитывая состояние больного и противопоказания, которые имеются у того или иного ле-

карственного препарата. А противопоказания и побочные эффекты есть у каждого лекарства!

Побочные неблагоприятные последствия применения лекарств вышли сегодня на одно из первых мест в перечне причин смертности. Побочное действие лекарств может проявляться как при передозировке, так и при использовании их в терапевтических дозах.

Конечно, бывают ситуации, когда без лекарств не обойтись. Лекарства спасли жизнь и обеспечили ее качество миллионам людей. Но если человек физически активен, не употребляет спиртных напитков и не курит, следит за своим весом, правильно питается, то у него гораздо больше шансов обойтись без лекарств как можно дольше или свести к минимуму их употребление. Будьте же здоровы!

Лабораторные опыты

18. Этилен, его получение и свойства

1. В одну пробирку налейте 2—3 мл этилового спирта и медленно добавьте 6—9 мл концентрированной серной кислоты. Во избежание толчков при кипении туда же добавьте щепотку прокаленного песка. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте. Температура должна быть выше 140 °С. Газоотводную трубку опустите до дна другой пробирки с бромной водой.

Наблюдение. Получающийся газ проходит через бромную воду и постепенно обесцвечивает ее.

2. В третью пробирку налейте 1—2 мл сильно разбавленного светло-фиолетового раствора перманганата калия, подкисленного каплей раствора серной кислоты, и через него пропустите полученный этилен.

Наблюдение. Раствор перманганата калия обесцвечивается.

3. Когда эти опыты сделаны, поднесите пламя горящей спички к концу газоотводной трубки.

Наблюдение. Этилен загорается и горит более светящимся пламенем, нежели метан.

Задания. 1. Какой газ получается при нагревании смеси этилового спирта и концентрированной серной кислоты? 2. Какие опыты это подтверждают? 3. Напишите уравнения соответствующих реакций. 4. Почему пламя горящего этилена ярче, чем пламя метана? 5. Какой общий вывод можно сделать относительно свойств этилена?

19. Ацетилен, его получение и свойства

1. Поместите в пробирку несколько кусочков карбида кальция и налейте в нее 1—2 мл воды. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой.

Наблюдение. Происходит бурная реакция с выделением газа.

2. Газоотводную трубку опустите до дна в другую пробирку с 2—3 мл бромной воды.

Наблюдение. Бромная вода постепенно обесцвечивается.

3. Затем получающийся газ пропустите через 2—3 мл сильно разбавленного раствора перманганата калия.

Наблюдение. Раствор постепенно обесцвечивается.

4. Когда эти опыты сделаны, выходящий из трубок газ подожгите.

Наблюдение. Газ горит сильно коптящим пламенем.

5. В пламя вдуйте воздух.

Наблюдение. Пламя становится более светящимся и не коптит.

Задания. 1. Почему ацетилен обесцвечивает бромную воду и перманганат калия? 2. Почему ацетилен горит сильно коптящим пламенем? 3. Почему в ацетиленовом пламени не образуется копоть, если через него продувать воздух? 4. Напишите уравнения соответствующих реакций.

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		P	P	P	—	P	M	M	H	H	M	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	—	M	P	—	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	P	—	—	H	H	H	H	H	—
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	P	M	—	H	M	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	H	H	M	M	—	H	H	—	—
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	—	H	H	H	H	—	H	H	—	—
PO ₄ ³⁻	P	—	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HCO ₃ ⁻	P	—	P	P	—	P	P	P	—	—	—	—	—	—
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	—	—	—

P — растворимые (больше 1 г в 100 г воды)
 M — малорастворимые (от 0,001 до 1 г в 100 г воды)
 H — нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды)
 «—» — разлагающиеся водой или не существующие

УКАЗАТЕЛЬ¹

- Авогадро А. I, 154
 Адреналин II, 177
 Адсорбция II, 81
 Азот II, 44–47, 65
 Азотные удобрения II, 49
 Акцептор II, 9
 Аллергия II, 176
 Алитирование II, 128
 Алкадиены II, 159
 Алканы II, 155
 Алкены II, 157
 Алкины II, 157
 Аллотропия II, 27
 — кислорода II, 27
 — серы II, 29
 — углерода II, 79–80
 Алмаз II, 80
 Алюминий II, 125
 Алюминотермия II, 106
 Алумосиликаты II, 96
 Амальгама алюминия II, 127
 Аминалон II, 177
 Аминокислоты II, 170
 — незаменимые II, 171
 Аммиак I, 76, II, 47–50
 Аммиачная вода II, 48
 Амоксициллин II, 176
 Амфотерные оксиды и гидроксиды I, 117
- Анальгетики II, 175
 — наркотические II, 175
 — ненаркотические II, 176
 Анальгин II, 176
 Антибиотики II, 176
 Антифризы II, 165
 Аспирин II, 176
 Аргон I, 61
 Арены II, 160
 Аррениус С. А. II, 8
 Атом I, 15, II, 8
 Атомная единица массы I, 21
 Ацетилен (этин) II, 157
- Бекетов Н. Н. I, 103
 Беккерель А. А. I, 128
 Белки II, 171
 Бензин II, 161
 Бензол II, 160
 Бертолле К.-Л. II, 40
 Берцелиус Й. Я. I, 23
 Бетон II, 99
 Биотехнология II, 175
 Бойль Р. I, 20
 Боксит II, 127
 Буссенго Ж. Б. II, 59
 Бутлеров А. М. II, 149, 151
- Вазелин II, 156
 Валентность I, 32, 148

¹ В указателе цифрой I обозначен учебник для 8 класса (Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия: неорганическая химия: учеб. для 8 кл. общеобразоват. учреждений. 11-е изд., перераб. — М.: Просвещение, 2007); цифрой II — учебник для 9 класса.

Велер Ф. II, 149
Вещества
— аморфные **I**, 146
— ионного строения **I**, 145
— кристаллические **I**, 146
— минеральные **II**, 148
— молекулярного строения **I**, 15
— органические **II**, 148
— простые **I**, 18, 21
— сложные **I**, 18, 21
— чистые **I**, 8
Взвесь **I**, 78
Винилхлорид (хлорвинил) **II**, 172
Вода **I**, 82–86
Водород **I**, 71–76
Возгонка **I**, 171
Воздух **I**, 60
Восстановитель **I**, 150
Восстановление **I**, 74, 150

Газификация топлива **II**, 83
Газогенератор **II**, 83
Галогены **I**, 157
Гашеная известь **II**, 121
Гелий **I**, 61
Генераторный газ **II**, 83
Генетическая связь **I**, 110
Гидратация **II**, 6
Гидраты **I**, 78, **II**, 6
Гидриды металлов **I**, 76
Гидрокарбонаты **II**, 87
Гидрокарбонат железа **II**, 132
Гидрокортизон **II**, 177
Гидроксид алюминия **II**, 129
Гидроксид аммония (нашатырный спирт) **II**, 50
Гидроксид кальция **II**, 121
Гидроксиды щелочных металлов **II**, 117
Гидролиз
— белков **II**, 171
— крахмала **II**, 169
— солей **II**, 20
Гидросульфаты **II**, 37
Гидросульфиды **II**, 32
Гидросульфиты **II**, 33
Гипс **II**, 123
Глауберова соль **II**, 37
Глицерин **II**, 165
Глюкоза **II**, 168
Гомологи **II**, 15
Гомологическая разность **II**, 155
Гомологический ряд **II**, 155
Горение **I**, 57, 62
Гормоны **II**, 171
Графит **II**, 80

Дальтон Дж. I, 22
Данилевский А. Я. II, 171
Демокрит I, 13
Десорбция **II**, 81
Диазолин **II**, 177
Диклофенак **II**, 176
Дистилляция **I**, 10
Диэлектрическая проницаемость воды **II**, 4
Доменная печь **II**, 140
Донор **II**, 9
Донорно-акцепторный механизм **II**, 9, 49
Дуговой метод производства стали **II**, 145
Дэви Х. II, 115
Дюралюминий **II**, 111, 128

Железо II, 66, 132
Железобетон **II**, 99
Жесткость воды
— карбонатная (временная) **II**, 123
— некарбонатная (постоянная) **II**, 124
— общая **II**, 124

Жиры **II**, 168

Закон

— Авогадро **I**, 153
— периодический **I**, 121, 132
— постоянства состава **I**, 26
— сохранения массы веществ **I**, 38
Заряд ядра **I**, 131

Ибупрофен II, 176

Известковая вода **II**, 122

Известковое молоко **II**, 122

Изомерия **II**, 151

Изомеры **II**, 151

Изопрен **II**, 159

Изотопы **I**, 127

Ингибиторы **I**, 167

Индекс **I**, 28

Индикаторы **I**, 96

Интерметаллические соединения **II**, 111

Ионы **I**, 144

Каблуков И. А. II, 6

Кавендиш Г. I, 72

Калий **II**, 66

Кальций **II**, 119–120

Каменный уголь **II**, 162

Картофельная мука **II**, 169

Каолинит **II**, 127

Карбонаты **II**, 87

Карбоновые кислоты **II**, 165

Катализаторы **II**, 42

Качественные реакции **II**, 157

— на двойную и тройную связи **II**, 157

Кекуле Ф. А. II, 149

Керамика **II**, 96

Керосин **II**, 161

Кислород **I**, 53–59, **II**, 25–26

Кислородно-конверторный способ производства стали **II**, 143

Кислота **I**, 86, 100, **II**, 10

— азотная **II**, 53–56

— кремниевая **II**, 94

— лимонная **II**, 165

— молочная **II**, 165

— муравьиная **II**, 165

— ортофосфорная **II**, 63

— пальмитиновая **II**, 165

— серная **II**, 35

— сернистая **II**, 33

— сероводородная **II**, 32

— соляная **I**, 166

— стеариновая **II**, 165

— уксусная **II**, 165

— щавелевая **II**, 165

Кистяковский В. А. II, 7

Кларитин **II**, 176

Кокс **II**, 162

Коксование **II**, 162

Коксовый газ **II**, 155, 162

Колошник **II**, 140

Конденсация **I**, 171

Корунд **II**, 127

Коэффициенты **I**, 24

Крахмал **II**, 169

Кремний **II**, 76, 91–92

Криптон **I**, 61

Кристаллизационная вода **I**, 109, **II**, 7

Кристаллическая решетка **I**, 146

— атомная **I**, 147

— ионная **I**, 146

— металлическая **II**, 104

— молекулярная **I**, 147

Ксенон **I**, 61

Купер А. II, 149

Курнаков Н. С. II, 111

Лавуазье А. I, 63
Легированные стали **II**, 138
Либих Ю. II, 66
Лигнин **II**, 170
Ломоносов М. В. I, 14

Магний II, 119
Мазут **II**, 161
Макромолекулы **II**, 172
Мартеновский способ производст-
ва стали **II**, 144
Массовое число **I**, 127
Медленное окисление **I**, 63
Медный купорос **II**, 37
Мелоксикам **II**, 176
Менделеев Д. И. I, 119, 137
Металлы **I**, 115, **II**, 103–111
— легкие **II**, 107
— положение в периодической
таблице **II**, 103
— способы получения **II**, 105
— тяжелые **II**, 107
— физические свойства **II**, 106
— химические свойства **II**, 107
— щелочные **II**, 114
Металлургия **II**, 138
— черная **II**, 138
— цветная **II**, 138
Метан (рудничный, или болот-
ный, газ) **II**, 154
Метанол (метиловый, или древес-
ный, спирт) **II**, 164
Минеральные удобрения **II**, 66
Молекула **I**, 15
— полярная **I**, 144
Моль **I**, 42
Молярная масса **I**, 42
Молярный объем газа **I**, 153
Мономер **II**, 172
Морфин **II**, 176

Наркомания II, 175
Нейтроны **I**, 127
Неметаллы **I**, 115
Нефелин **II**, 127
Нефть **II**, 161
Неэлектролиты **II**, 5
Нитраты **II**, 56
Нитриды **II**, 46
Ноотропные препараты **II**, 176

Окисление I, 74, 150
Окислитель **I**, 150
Оксид алюминия **II**, 128
Оксид кальция **II**, 121
Оксид кремния(IV) **II**, 92
Оксид серы(VI) **II**, 34
Оксид углерода(II) (угарный газ)
II, 82
Оксид углерода(IV) (углекислый
газ) **II**, 84
Оксид фосфора(V) **II**, 61, 63
Оксиды **I**, 57, 89
— основные **I**, 90
— кислотные **I**, 90
— щелочных металлов **II**, 117
Олеум **II**, 35
Орбиталь **I**, 132
Ортофосфаты **II**, 63
Основания **I**, 86, 93, **II**, 10
Относительная атомная масса **I**,
22
Относительная молекулярная мас-
са **I**, 29

Парафин II, 156
Парацетамол **II**, 176
Пенициллин **II**, 176
Периодическая таблица **I**, 124
Пероксид водорода **I**, 54, **II**, 117,
135

Пероксиды
— щелочных металлов **II**, 117
Пирацетам (ноотропил) **II**, 177
Плотность газа **I**, 155
Полевой шпат **II**, 127
Поливинилхлорид **II**, 172
Полимеры **II**, 172
Портландцемент **I**, 98
Порядковый (атомный) номер
элемента **I**, 128
Принцип Ле Шателье **II**, 41
Природный газ **II**, 161
Протоны **I**, 127
Пруст Ж. Л. I, 27

Радиоактивность I, 126
Распар **II**, 140
Растворение **II**, 6
Растворы **I**, 78
— концентрированные **I**, 80
— насыщенные **I**, 79
— ненасыщенные **I**, 79
— разбавленные **I**, 80
— твердые **II**, 111
Растворимость **I**, 79
Реакции
— гидратации **II**, 164
— замещения **II**, 155
— ионного обмена **II**, 15
— нейтрализации **I**, 96
— обмена **I**, 95
— обратимые **II**, 41
— окислительно-восстановитель-
ные **I**, 149, **II**, 18
— присоединения **II**, 158
— химические **I**, 11, 41
— цепные **I**, 162
— экзотермические **I**, 64
— эндотермические **I**, 64
Регенераторы **II**, 141, 144
Резерфорд Э. I, 126

Сахароза **II**, 169
Свойства веществ **I**, 5
Селитры **II**, 56
Сера **II**, 25, 28–30
Сероводород **I**, 75, **II**, 31
Сидерит **II**, 132
Силикатный клей **II**, 96
Силикаты **II**, 95
Силумины **II**, 128
Склодовская-Кюри М. I, 129
Скорость химической реакции **II**,
39
Сложные эфиры **II**, 168
Смеси **I**, 7
Соли **I**, 106, **II**, 11
— алюминия **II**, 129
— аммония **II**, 50
— двойные **I**, 107
— кислые **I**, 106
— основные **I**, 107
— средние **I**, 106
Спирты **II**, 164
— одноатомные предельные **II**,
162
— многоатомные **II**, 164
Спин **I**, 132
Сплавы **II**, 110
Средства для наркоза **II**, 176
Средства для местного обезболи-
вания **II**, 176
Стали
— красноломкость **II**, 142
— хладноломкость **II**, 142
Сталь **II**, 138
Стекло **II**, 96
Стеклопластики **II**, 98
Степень окисления **I**, 151
Степень полимеризации **II**, 172
Структурная формула **II**, 150
Сульфаты **II**, 37
Сульфиды **II**, 32

Сульфиты **II**, 33
Супрастин **II**, 177
Суспензия **I**, 78

Теория строения органических соединений А. М. Бутлерова **II**, 150–151

Тепловой эффект химической реакции **I**, 65
Термит **II**, 128
Термохимические уравнения **I**, 65
Тетрациклин **II**, 176

Углеводороды **II**, 154
— ароматические **II**, 160
— ацетиленового ряда **II**, 157
— диеновые **II**, 159
— непредельные (ненасыщенные) **II**, 156
— предельные (насыщенные) **II**, 155
— циклические **II**, 159
— этиленового ряда (алкены) **II**, 157

Углеводы **II**, 168
Углерод **II**, 76–82

Фарфор **II**, 96
Фаянс **II**, 96
Фенибут **II**, 177
Фенкарол **II**, 177
Ферменты **II**, 171
Флотация **II**, 29
Флюсы (плавни) **II**, 140
Фосфиды **II**, 61
Фосфин **II**, 62
Фосфор **II**, 44, 60–62, 65
Франкленд Э. **I**, 33, **II**, 149
Фреоны **II**, 156
Фруктоза **II**, 168
Фуллерены **II**, 80

Химическая связь
— двойная **II**, 150
— ионная **I**, 145
— ковалентная **I**, 142
— металлическая **II**, 104
— ковалентная полярная **I**, 142
— одинарная **II**, 150
— тройная **II**, 150
— π -связь **I**, 143
— σ -связь **I**, 143

Химический элемент **I**, 20, 128
Химические уравнения **I**, 39
Химическое равновесие **II**, 41
Химическое строение молекулы **II**, 149

Химия **I**, 6
— органическая **II**, 148
Хлор **I**, 158–163
Хлороводород **I**, 75, 165
Хлорная известь **II**, 122
Хлорноватистая кислота **II**, 122
Хроматография **I**, 10

Целлюлоза (клетчатка) **II**, 170
Цемент **II**, 98
Цементит **II**, 111
Циклопарафины **II**, 159

Чугун **II**, 138

Шахта **II**, 140
Шлаки **II**, 140
Шлакобетон **II**, 99
Шихта **II**, 139

Щелочь **I**, 93

Электролитическая диссоциация **II**, 5
Электролиты **II**, 5, 13

Электроны **I**, 125
— валентные **I**, 131
Электроотрицательность **I**, 140
Электрохимический ряд напряжений металлов (ряд стандартных электродных потенциалов) **II**, 108
Элементарное звено полимера **II**, 172
Эмульсия **I**, 78

Энергетический уровень **I**, 129
Энергия ионизации **II**, 108
Эритромицин **II**, 176
Этанол (этиловый, или винный, спирт) **II**, 164
Этилен (этен) **II**, 157
Этиленгликоль **II**, 165

Ядерная реакция **I**, 126

ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ

Глава I

- § 3. 1. 480 г CuS. 2. 2 моль KOH.
§ 6. 1. 16 г Cu; 38 г FeSO₄. 2. 0,61 г Cu(OH)₂. 3. 642,4 г Na₂CO₃.

Глава II

- § 10. 1. P₂S₅. 2. 10,4 кДж.
§ 12. 1. 21,6 г CuS. 2. 458 л H₂S.
§ 13. 1. а) 3,36 м³; б) 9750 м³. 2. 122,5 г.

Глава III

- § 18. 1. 2,76 г NH₃; 3,63 л NH₃. 2. 1400 м³; 1,0625 т.
§ 20. 1. 8888,89 м³. 2. 54,11 г KNO₃. 3. 31,5%.
§ 23. 1. 15,68 т. 2. 3,15%. 3. 1800 г. 4. 38,75 г.

Глава IV

- § 29. 1. 100 800 м³. 2. 572 г. 3. 154,2 г. 4. 0,1001 (10,01%). 5. 0,8329 (83,29%) Na₂CO₃ и 0,1671 (16,71%) NaHCO₃.
§ 33. 1. 3,75 кг. 2. 221,76 кг Na₂CO₃, 209,205 кг CaCO₃ и 753,14 кг SiO₂.

Глава V

- § 38. 1. 49,6% Cu, 50,4% Zn. 2. 1,9 л H₂; ~0,17 г H₂. 3. 355,51 г PbO и 215,71 г SnO₂. 4. 50,7% Cu, 49,3% Al.

Глава VI

- § 39. 1. 160 г. 2. 1,2%. 3. 75,43 г KHCO₃. 4. 1:9.
§ 41. 1. 20%. 2. 40; кальций. 3. 1,48 г Ca(OH)₂; 0,07%. 4. 88,81 г Na₂CO₃.
§ 42. 1. 9 г. 2. 18% Al и 82% Cu. 3. 10 мл.

Глава VII

- § 44. 1. 3,069 т. 2. 82,86%. 3. 0,01 г C; 5%. 4. 0,36 моль.

Глава VIII

- § 47. 1. 65,17% Fe и 4,67% Si. 2. 930 кДж. 3. 403 200 м³. 4. 66,32 т. 5. 2,854 т. 6. 0,545%.

Глава IX

- § 54. 1. 282 дм³ O₂; 1410 дм³ воздуха. 2. 227 г. 3. 44,8 л C₂H₂.
§ 59. 1. 37,4 л C₂H₄. 2. 94,6% (CH₃COO)₂Mg. 3. 61,2% стеарата натрия. 4. 90 г; 1,5 моль CH₃COOH. 5. 68,5 г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Глава I. Электролитическая диссоциация

§ 1. Сущность процесса электролитической диссоциации	3
§ 2. Диссоциация кислот, щелочей и солей	9
§ 3. Слабые и сильные электролиты. Степень диссоциации	11
§ 4. Реакции ионного обмена	13
§ 5. Окислительно-восстановительные реакции	17
§ 6. Гидролиз солей	20
Лабораторные опыты	23
Практическая работа 1	24

Глава II. Кислород и сера

§ 7. Положение кислорода и серы в периодической таблице химических элементов, строение их атомов	25
§ 8. Строение простых веществ. Аллотропия	26
§ 9. Сера. Аллотропия. Физические свойства	28
§ 10. Химические свойства серы. Применение серы	30
§ 11. Сероводород. Сульфиды	31
§ 12. Оксид серы(IV). Сернистая кислота	33
§ 13. Оксид серы(VI). Серная кислота	34
§ 14. Скорость химических реакций и ее зависимость от условий протекания. Химическое равновесие	39
Лабораторные опыты	42
Практическая работа 2	43

Глава III. Азот и фосфор

§ 15. Положение азота и фосфора в периодической таблице химических элементов, строение их атомов	44
§ 16. Азот. Физические и химические свойства азота	45
§ 17. Аммиак	47
§ 18. Соли аммония	50
§ 19. Азотная кислота	53
§ 20. Соли азотной кислоты	56
§ 21. Фосфор	60

§ 22. Оксид фосфора(V). Ортофосфорная кислота. Ортофосфаты . . .	63
§ 23. Минеральные удобрения	65
Лабораторные опыты	71
Практическая работа 3	72
Практическая работа 4	73

Глава IV. Углерод и кремний

§ 24. Положение углерода и кремния в периодической таблице химических элементов, строение их атомов	76
§ 25. Углерод	77
§ 26. Оксид углерода(II)	82
§ 27. Оксид углерода(IV)	84
§ 28. Угольная кислота и ее соли	87
§ 29. Круговорот углерода в природе	89
§ 30. Кремний и его свойства	91
§ 31. Оксид кремния(IV)	92
§ 32. Кремниевая кислота и ее соли	94
§ 33. Силикатная промышленность	96
Лабораторные опыты	101
Практическая работа 5	102

Глава V. Общие свойства металлов

§ 34. Положение металлов в периодической таблице и особенности строения их атомов	103
§ 35. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения	104
§ 36. Физические свойства металлов	106
§ 37. Характерные химические свойства металлов	107
§ 38. Сплавы	110
Лабораторные опыты	113

Глава VI. Металлы IA—IIIA-групп периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева

§ 39. Характеристика щелочных металлов	114
§ 40. Положение магния и кальция в периодической таблице химических элементов, строение их атомов	119
§ 41. Кальций и его соединения	120
§ 42. Алюминий	125
Лабораторные опыты	131
Практическая работа 6	—

Глава VII. Железо

§ 43. Положение железа в периодической таблице химических элементов и строение его атома. Свойства железа	132
§ 44. Соединения железа	134
Лабораторные опыты	136
Практическая работа 7	—

Глава VIII. Металлургия

§ 45. Понятие о металлургии. Металлы в современной технике . . .	138
§ 46. Производство чугуна	139
§ 47. Производство стали	142

Глава IX. Краткий обзор важнейших органических веществ

§ 48. Органическая химия	148
§ 49. Основные положения теории строения органических соединений А. М. Бутлерова	150
§ 50. Упрощенная классификация органических соединений	152
Углеводороды	154
§ 51. Предельные (насыщенные) углеводороды	—
§ 52. Непредельные (ненасыщенные) углеводороды	156
§ 53. Циклические углеводороды	159
§ 54. Природные источники углеводородов	161
Производные углеводородов	164
§ 55. Спирты	—
§ 56. Карбоновые кислоты. Сложные эфиры. Жиры	165
§ 57. Углеводы	168
§ 58. Аминокислоты. Белки	170
§ 59. Полимеры	172
§ 60. Лекарства	175
Лабораторные опыты	178

<i>Приложение</i>	180
-----------------------------	-----

Указатель	181
---------------------	-----

Ответы на задачи	188
----------------------------	-----

Учебное издание

Рудзитис Гунтис Екабович
Фельдман Фриц Генрихович

ХИМИЯ

Неорганическая химия

Органическая химия

9 класс

Учебник для общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Е. К. Липкина*

Редактор *Л. Н. Кузнецова*

Художник *О. И. Шмелев*

Художественный редактор *Е. А. Михайлова*

Оформление *О. Г. Ивановой*

Техническое редактирование и компьютерная верстка *Н. В. Лукиной*

Корректоры *Е. Г. Терскова, М. А. Терентьева*

Налоговая льгота — Общероссийский классификатор продукции ОК 005-93—953000.


Изд. лиц. Серия ИД № 05824 от 12.09.01. Подписано в печать с диапозитивов 20.04.09.

Формат 70 × 90¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура Петербург.

Печать офсетная. Уч.-изд. л. 12,65 + 0,38 форз. Доп. тираж 50 000 экз. Заказ № 2854.

Открытое акционерное общество «Издательство «Просвещение».

127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

ОАО «Тверской ордена Трудового Красного Знамени полиграфкомбинат детской литературы им. 50-летия СССР». 170040, г. Тверь, проспект 50 лет Октября, 46. 

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Катион Анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Cr ²⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	
OH ⁻ <small>гидроксид</small>	-	-	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	-	H	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻ <small>фторид</small>	P	P	P	P	P	H	H	M	M	P	H	H	P	P	P	-	H	P	H	H	P	P	P	P
Cl ⁻ <small>хлорид</small>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻ <small>бромид</small>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻ <small>йодид</small>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻ <small>сульфид</small>	P	-	P	P	-	-	H	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	-	H	H	
NO ₃ ⁻ <small>нитрат</small>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SO ₃ ²⁻ <small>сульфит</small>	P	P	P	P	H	H	H	H	-	-	H	H	H	M	H	H	-	-	H	H	-	H	H	
SO ₄ ²⁻ <small>сульфат</small>	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P	H	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
(орто)фосфат PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
карбонат CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	-	-	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-	-	-	H	H	-	H	H	
силикат SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	-	-	H	H	-	-	H	-	H	H	H	-	H	-	H	H	-	H	H	
ацетат CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	P	P	P	P	P	P

P – растворимые
(больше 1г в 100г воды);

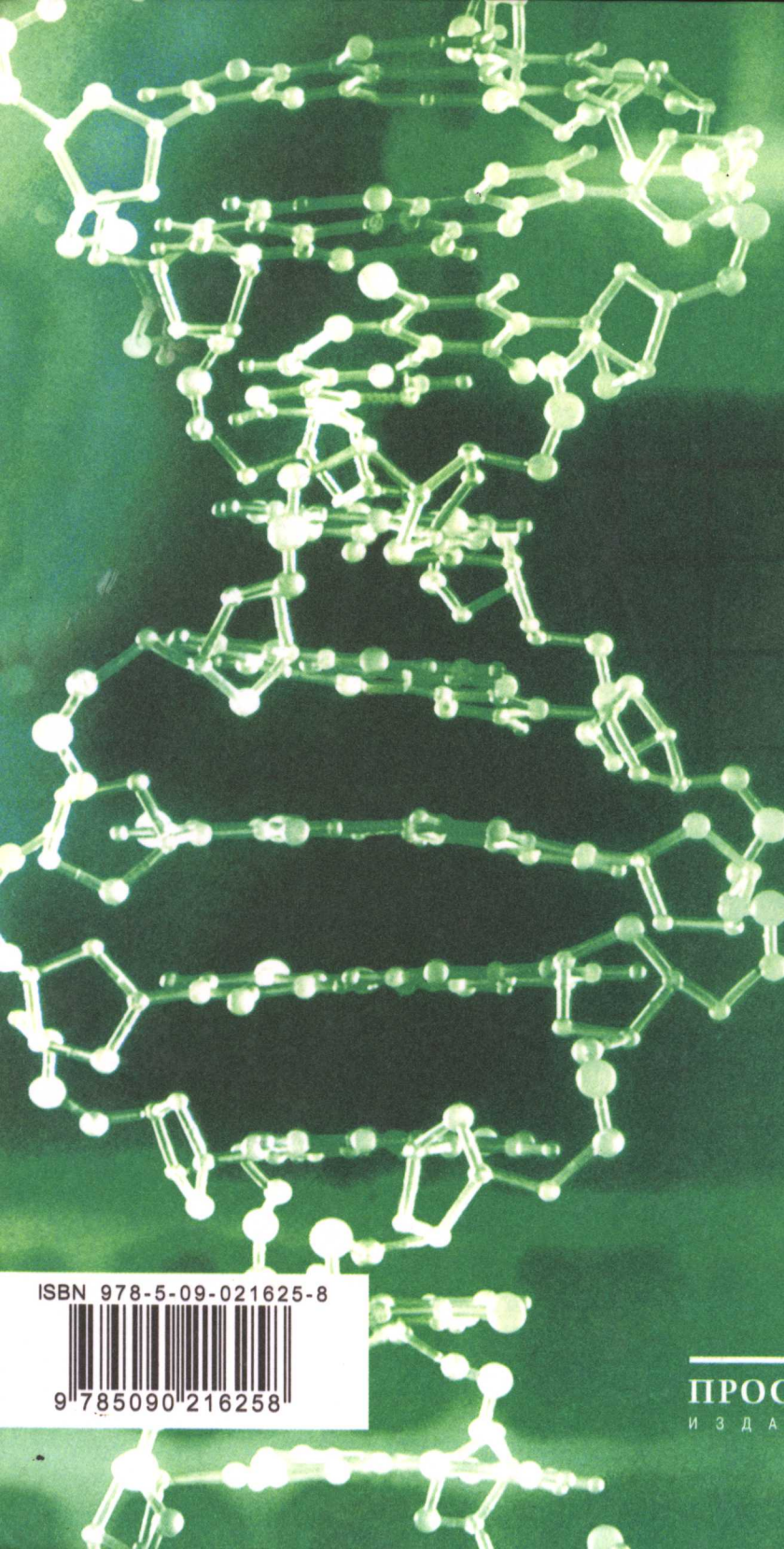
M – малорастворимые
(от 0,1 до 1г в 100г воды);

H – нерастворимые
(меньше 0,1г в 100г воды);

- – разлагаются водой
или не существуют

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

← Восстановительная способность ←																						→ Окислительная способность →			
+nē	E ⁰ , В	Li	K	Ba	Ca	Na	La	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au	E ⁰ , В	+nē
		-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,52	-2,36	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,80	+0,85	+1,52		
		Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	La ³⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺		



ISBN 978-5-09-021625-8



9 785090 216258



ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО