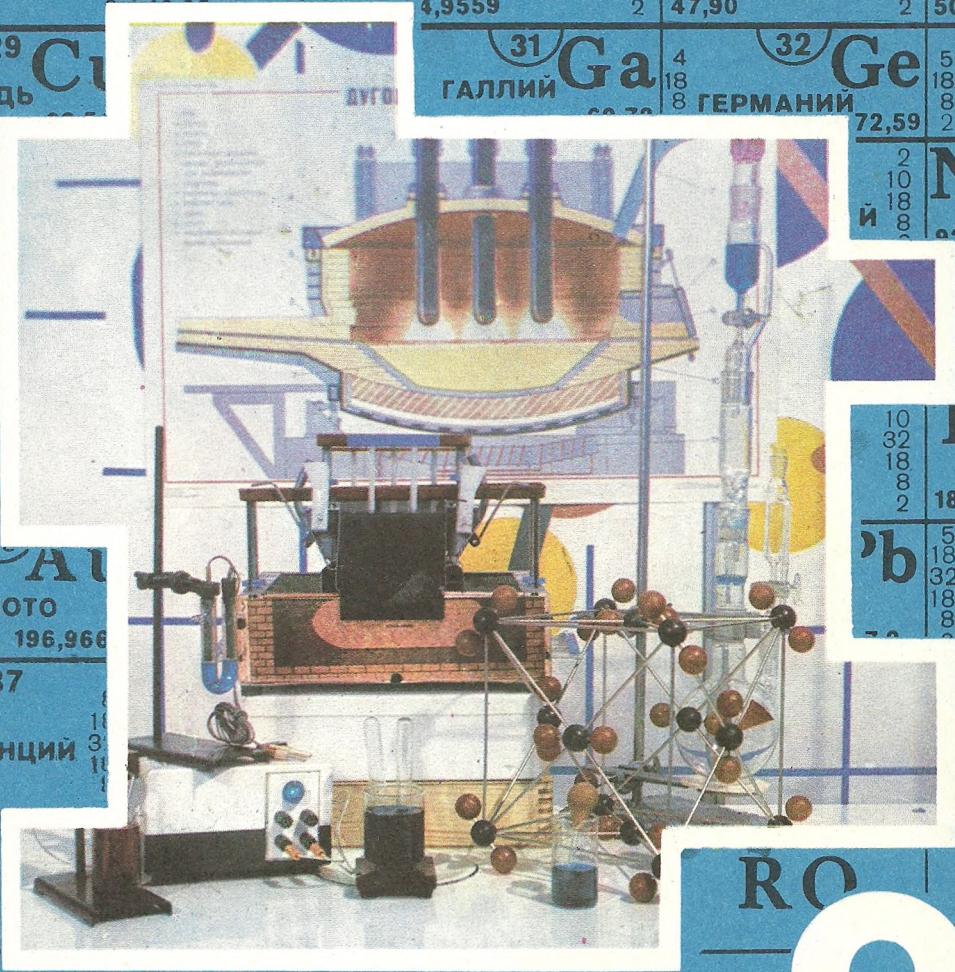


Ф.Г. ФЕЛЬДМАН Г.Е. РУДЗИТИС

ХИМИЯ



9

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г Р У П П Ы						
		I	II	III	IV	V		
1	1	H ¹ ₁ ВОДОРОД 1,008						
2	2	Li ³ ₃ ЛИТИЙ 6,941	Be ⁴ ₄ БЕРИЛЛИЙ 9,012	B ⁵ ₅ БОР 10,811	C ⁶ ₆ УГЛЕРОД 12,011	N ⁷ ₇ АЗОТ 14,00		
3	3	Na ¹¹ ₁₁ НАТРИЙ 22,990	Mg ¹² ₁₂ МАГНИЙ 24,305	Al ¹³ ₁₃ АЛЮМИНИЙ 26,981	Si ¹⁴ ₁₄ КРЕМНИЙ 28,085	P ¹⁵ ₁₅ ФОСФОР 30,974		
4	4	K ¹⁹ ₁₉ КАЛИЙ 39,098	Ca ²⁰ ₂₀ КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc ²¹ ₂₁ СКАНДИЙ 44,956	Ti ²² ₂₂ ТИТАН 47,90	V ²³ ₂₃ ВАНАДИЙ 50,941		
	5	Cu ²⁹ ₂₉ МЕДЬ 63,546	Zn ³⁰ ₃₀ ЦИНК 65,38	Ga ³¹ ₃₁ ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ³² ₃₂ ГЕРМАНИЙ 72,59	As ³³ ₃₃ МЫШЬЯН 74,922		
	6	Rb ³⁷ ₃₇ РУБИДИЙ 85,468	Sr ³⁸ ₃₈ СТРОНЦИЙ 87,62	Y ³⁹ ₃₉ ИТРИЙ 88,906	Zr ⁴⁰ ₄₀ ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb ⁴¹ ₄₁ НИОБИЙ 92,906		
	7	Ag ⁴⁷ ₄₇ СЕРЕБРО 107,868	Cd ⁴⁸ ₄₈ НАДМИЙ 112,41	In ⁴⁹ ₄₉ ИНДИЙ 114,82	Sn ⁵⁰ ₅₀ ОЛОВО 118,69	Sb ⁵¹ ₅₁ СУРЬМА 121,75		
	8	Cs ⁵⁵ ₅₅ ЦЕЗИЙ 132,905	Ba ⁵⁶ ₅₆ БАРИЙ 137,33	La ⁵⁷ ₅₇ ЛАНТАН 138,905	Hf ⁷² ₇₂ ГАФНИЙ 178,49	Ta ⁷³ ₇₃ ТАНАЛ 180,94		
	9	Au ⁷⁹ ₇₉ ЗОЛОТО 196,966	Hg ⁸⁰ ₈₀ РТУТЬ 200,59	Tl ⁸¹ ₈₁ ТАЛЛИЙ 204,37	Pb ⁸² ₈₂ СВИНЕЦ 207,2	Bi ⁸³ ₈₃ ВИСМУТ 208,980		
	10	Fr ⁸⁷ ₈₇ ФРАНЦИЙ [223]	Ra ⁸⁸ ₈₈ РАДИЙ 226,025	Ac ⁸⁹ ₈₉ АКТИНИЙ [227]	Ku ¹⁰⁴ ₁₀₄ КУРЧАТОВИЙ [261]	Ns ¹⁰⁵ ₁₀₅ НИЛЬСБОРИЙ [261]		
		ВЫШЕ ОКСИДЫ	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	
		ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ			RH_4	RH_3		
* Л А Н Т А Н О И Д Ы 58 - 71								
		Ce ⁵⁸ ₅₈ ЦЕРИЙ 140,12	Pr ⁵⁹ ₅₉ ПРАЗЕОДИМ 140,908	Nd ⁶⁰ ₆₀ НЕОДИМ 144,24	Pm ⁶¹ ₆₁ ПРОМЕТИЙ [145]	Sm ⁶² ₆₂ САМАРИЙ 150,4	Eu ⁶³ ₆₃ ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ⁶⁴ ₆₄ ГАДОЛИНИЙ 157,25
** А К Т И Н О И Д Ы 90 - 103								
		Th ⁹⁰ ₉₀ ТОРИЙ 232,038	Pa ⁹¹ ₉₁ ПРОТАКТИНИЙ 231,036	U ⁹² ₉₂ УРАН 238,029	Np ⁹³ ₉₃ НЕПУТНИЙ 237,048	Pu ⁹⁴ ₉₄ ПЛУТОНИЙ [244]	Am ⁹⁵ ₉₅ АМЕРИЦИЙ [243]	Cm ⁹⁶ ₉₆ КУРИЙ [247]

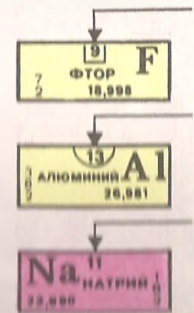
Э		Л		Е		М		Е		Н		Т		О		В		
VI		VII		VIII		VIII		VIII		VIII		VIII		VIII		VIII		
				(H)													He ² ₂ ГЕЛИЙ 4,003	
	O ⁸ ₈ КИСЛОРОД 15,999		F ⁹ ₉ ФТОР 18,998														Ne ¹⁰ ₁₀ НЕОН 20,179	
	S ¹⁶ ₁₆ СЕРА 32,064		Cl ¹⁷ ₁₇ ХЛОР 35,453														Ar ¹⁸ ₁₈ АРГОН 39,948	
	Cr ²⁴ ₂₄ ХРОМ 51,996		Mn ²⁵ ₂₅ МАРГАНЕЦ 54,938		Fe ²⁶ ₂₆ ЖЕЛЕЗО 55,847		Co ²⁷ ₂₇ КОБАЛЬТ 58,933		Ni ²⁸ ₂₈ НИКЕЛЬ 58,71									
	Se ³⁴ ₃₄ СЕЛЕН 78,96		Br ³⁵ ₃₅ БРОМ 79,904														Kr ³⁶ ₃₆ КРИПТОН 83,80	
	Mo ⁴² ₄₂ МОЛИБДЕН 95,94		Tc ⁴³ ₄₃ ТЕХНЕЦИЙ 98,906		Ru ⁴⁴ ₄₄ РУТЕНИЙ 101,07		Rh ⁴⁵ ₄₅ РОДИЙ 102,905		Pd ⁴⁶ ₄₆ ПАЛЛАДИЙ 106,4									
	Te ⁵² ₅₂ ТЕЛЛУР 127,60		I ⁵³ ₅₃ ИОД 126,904														Xe ⁵⁴ ₅₄ КСЕНОН 131,30	
	W ⁷⁴ ₇₄ ВОЛЬФРАМ 183,85		Re ⁷⁵ ₇₅ РЕНИЙ 186,207		Os ⁷⁶ ₇₆ ОСМИЙ 190,2		Ir ⁷⁷ ₇₇ ИРИДИЙ 192,22		Pt ⁷⁸ ₇₈ ПЛАТИНА 195,09									
	Po ⁸⁴ ₈₄ ПОЛОНИЙ [208]		At ⁸⁵ ₈₅ АСТАТ [210]														Rn ⁸⁶ ₈₆ РАДОН [222]	
	106		107		108													
	RO_3		R_2O_7														RO_4	
	H_2R		HR															
	Tb ⁶⁵ ₆₅ ТЕРБИЙ 158,925		Dy ⁶⁶ ₆₆ ДИСПРОЗИЙ 162,50		Ho ⁶⁷ ₆₇ ГОЛЬМИЙ 164,930		Er ⁶⁸ ₆₈ ЭРБИЙ 167,26		Tm ⁶⁹ ₆₉ ТУЛИЙ 168,934		Yb ⁷⁰ ₇₀ ИТТЕРБИЙ 173,04		Lu ⁷¹ ₇₁ ЛЮТЕЦИЙ 174,967					
	Bk ⁹⁷ ₉₇ БЕРКЛИЙ [247]		Cf ⁹⁸ ₉₈ КАЛИФОРНИЙ [251]		Es ⁹⁹ ₉₉ ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]		Fm ¹⁰⁰ ₁₀₀ ФЕРМИЙ [257]		Md ¹⁰¹ ₁₀₁ МЕНДЕЛЕВИЙ [258]		(No) ¹⁰² ₁₀₂ НОБЕЛИЙ [255]		(Lr) ¹⁰³ ₁₀₃ ЛОУРЕНСИЙ [256]					



Число электронов на данном энергетическом уровне

- s — элементы
- p — элементы
- d — элементы
- f — элементы

- I энергетический уровень — K
- II " " — L
- III " " — M
- IV " " — N
- V " " — O
- VI " " — P
- VII " " — Q



У элементов, которым соответствуют простые вещества — неметаллы, порядковые номера помещены в квадратике.

У элементов, оксиды и гидроксиды которых принимают амфотерные свойства, порядковые номера обведены полукругом

У элементов, которым соответствуют простые вещества — металлы, порядковые номера особыми знаками не обозначены.

Ф.Г. ФЕЛЬДМАН Г.Е. РУДЗИТИС

ХИМИЯ 9

УЧЕБНИК
ДЛЯ 9 КЛАССА
СРЕДНИХ
ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ
УЧЕБНЫХ ЗАВЕДЕНИЙ

*Рекомендовано
Министерством образования
Российской Федерации*

3-е издание, с исправлениями

МОСКВА
«ПРОСВЕЩЕНИЕ»
1994

- ▲ Материал, изучаемый при повторении
- Дополнительный материал
- ? Вопросы и упражнения
- Задачи
- ◆ Знаете ли вы ...

Фельдман Ф. Г., Рудзитис Г. Е.

Ф39 Химия: Учеб. для 9 кл. сред. общеобразоват. учеб. заведений.—3-е изд., с испр.— М.: Просвещение, 1994.—176 с.: ил.— ISBN 5-09-005146-1.

Ф $\frac{4306021500-186}{103(03)-94}$ инф. письмо —94, № 93

ББК 24я72

Учебное издание

Фельдман Фриц Генрихович
Рудзитис Гунтис Екабович

ХИМИЯ. 9

Учебник для 9 класса
средних общеобразовательных
учебных заведений

Зав. редакцией *В. И. Сивоглазов*

Редактор *Т. В. Литвиненко*

Художник *О. И. Шмелев*

Художественный редактор *И. В. Короткова*

Технические редакторы *Е. Н. Зелянина,*

И. Ю. Шукина

Корректор *И. Н. Панкова*

ИБ № 15281

Лицензия ЛР № 010001 от 10.10.91. Подписано к печати с диапозитивов 10.11.93. Формат 70×90¹/₁₆. Бум. офсет. № 2. Гарнит. литер. Печать офсетная. Усл. печ. л. 12,87+0,29 форз. Усл. кр.-отт. 27,27. Уч.-изд. л. 10,43+0,48 форз. Тираж 132 000 экз. Заказ № 4387.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение» Комитета Российской Федерации по печати. 127521, Москва, 3-й проезд Марьиной роши, 41.

Смоленский полиграфический комбинат Комитета Российской Федерации по печати. 214020, Смоленск, ул. Смольянинова, 1.

© Фельдман Ф. Г., Рудзитис Г. Е., 1990

© Фельдман Ф. Г., Рудзитис Г. Е., 1994,
с исправлениями

Повторите учебный материал по учебнику VIII класса (в тексте учебник Рудзитиса Г. Е., Фельдмана Ф. Г. «Химия—8» обозначается римской цифрой I) о составе и характерных свойствах оксидов, оснований и кислот (I, § 33, 34, 35), о периодическом законе и периоди-

ческой системе химических элементов Д. И. Менделеева (I, § 38, 39), о типах химической связи: ковалентной (полярной и неполярной), ионной (I, § 44), о типах кристаллических решеток: ионной, атомной и молекулярной (I, § 45).

Вы уже изучили процессы растворения различных веществ в воде и некоторые свойства водных растворов (I, § 30). В этой главе рассмотрим, чем характеризуются процессы растворения в воде веществ с ионной связью, ознакомимся с процессом электролитической диссоциации.

§ 1. Сущность процесса электролитической диссоциации

Электролиты и неэлектролиты. С особенностями растворения в воде веществ с различными типами химических связей можно познакомиться экспериментально, исследуя электрическую проводимость растворов этих веществ с помощью прибора, изображенного на рисунке 1.

Если погрузить электроды прибора, например, в сухую поваренную соль, то лампочка не засветится. 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. На основании этих свойств все вещества разделяют на *электролиты* и *неэлектролиты* (схема 1).

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. Например, строение кристаллов хлорида натрия (I, § 45, рис. 65) отличается от строения молекул кислорода, водорода (I, § 45).

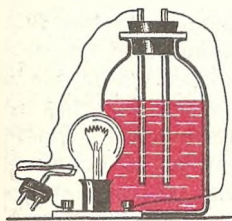
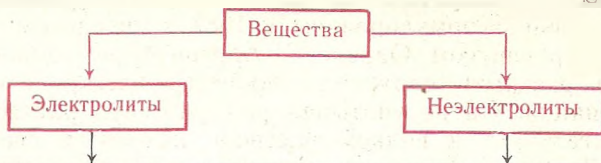


Рис. 1. Прибор для проверки электрической проводимости растворов.



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

Неэлектролитами называют вещества, водные растворы 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

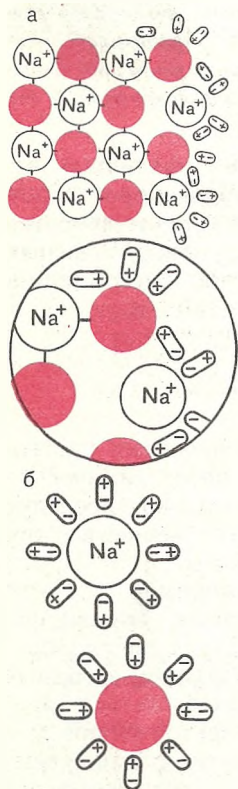


Рис. 2. Механизм растворения хлорида натрия в воде:

а — притяжение и действие полярных молекул воды на кристаллическую решетку хлорида натрия; б — образование гидратированных ионов натрия и хлорид-ионов (обозначены красным кружком).

Для правильного понимания механизма растворения в воде веществ с ионной связью следует также учесть, что в молекулах воды между атомами водорода и кислорода имеются ковалентные сильнополярные связи. Поэтому молекулы воды полярны. Вследствие этого, например, при растворении хлорида натрия молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительно заряженному иону натрия, а положительными полюсами — к отрицательно заряженным хлорид-ионам. В результате связь между ионами ослабляется и кристаллическая решетка разрушается (рис. 2). Этому процессу способствует также большая *диэлектрическая проницаемость воды*, которая при 20 °С равна 81. 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 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. (Слово «ион» в переводе с греческого означает «идущий».)

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

Основные теоретические положения электролитической диссоциации сформулированы в 1887 г. шведским ученым Сванте Аррениусом. Однако С. Аррениусу не удалось полностью раскрыть сложность процесса электролитической диссоциации. Он не учитывал роль молекул растворителя и полагал, что в водном растворе находятся свободные ионы. Дальнейшее развитие представления об электролитической диссоциации получили в трудах русских ученых И. А. Каблукова и В. А. Кистяковского. Чтобы понять сущность представлений этих ученых, ознакомимся с явлениями, которые происходят при растворении веществ в воде.

При растворении в воде твердого гидроксида натрия NaOH или концентрированной серной кислоты H_2SO_4 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 может выбросить кислоту из сосуда. Чтобы этого избежать, **серную кислоту тонкой струей наливают в воду (но не наоборот!) при постоянном помешивании.**

Если же, например, растворять в воде аммиачную селитру (нитрат аммония), известную вам из курса биологии и практической жизни, в тонкостенном стакане, поставленном на мокрую дощечку, то наблюдается столь сильное охлаждение, что стакан к ней даже примерзает (рис. 4). Почему при растворении веществ в одних случаях наблюдается разогревание, а в других — охлаждение?

При растворении твердых веществ происходит разрушение их кристаллических решеток и распределение образующихся частиц между молекулами растворителя. При этом *необходимая энергия поглощается извне и происходит охлаждение.* По этому признаку процесс растворения следует отнести к *физическим явлениям.*

Почему же при растворении некоторых веществ происходит разогревание?

Как вам известно, выделение теплоты — это признак химической реакции. Следовательно, *при растворении осуществляются и химические реакции.* Например, молекулы серной кислоты реагируют с молекулами воды и образуются соединения состава $H_2SO_4 \cdot H_2O$ (моногидрат серной кислоты) и $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ (дигидрат серной кислоты), т. е. молекула серной кислоты присоединяет одну или две молекулы воды.

Взаимодействие молекул серной кислоты с молекулами воды относят к реакциям гидратации, а вещества, которые при этом образуются, называют гидратами.

Из приведенных примеров видно, что при растворении твердых веществ в воде происходят как физический, так и химический процессы. Если в результате гидратации вы-



С. А. Аррениус (1859 — 1927). Шведский ученый, академик. В 1887 г. сформулировал основные положения об электролитической диссоциации. Имеет ряд других научных исследований.

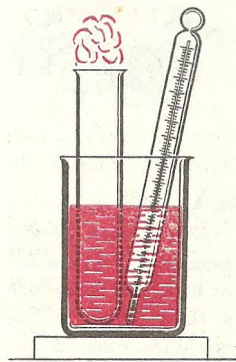


Рис. 3. Разогревание при растворении серной кислоты в воде.

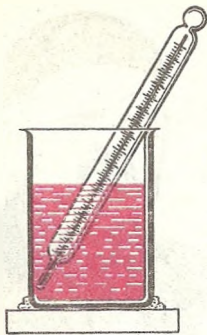


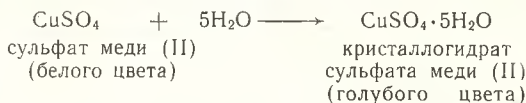
Рис. 4. Охлаждение при растворении некоторых веществ в воде.

деляется больше энергии, чем ее тратится на разрушение кристаллов вещества, тогда растворение сопровождается разогреванием, если наоборот — охлаждением.

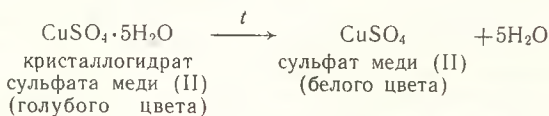
Следовательно, **растворение — это физико-химический процесс.**

Такое объяснение сущности процесса растворения и природы растворов впервые было теоретически обосновано великим русским ученым Д. И. Менделеевым. Им была разработана **гидратная теория растворов.**

▲ При выпаривании раствора вещество часто выделяется в виде кристаллов, содержащих химически связанную воду. Так, например, если к сульфату меди (II) CuSO_4 (порошок белого цвета) прилить воду, то происходит разогревание и образуется раствор голубого цвета. При его выпаривании выделяется кристаллическое вещество синего цвета — медный купорос, имеющий состав $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Образование медного купороса из сульфата меди (II) выражают уравнением реакции:



При прокаливании медного купороса происходит отщепление воды — дегидратация:



Кристаллические вещества, в состав которых входит химически связанная вода, называют кристаллогидратами. Воду, входящую в состав кристаллов, называют кристаллизационной водой.



И. А. Каблуков (1857—1942). Русский ученый, академик. Независимо от В. А. Кистяковского в 1889—1891 гг. ввел представление о гидратации ионов. Положил начало физической и химической теории растворов.

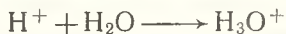
Многие вещества образуют кристаллогидраты, например $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата железа (II) (железный купорос), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата кальция (гипс), $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат карбоната натрия (кристаллическая сода).

При изучении процессов гидратации у ученых возник вопрос: с какими частицами реагирует вода?

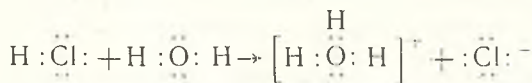
И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский независимо один от другого предположили, что с молекулами воды реагируют ионы электролитов, т. е. происходит **гидратация ионов.** Это в дальнейшем полностью подтвердилось. Так, например, было выяснено, что безводный сульфат меди (II) CuSO_4 бесцветен, бесцветны также безводные ионы Cu^{2+} и SO_4^{2-} . При растворении сульфата меди (II) в воде происходит гидратация ионов. При выпаривании такого раствора образуются кристаллы, в узлах кристаллических решеток которых находятся гидратированные ионы меди $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$, обла-

дающие голубой окраской, и бесцветные гидратированные сульфат-ионы $[\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}]^{2-}$. Эти ионы и образуют кристаллы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

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



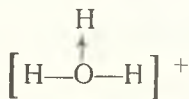
▲ Диссоциацию молекул кислот можно объяснить образованием дополнительной ковалентной связи. Она характеризуется тем, что общую связывающую электронную пару предоставляют не оба атома, а только один из них. Атом, который предоставляет общую связывающую электронную пару, называют *донором*; атом, который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



или

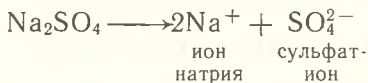
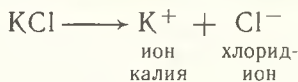


Из схемы видно, что атом кислорода предоставляет общую электронную пару, т.е. является донором, а ион H^+ — акцептором. Этот вид ковалентной связи иногда изображают стрелкой:



Учитывая исследования ученых, основные теоретические положения электролитической диссоциации можно сформулировать следующим образом:

1. *Электролиты — это вещества, которые при растворении в воде или в расплавленном состоянии распадаются на ионы. Ионы — это атомы или группа 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, которое присоединяет ион, в большинстве случаев неизвестно, то уравнения процессов электролитической диссоциации изображают упрощенно, например:

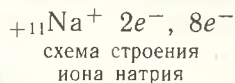
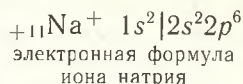
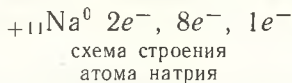
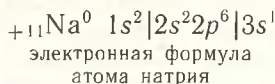


Кистьяковский Владимир Александрович (1865—1952). Русский ученый, физикохимик, академик. В. А. Кистьяковский в 1888 г. высказал идею об объединении химической теории растворов Д. И. Менделеева с учением С. Аррениуса об электролитической диссоциации.



Рис. 5. Хаотическое движение ионов в растворах и расплавах.

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



Атомы натрия легко отдают наружные $3s^1$ -электроны, поэтому атомы 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

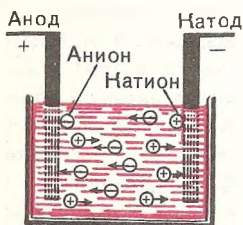


Рис. 6. Движение ионов при пропускании постоянного электрического тока через электролит.

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, 7).

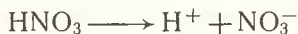
Ответьте на вопросы 1—8 (с. 12).

§ 2. Диссоциация кислот, щелочей и солей

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



Однако этот процесс изображают более 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:

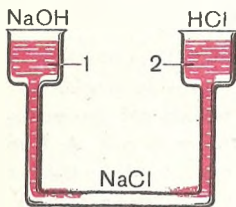
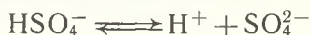
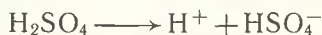


Рис. 7. Прибор для наблюдения движения ионов в электрическом поле. 1, 2 — воронки.

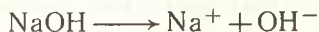
Ионы HSO_4^- диссоциируют не полностью, поэтому ставят знак \rightleftharpoons , который указывает, что образовавшиеся ионы H^+ и SO_4^{2-} могут соединиться и образовывать исходные ионы HSO_4^- . Такие процессы называют *обратимыми* (см. с. 35). Если скорость распада на ионы больше, чем скорость образования 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.

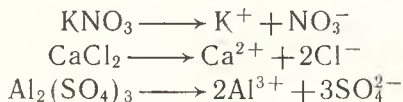
Все растворимые основания в водных растворах диссоциируют на отрицательно заряженные гидроксид-ионы и положительно заряженные ионы металлов, например:



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.

Средние и кислые соли диссоциируют неодинаково. Диссоциация средних солей происходит так:



Средние соли — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Диссоциация кислых солей происходит ступенчато:



Кислые соли — это сложные вещества, которые в водных растворах диссоциируют на положительно заряженные ионы металлов и водорода и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков.

Характерные химические свойства электролитов показаны в таблице 1.

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

Электролиты	Характерные общие ионы	Характерные свойства
Кислоты	H^+	<p>Действуют на индикаторы и реагируют с ионами OH^- с образованием воды:</p> $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$
Основания	OH^-	<p>Действуют на индикаторы и реагируют с ионами H^+ с образованием воды:</p> $OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$
Соли	Общих ионов нет	Отсутствуют общие свойства, обусловленные наличием общих ионов

Ответьте на вопросы 9—10 (с. 12).

§ 3. Слабые и сильные электролиты. Степень диссоциации

До сих пор мы рассматривали электролиты, которые в водных растворах уже при небольшом растворении полностью распадаются на ионы. Возникают вопросы: все ли электролиты в одинаковой степени распадаются на ионы? Какова доля диссоциированных молекул к числу недиссоциированных для 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 в водных растворах полностью диссоциируют на ионы независимо от их концентрации.* 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

$$\alpha = n/N$$

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

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

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
<i>Сильные электролиты — это химические соединения, которые при растворении в воде полностью распадаются на ионы</i>	Почти все растворимые соли, кислоты — соляная, азотная, серная и нек. др.; растворимые основания (щелочи — гидроксиды щелочных металлов, гидроксиды бария и кальция)

Классификация электролитов и их характерные свойства	Примеры
<i>Слабые электролиты — это соединения, которые незначительно диссоциируют на ионы</i>	Уксусная, угольная, борная кислоты и др. Следует учесть, что вода тоже слабый электролит и диссоциирует (хотя незначительно) на ионы: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Ответьте на вопрос 11, 12.

? 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. Сформулируйте основные теоретические положения электролитической диссоциации и поясните их.

4. Хлор, входящий в состав хлорида натрия и соляной кислоты, не оказывает вредного действия на организм человека, а вдыхание небольшого количества газообразного хлора вызывает удушье и поражение органов дыхания. Объясните это явление.

5. Сульфат меди (II) — бесцветное кристаллическое вещество, при его растворении в воде раствор приобретает голубую окраску. Чем это можно объяснить?

6. Кратко охарактеризуйте значение работ С. Аррениуса, И. А. Каблукова и В. А. Кистяковского в выяснении сущности процесса электро-

литической диссоциации. На работы какого другого русского ученого опирались И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский?

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

8. Что такое ион гидроксония и как он образуется? Какой тип связи в этом ионе?

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

10. Приведите определения кислот, оснований, средних и кислых солей с точки зрения представлений об электролитической диссоциации.

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

12. Приведите примеры сильных и слабых электролитов и где на практике необходимо учитывать силу электролитов.

§ 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 определенный цвет. Для каждого из них характерны специфические химические свойства. В таблице 3 указаны реактивы и характерные реакции на ионы.

Таблица 3. Определение ионов

Определяемый ион	Реактив, содержащий ион	Результат реакции
H^+ Ag^+ Cu^{2+}	Индикаторы Cl^- OH^- S^{2-}	Изменение окраски Белый осадок Синий осадок Черный осадок Окрашивание пламени в сине-зеленый цвет
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет
Fe^{3+} Zn^{2+}	OH^- OH^-	Осадок бурого цвета Белый осадок, при избытке OH^- растворяется
Al^{3+}	S^{2-} OH^-	Белый осадок Белый желеобразный осадок, который при избытке OH^- растворяется
NH_4^+ Ba^{2+}	OH^- SO_4^{2-}	Запах аммиака Белый осадок Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+ K^+		Цвет пламени желтый Цвет пламени фиолетовый (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+ $H_2SO_4^*$	Белый осадок Выделение бесцветного газа с резким запахом (HCl)
Br^-	Ag^+ $H_2SO_4^*$	Желтоватый осадок Выделение SO_2 и Br_2 (бурый цвет)
I^-	Ag^+ $H_2SO_4^*$	Желтый осадок Выделение H_2S и I_2 (фиолетовый цвет)
SO_3^{2-}	H^+	Выделение SO_2 — газа с резким запахом, обесцвечивающим раствор фуксина и фиолетовых чернил
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
CH_3COO^-	H_2SO_4	Появление запаха уксусной кислоты
NO_3^-	H_2SO_4 (конц.) и	Выделение бурого газа

...что многие видные ученые того времени не поняли и не признавали теории С. Аррениуса о возможности диссоциации многих 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.

Определяемый ион	Реактив, содержащий ион	Результат реакции
SO_4^{2-} PO_4^{3-} OH^-	Cu Ba^{2+} Ag^+ Индикаторы	Белый осадок Желтый осадок 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.

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 образуется 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 .

Чтобы сделать вывод о протекании реакций ионного обмена до конца, надо использовать данные таблицы растворимости солей, оснований и кислот в воде (см. табл. в конце учебника).

Таблица 4. Молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения реакций, условия протекания ионных реакций

Реагирующие вещества	Уравнения реакций		
	в молекулярном виде	полные ионные	сокращенные ионные
Хлорид натрия и нитрат свинца (II)	1. В результате реакции образуется осадок: $2\text{NaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$	$2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^-$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{PbCl}_2\downarrow$
Карбонат натрия и соляная кислота	2. В результате реакции образуется газ: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{H}_2\text{CO}_3 \begin{cases} \longrightarrow \text{CO}_2\uparrow \\ \longrightarrow \text{H}_2\text{O} \end{cases}$	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \longrightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
Гидроксид калия и азотная кислота	$\text{KOH} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ (вода — малодиссоциирующее вещество)
Хлорид магния и сульфат натрия	4. Признаков реакции не наблюдается: $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{NaCl}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$	

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 .

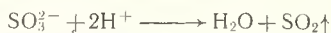
2. Приходят к выводу, что хлорид магния MgCl_2 будет реагировать только с такими растворимыми в воде веществами, которые способны осадить: а) ионы Mg^{2+} ; б) хлорид-ионы Cl^- .

3. Ионы Mg^{2+} можно осадить: а) ионами OH^- , т. е. нужно подействовать любой щелочью, что приведет к образованию малорастворимого гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$; 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).

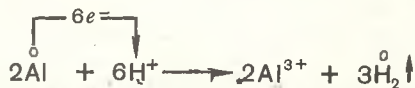
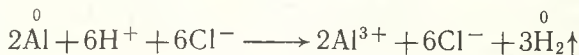
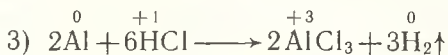
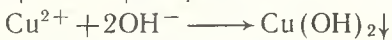
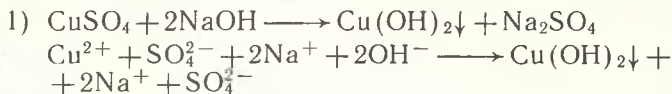
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—4 (с. 20).

§ 5. Окислительно-восстановительные реакции

Повторите учебный материал об окислительно-восстановительных реакциях (I, § 46).

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 (I, § 46) и стрелками покажем переход электронов:



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

При записи степени окисления знаки $+$ 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 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. Пишут формулы реагирующих веществ, ставят стрелку, а за ней пишут формулы веществ, которые образуются при данной реакции:



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

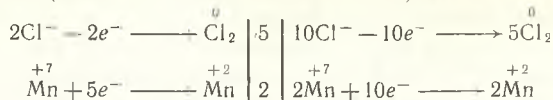


3. Выписывают химические знаки элементов, атомы или ионы которых меняют степень окисления:



4. Находят, сколько электронов отдали или присоединили соответствующие атомы или ионы:

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



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



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



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

Выполните упражнения 5—7 (с. 20).

■ § 6. Гидролиз солей

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

Таблица 5. Отношение солей к воде

Растворы солей	Цвет индикатора		
	Лакмус	Фенолфталеин	Метиловый оранжевый
Хлорид натрия	Цвет не меняется	Цвет не меняется	Цвет не меняется
Хлорид алюминия	Краснеет	Цвет не меняется	Становится розовым
Карбонат натрия	Синеет	Приобретает малиновый цвет	Желтеет

Вспомним, что основное условие протекания реакций обмена до конца — наличие таких ионов, которые могут связываться (с. 14). Кроме того, нам известно, что молекула воды хотя и незначительно, но все же диссоциирует на ионы H^+ и OH^- . Результаты опытов, представленные в таблице 6, дают ответ на поставленный выше вопрос: *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, или слабым основанием и слабой кислотой.* Это объясняется тем, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- .

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

Таблица 6. Взаимодействие солей с водой

Соли, реагирующие с водой	Уравнения реакций		Вещества, которые образуются в результате гидролиза	Пояснения
	полные ионные	сокращенные ионные		
Хлорид натрия	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\begin{array}{c} \updownarrow \\ \text{H}^+ + \text{OH}^- \end{array}$ $\rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	—		<p>Реакция не происходит, так как в растворе нет ионов, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^-</p> <p>Происходит гидролиз солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием. Например, гидроксид-ионы и ионы алюминия образуют устойчивые ионы AlOH^{2+}. Накапливаются ионы H^+, поэтому среда становится кислой</p> <p>Происходит гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием. Например, ионы H^+ с ионами CO_3^{2-} образуют устойчивые ионы HCO_3^-. Накапливаются ионы OH^-, поэтому среда становится щелочной</p>
Хлорид алюминия	$\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\begin{array}{c} \updownarrow \\ \text{OH}^- + \text{H}^+ \end{array}$ $\rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}^+$	$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$	<p>AlOHCl_2 — основная соль и HCl — хлороводородная, или соляная кислота</p>	
Карбонат натрия	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\begin{array}{c} \updownarrow \\ \text{H}^+ + \text{OH}^- \end{array}$ $\rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	<p>NaHCO_3 — кислая соль и NaOH — гидроксид натрия</p>	

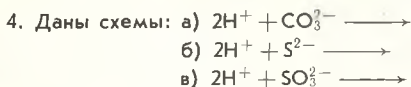
Реакции обмена между некоторыми солями и водой относят к реакциям гидролиза (от греч. «гидро» — вода, «лизис» — разложение).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 8—9. Решите задачи 1—2.

1. Даны растворы: а) перманганата калия $KMnO_4$; б) сульфата калия K_2SO_4 ; в) хромата натрия Na_2CrO_4 ; г) сульфата меди (II) $CuSO_4$; д) хлорида никеля $NiCl_2$. Как различить эти растворы?

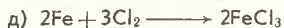
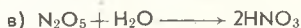
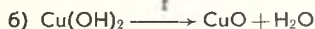
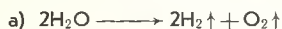
2. Даны растворы, содержащие ионы Ag^+ , SO_4^{2-} , H^+ , I^- . С помощью каких реакций можно определить эти растворы? Напишите уравнения реакций.

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.



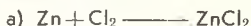
Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном виде.

5. Даны уравнения реакций:



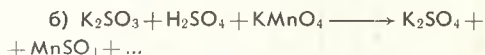
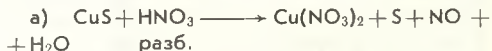
Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными и почему? Укажите окислитель и восстановитель.

6. Даны уравнения реакций:



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

7. Даны схемы уравнений реакций:



Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, пользуясь рекомендацией, приведенной на с. 17.

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

9. Начертите в тетради таблицу, приведенную ниже, и заполните ее.

Растворы солей	Цвет индикатора			Уравнения реакций, поясняющие изменение цвета индикатора
	Лакмус	Метиловый оранжевый	Фенолфта- леин	
Хлорид цинка Карбонат калия Сульфат натрия				

1. В раствор, содержащий 40 г сульфата меди (II), поместили 10 г железных опилок. Какие вещества образуются в результате реакции и какова их масса?

2. К 20 г раствора, содержащего 5% сульфата железа (II), добавили 20 г раствора, ко-

торый содержит 8% гидроксида натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

Образцы решения задач по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке, см. на с. 171.

Лабораторные опыты

1. Испытание веществ на электрическую проводимость

1. **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.

2. **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.

3. **Испытание концентрированных и разбавленных растворов на электрическую проводимость.** Электроды прибора погрузите в стакан с: а) безводной уксусной кислотой; б) 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?

II. Движение ионов в электрическом поле

Перемещение ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- в электрическом поле. Приготовьте раствор, содержащий 10% хлорида натрия и 4% желатина. Раствор нагрейте, чтобы желатин полностью растворился. В теплый раствор добавьте несколько капель лакмуса (или метилового оранжевого) и раствор налейте в прибор (рис. 7) так, чтобы частично заполнились воронки. При охлаждении раствор застудневает. После этого поверх застывшего раствора налейте в воронку 1 раствор гидро-

ксида натрия, а в воронку 2 — соляной кислоты. В воронку 1 с раствором NaOH погрузите отрицательный электрод от источника постоянного тока (катод), а в воронку 2 с раствором HCl — положительный электрод (анод).

При замыкании цепи положительно заряженные ионы водорода H^+ будут передвигаться к катоду и по мере передвижения окрашивать лакмус, содержащийся в студне, в красный цвет. Отрицательно заряженные гидроксид-ионы будут передвигаться к аноду, и по мере их передвижения студень будет окрашиваться в синий цвет.

Задания. 1. Какие выводы на основании опыта можно сделать о движении ионов H^+ и OH^- ? 2. Как будет изменяться окраска, если к раствору вместо лакмуса добавить метиловый оранжевый?

III. Реакции обмена между растворами электролитов

1. **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.

Задания. 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.

2. **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.

Задания. 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.

3. Реакции, идущие с образованием мало-диссоциирующего вещества. В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора гидроксида натрия и добавьте две-три капли фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. Затем прилейте раствор соляной или серной кислоты 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.

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?

4. 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 (или нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

Задание. Напишите уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном, ионном и в 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) сульфида 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) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
- б) $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{OH}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{Al}^0 \longrightarrow \text{Al}^{3+}$
- д) $\text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^0$
- е) $2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2 \uparrow$

5. Прделайте 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 магния; д) свинец. Составьте молекулярные, ионные и сокращенные ионные уравнения соответствующих реакций.

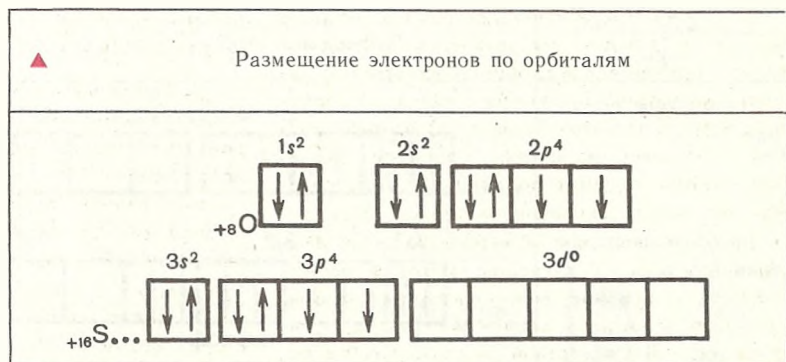
Повторите учебный материал (I, § 39, 46).

§ 7. Положение химических элементов подгруппы кислорода в периодической системе химических элементов, строение их атомов

Схемы строения атомов кислорода и серы даны в таблице 7.

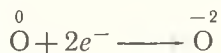
Таблица 7. Схемы строения атомов кислорода и серы

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 главной подгруппе VI группы 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:



Кислород в подавляющем большинстве соединений проявляет постоянную степень окисления -2 . Исключением являются соединение OF_2 , где кислород имеет степень окисления $+2$, и пероксид водорода H_2O_2 , где кислород имеет степень окисления -1 ($\text{H}^{+1}-\text{O}^{-1}-\text{O}^{-1}-\text{H}^{+1}$). В подгруппе кислорода, как и в подгруппе галогенов, с возрастанием относительных атомных масс и увеличением атомных радиусов: а) закономерно уменьшаются неметаллические свойства. Кислород — типичный неметалл, а теллур обладает металлическим блеском; б) прочность водородных соединений падает; в) сила кислородных кислот уменьшается.

▲ У атомов серы на третьем энергетическом уровне имеется пять незаполненных d -орбиталей. Поэтому возможно распаривание электронов. В результате этого у атомов серы появляется либо четыре, либо шесть неспаренных электронов, которые при образовании соединений с более электроотрицательным элементом смещаются в его сторону (табл. 8). Этим объясняется степень окисления серы в соединениях с кислородом: $\overset{+4}{\text{SO}_2}$ и $\overset{+6}{\text{SO}_3}$.

Т а б л и ц а 8. Возможные степени окисления серы

Состояние атомов серы	Размещение электронов по орбиталям	Степень окисления
Нормальное состояние	$3s^2$ $3p^4$ $3d^0$ $^{+16}\text{S} \dots$ 	$+2, -2$
Возбужденные состояния	$3s^2$ $3p^3$ $3d^1$ $^{+16}\text{S} \dots$ 	$+4$
	$3s^1$ $3p^3$ $3d^2$ $^{16}\text{S} \dots$ 	$+6$

Ответьте на вопросы 3—4 (с. 29).

§ 8. Строение простых веществ. Аллотропия

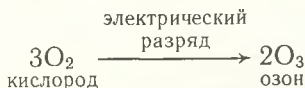
Атомы кислорода могут образовывать два простых вещества — кислород и озон. Молекулы кислорода, как известно, состоят из двух атомов, связанных ковалентной неполярной связью. Электронную формулу кислорода изображают так:



Некоторые свойства кислорода нельзя объяснить с помощью приведенной электронной формулы. Более подробно вопрос о строении молекулы кислорода рассматривают в курсах высшей школы.

Кислород O_2 может превратиться в озон, молекула которого состоит из трех атомов кислорода — O_3 .

Озон получают в приборе — озонаторе (рис. 8), который состоит из стеклянной трубки, обвитой снаружи металлической проволокой. Внутри трубки проходит другая металлическая проволока. Стеклянную трубку озонатора наполняют кислородом, а концы проволоки присоединяют к полюсам индукционной катушки для получения тока высокого напряжения. Между проволоками и, следовательно, через кислород пропускают электрический разряд. В результате кислород превращается в озон:



В природе озон образуется или во время грозы вследствие электрических разрядов, или при окислении смолы хвойных деревьев. Озон и придает приятный свежий запах воздуху в хвойных лесах и после грозы.

При обычных условиях озон — это газ с характерным запахом, в 1,5 раза тяжелее кислорода. Он гораздо лучше растворяется в воде, чем кислород.

Озон и кислород хотя и состоят из атомов одного и того же химического элемента, но представляют собой совершенно различные вещества.

Озон химически значительно активнее кислорода. Так, например, некоторые вещества (фосфор, спирт) в озоне воспламеняются, каучук становится хрупким, а красители под действием озона обесцвечиваются. Особая химическая активность озона объясняется тем, что его молекулы легко распадаются:

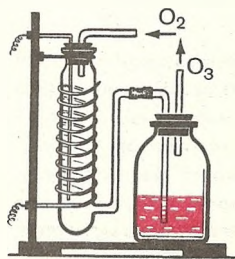
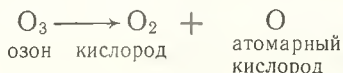
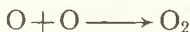


Рис. 8. Озонатор.

Образующийся атомарный кислород более энергично реагирует с веществами, чем молекулярный. Атомы кислорода соединяются попарно в молекулы:



Поэтому превращение озона в кислород выражают следующим уравнением:



В дальнейшем вы убедитесь, что, кроме кислорода, и другие химические элементы (сера, фосфор, углерод) в свободном состоянии могут образовывать несколько простых веществ.

Явление, когда один и тот же химический элемент образует несколько простых веществ, называют аллотропией. Простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называют аллотропными видоизменениями этого элемента.

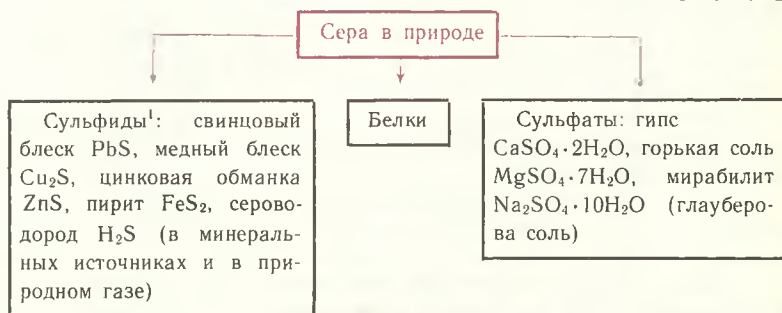
Кислород и озон — это аллотропные видоизменения одного и того же химического элемента — кислорода.

■ § 9. Сера в природе и ее получение

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

Важнейшие природные соединения серы показаны на схеме 2.

Схема 2



¹ Химической формулой обозначена основная составная часть руды.

Получение. Для отделения серы в свободном состоянии от других горных пород пользуются ее легкоплавкостью. Температура плавления серы $112,8^{\circ}\text{C}$. Так, например, если нагреть смесь песка с серой, то последняя легко плавится. Песок осаждается, а расплавленную серу можно слить.

§ 10. Физические свойства серы

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.

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 называется *флотацией* и широко используется на практике.

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

При температуре $112,8^{\circ}\text{C}$ сера плавится, превращаясь в легкоподвижную жидкость желтого цвета. При дальнейшем нагревании она темнеет и густеет. При температуре $444,6^{\circ}\text{C}$ 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 тоже 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. 9). При нагревании восьмичленные кольца молекул серы разрываются, превращаясь в длинные цепи (рис. 9), которые могут растягиваться и сокращаться. Это пластическая сера. (При составлении уравнений химических реакций допускается запись одноатомных молекул серы.)

Ответьте на вопросы 3—4 (с. 29).

§ 11. Химические свойства серы

В связи с большим атомным радиусом, чем у кислорода, окислительные свойства серы выражены гораздо слабее. Поэтому в реакциях с кислородом сера — восстано-

...что на основе некоторых лечебных свойств сероводорода созданы многие здравницы, например на Кавказе знаменитый курорт Мацеста. Но следует также знать, что сероводород является сильно ядовитым газом.

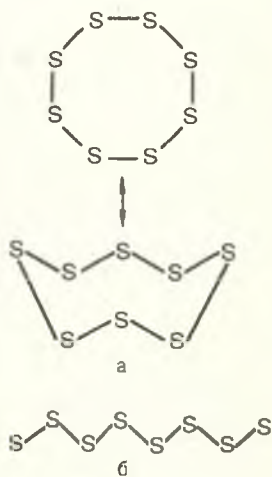


Рис. 9. Кристаллическая решетка серы, состоящая из восьмичленных колец молекул серы (а); разрыв восьмичленных колец молекул серы при нагревании и образование длинных цепей (б).

♦ ...что в 670 г. защитники Константинополя сожгли арабский флот с помощью «греческого огня»: это была смесь серы с селитрой (KNO_3) и углем (основные составные части черного пороха).

тель и проявляет степени окисления +4 и +6 (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). Химические свойства серы показаны в таблице 9.

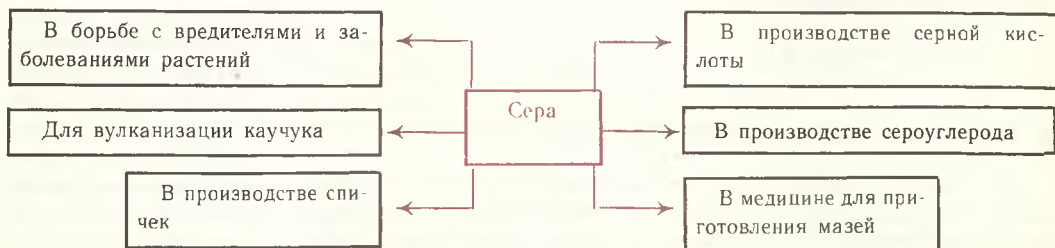
Таблица 9

Химические свойства серы	
окислительные	восстановительные
<p>1. Сера реагирует почти со всеми металлами:</p> $\overset{0}{2Al} + \overset{0}{3S} \xrightarrow{t} \overset{+3}{Al}_2\overset{-2}{S}_3$ <p>2. С некоторыми металлами, например Na, K, взаимодействует даже без нагревания:</p> $\overset{0}{2Na} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{S}$ <p>3. При повышенной температуре реагирует с водородом:</p> $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{S}$	<p>При повышенной температуре сера реагирует с фтором и с кислородом (горит):</p> $\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{+4}{S}\overset{-2}{O}_2$

§ 12. Применение серы

Области применения серы показаны на схеме 3.

Схема 3



Ответьте на вопрос 5. Решите задачи 1—2.

? 1. На основе теории строения атомов, используя таблицу 7, поясните, почему кислород является более сильным окислителем, чем сера.

2. Пользуясь данными таблиц 7, 8 и 9, объясните, почему у атомов хлора степени окисления выражаются нечетными числами, а у атомов серы — четными. Почему кислород проявляет постоянную валентность, а сера — переменную?

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

● 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.

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

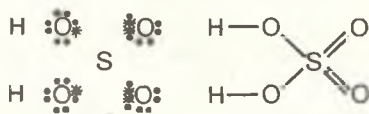
5. Составьте уравнения реакций, при которых из простых веществ образуются сложные вещества, формулы которых следующие: Li_2S , ZnS , H_2S , SO_2 , CS_2 и SF_6 . Используя данные таблицы 8, поясните, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях.

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

§ 13. Серная кислота

Повторите учебный материал (I, § 35).

Электронная и структурная формулы. Так как сера находится в 3-м периоде периодической системы, то правило октета (восьмиэлектронная структура) не соблюдается и атом серы может приобрести до двенадцати электронов. Электронная и структурная формулы серной кислоты следующие:



(Шесть электронов серы обозначены звездочкой.)

Получение. Серная кислота образуется при взаимодействии оксида серы (VI) с водой ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$). Описание производства серной кислоты приводится в § 16 (с. 37—42).

Физические свойства. Серная кислота — бесцветная, тягучая ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), 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 с другим сосудом, содержащим воду.

♦ ...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.

весить 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	
общие с другими кислотами	специфические
<p>1. Водный раствор изменяет окраску индикаторов</p> <p>2. Разбавленная серная кислота реагирует с металлами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ <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> $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- \longrightarrow$ $\longrightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ <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> $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \longrightarrow$ $\longrightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$	<p>1. Концентрированная серная кислота — сильный окислитель: при нагревании она реагирует почти со всеми металлами (исключение Au, Pt и нек. др.). В этих реакциях в зависимости от активности металла и условий выделяются SO_2, H_2S, S, например:</p> $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <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 способна отщепить от органических веществ водород и кислород в виде воды, обугливая органические вещества</p> <p>3. Характерной реакцией на серную кислоту и ее соли является взаимодействие с растворимыми солями бария:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$ <p>Выпадает белый осадок, который не растворяется ни в воде, ни в концентрированной азотной кислоте</p>

Применение. Благодаря своим свойствам (способность поглощать воду, окислительные свойства, нелетучесть) серную кислоту широко применяют (рис. 10). Она относится к основным продуктам химической промышленности.

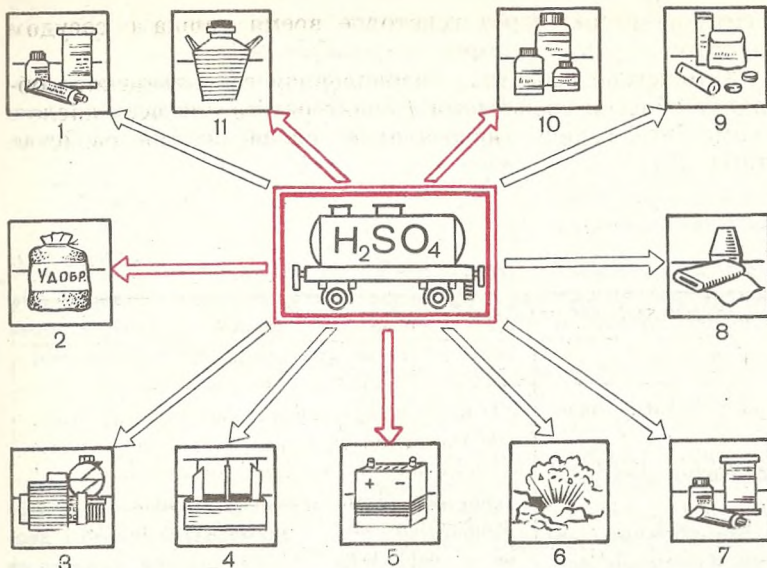


Рис. 10. Применение серной кислоты: 1 — получение красителей; 2 — минеральных удобрений; 3 — очистка нефтепродуктов; 4 — электролитическое получение меди; 5 — электролит в аккумуляторах; 6 — получение взрывчатых веществ; 7 — красителей; 8 — искусственного шелка; 9 — глюкозы; 10 — солей; 11 — кислот.

Серная кислота образует два ряда солей — средние и кислые:

Na_2SO_4
сульфат натрия
(средняя соль)

NaHSO_4
гидросульфат
натрия
(кислая соль)

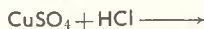
Соли серной кислоты широко используют, например, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата натрия (глауберова соль) — применяют в производстве соды, стекла, в медицине и ветеринарии. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — кристаллогидрат сульфата кальция (природный 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 в борьбе с вредителями и болезнями растений.

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

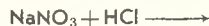
1. Зимой между рамами окон иногда помещают сосуд с концентрированной серной кислотой. С какой целью это делают, почему сосуд нельзя заполнять кислотой доверху?

2. 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.

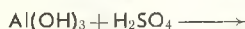
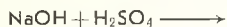
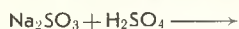
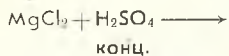
3. Составьте уравнения реакций, которые практически осуществимы, используя приведенные схемы:



конц.



♦ ...что 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».



При составлении уравнений реакций укажите условия их осуществления. В тех случаях, где

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

Лабораторные опыты

IV. Ознакомление с образцами серы и ее природных соединений

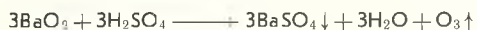
Рассмотрите выданные вам образцы серы и ее природных соединений. В тетрадах сделайте запись по следующей схеме:

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

V. Получение и свойства озона

1. **Получение озона.** а) Пользуясь прибором, показанным на рисунке 8, получите озон. б) В одну пробирку всыпьте немного порошкообразного пероксида бария BaO_2 , а в другую налейте 2 мл концентрированной серной кислоты.

Процесс можно выразить следующим уравнением реакции:



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.

2. **Свойства озона.** В обоих опытах образовавшийся озон обнаруживают по характерному запаху. Озон можно также определить, пользуясь его сильно выраженными окислительными

это требуется, составьте уравнения в ионном и сокращенном ионном виде.

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

2. Какова масса раствора, содержащего 0,2 массовые доли серной кислоты, которая расходуется на реакцию с 4,5 г алюминия?

свойствами. Для этого: а) смоченную в воде синюю или красную лакмусовую бумажку держите над пробиркой, из которой выделяется озон; б) кусочек фильтровальной бумаги, смоченный раствором иодида калия KI и крахмальным клейстером, поместите в струе озона.

Уравнение реакции озона с иодидом калия следующее:



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

VI. Распознавание сульфат-ионов в растворе

В одну пробирку налейте 1—2 мл раствора сульфата натрия, в другую — столько же сульфата цинка, а в третью — 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 протекших вами реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. (Практическая работа приведена на с. 44.)

Основные закономерности течения химических реакций.

Производство серной кислоты

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

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*. Концентрация вещества часто определяется числом 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:

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

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

Если первоначальную концентрацию вещества обозначить c_1 , а через некоторое время $t - c_2$, 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*.

♦ ...что катализатором может быть и вода. Чтобы в этом убедиться, приготавливают 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 опускают несколько капель воды. Происходит бурная химическая реакция.

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

Т а б л и ц а 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	Разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется в присутствии 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

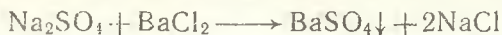


К. Л. Бертолле (1748—1822). Французский химик, академик. Впервые разработал основные закономерности протекания химических реакций. Имеет ряд значительных работ по неорганической химии.

§ 15. Химическое равновесие. Условия его смещения

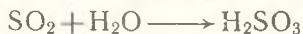
Необратимые и обратимые химические реакции. При изучении реакций обмена были перечислены условия, при которых они протекают до конца (с. 14). Например, при

сливании растворов, содержащих 1 моль сульфата натрия и 1 моль хлорида бария, эти вещества полностью реагируют:

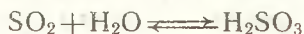


В осадок выпадает сульфат бария в количестве 1 моль, а при выпаривании раствора выделяется хлорид натрия в количестве 2 моль. Данная реакция идет до конца, т. е. она необратимая.

Известны и такие реакции, которые при данных условиях до конца не идут. Так, например, при растворении в воде оксида серы (IV) происходит следующая реакция:



Но оказывается, что в водном растворе может образоваться только определенное количество сернистой кислоты. Это объясняется тем, что сернистая кислота непрочная, и происходит обратная реакция, т. е. разложение на оксид серы (IV) и воду. Следовательно, данная реакция не идет до конца потому, что одновременно происходят две реакции — *прямая* (между оксидом серы (IV) и водой) и *обратная* (разложение сернистой кислоты):



Химические реакции, протекающие при данных условиях во взаимно противоположных направлениях, называют обратимыми.

Химическое равновесие. Поскольку скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ, то вначале скорость прямой реакции (v_1) должна быть максимальной, а скорость обратной реакции (v_2) равняться нулю. Концентрация реагирующих веществ с течением времени уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Поэтому скорость прямой реакции (v_1) уменьшается, а скорость обратной реакции (v_2) увеличивается. В определенный момент времени скорости прямой и обратной реакций становятся равными: $v_1 = v_2$.

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

В состоянии химического равновесия количественное соотношение между реагирующими веществами и продуктами реакции остается постоянным: *сколько молекул продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается*. Однако состояние химического равновесия сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия реакции: *концентрация, температура и давление*.

Смещение химического равновесия. Многие химические продукты получают в результате обратимых химических реакций. Поэтому необходимо знать, при каких условиях в состоянии равновесия выход продукта увеличивается. *Если при изменении условий (концентрации, температуры, давления) в состоянии химического равновесия выход продукта увеличивается, то считают, что равновесие сместилось вправо, если уменьшается — то влево.*

Так, например, при производстве серной кислоты требуется окислить оксид серы (IV) в оксид серы (VI). Данная реакция является экзотермической и обратимой:



Экспериментально было доказано, что эту реакцию эффективнее осуществлять при более низкой температуре, но при повышенном давлении. Влияние изменения температуры на процесс окисления оксида серы (IV) показано в таблице 12.

Многочисленные исследования показали, что смещение химического равновесия подчиняется правилу, названному *принципом Ле-Шателье*:

При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая ослабляет это внешнее воздействие.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции:



Поэтому масса оксида серы (VI) в газовой смеси уменьшается (табл. 12).

При повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, ведущей к уменьшению объема:



Таблица 12. Масса оксида серы (VI) в состоянии равновесия при разных температурах

Температура (в °С), при которой происходит реакция	Масса SO ₃ (в %) в газовой смеси
1000	5
600	73,0
500	93,5
400	99,2

Как видно из уравнения, из трех объемов газовой смеси образуются два объема оксида серы (VI), поэтому давление внутри системы уменьшается.

При увеличении концентрации какого-либо компонента равновесие смещается в сторону его уменьшения. Если, например, в смеси, находящейся в химическом равновесии при 400°C , увеличится концентрация оксида серы (VI) до 99,2%, то 0,8% его превратится в оксид серы (IV) (табл. 12).

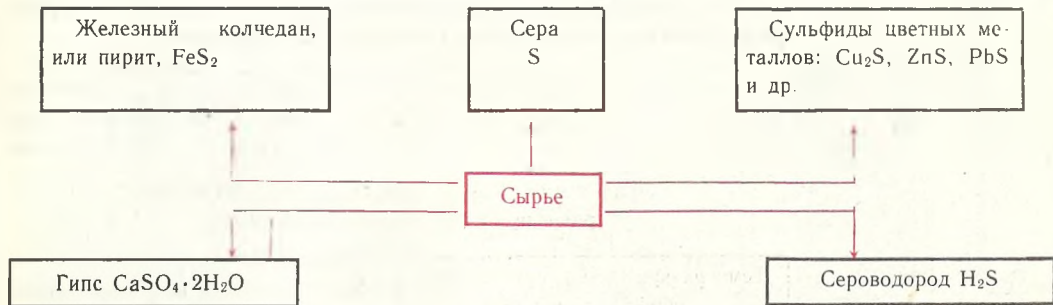
Катализаторы в равной степени ускоряют как прямую, так и обратную реакции и поэтому не смещают равновесие, но ускоряют наступление равновесия. Роль катализаторов заключается в том, что они увеличивают число активных молекул. Вследствие этого на химических производствах химическую реакцию с оксидом серы (IV) можно осуществлять при более низкой температуре. Данные таблицы 12 показывают, что окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) выгодно проводить при 400°C с участием катализатора, ибо скорость реакции без него при этой температуре недостаточна.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—5 (с. 43). Решите задачи 1—2 (с. 43).

§ 16. Производство серной кислоты контактным способом

Сырье. Серную кислоту можно получить из серы и ее соединений (схема 4).

Схема 4



Сернокислотные заводы расположены в различных районах Советского Союза. На каждом заводе используют тот или иной вид сырья, который добывают поблизости. В последние годы в развитии сернокислотного производства

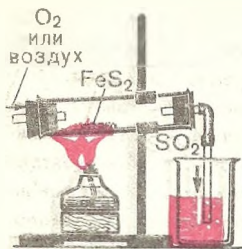
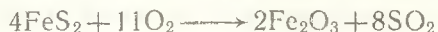


Рис. 11. Получение в лаборатории оксида серы (IV) путем обжига пирита.

все больше намечается тенденция к комплексному использованию природного сырья. Например, используют оксид серы (IV), образующийся при обжиге сульфидов цветных металлов и сероводорода, который выделяется при коксовании каменного угля или при переработке некоторых природных газов. Так соблюдается принцип комбинирования различных химических производств.

Получение оксида серы (IV). На многих сернокислотных заводах оксид серы (IV) получают путем обжига серного колчедана (пирита):



При расстановке коэффициентов в данном уравнении реакции можно воспользоваться указаниями (I, § 15).

В лаборатории эту реакцию проводят в приборе, изображенном на рисунке 11. Кусочки пирита помещают в стеклянную трубку. Пирит сильно прогревают и из газометра пропускают в трубку воздух или кислород. Образующийся в процессе обжига газ с резким запахом поглощается водой, к которой добавлен индикатор.

Экспериментальным путем установлены закономерности изменения скорости реакции обжига пирита.

Зависимость скорости реакции от условий обжига пирита

1. При пропускании вместо воздуха чистого кислорода увеличивается концентрация одного из реагирующих веществ; следовательно, увеличивается скорость реакции.

2. При дроблении пирита увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ, что вызывает увеличение скорости реакции. Но при образовании слишком мелких частиц происходит слеживание, образуется плотный слой, через который кислород почти не проходит. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ уменьшается. Это приводит к снижению скорости реакции.

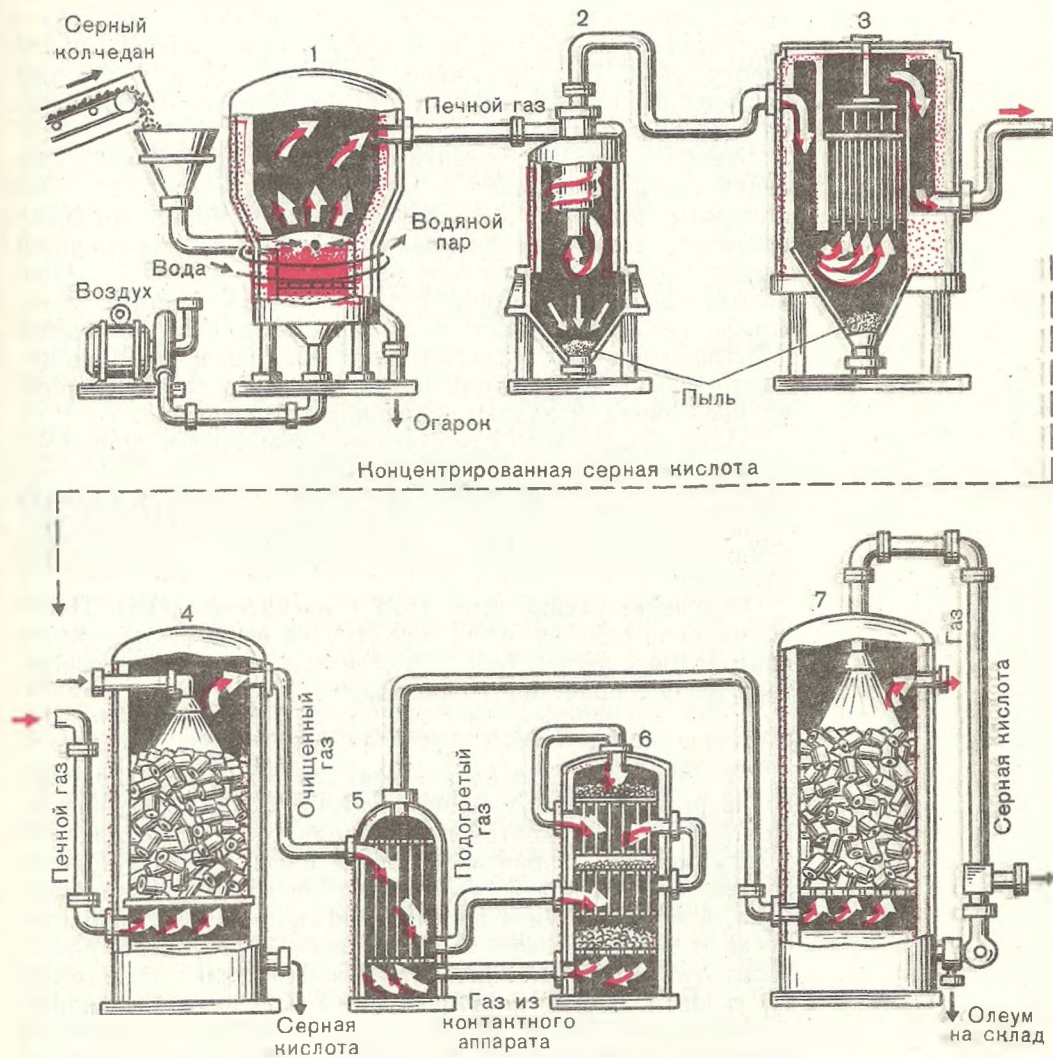
3. При повышении температуры обжига до 800 °С возрастает доля молекул с достаточной кинетической энергией и скорость реакции увеличивается. При более высокой температуре происходит спекание частиц и скорость реакции падает.

Так как реакция обжига пирита является экзотермической, то температура поднимается выше оптимальной, т. е. выше 800 °С. Следовательно, избыточную теплоту нужно отводить и использовать для других целей, например для получения водяного пара.

Учеными был решен вопрос о степени измельчения пирита. Известно, что для повышения скорости обжига пирит следует дробить по возможности мельче. Однако спекание мелких частиц препятствует доступу кислорода. Ученые пришли к выводу, что, применяя принцип противотока, т. е.

подавая в печь тонко измельченный пирит сверху и продувая воздух снизу, можно отрегулировать подачу воздуха, чтобы частицы пирита разрыхлялись и оставались в подвижном состоянии (рис. 12). Такой слой мелких частиц назвали *кипящим*, так как он напоминает кипящую жидкость, через которую прорываются пары. Частицы пирита могут быть очень мелкими: в кипящем слое они не слеживаются и хорошо смешиваются с воздухом. Поэтому процесс обжига пирита происходит очень быстро. Если раньше для обжига пирита требовалось 5—6 ч, то при обжиге в кипящем слое требуется лишь несколько секунд. Работа таких печей полностью меха-

Рис. 12. Производство серной кислоты: 1 — печь для обжига в кипящем слое; 2 — циклон; 3 — электрофильтр; 4 — сушильная башня; 5 — теплообменник; 6 — контактный аппарат; 7 — поглотительная башня.



низирована: в печь непрерывно ленточным транспортером подается измельченный пирит, а компрессорами вдувается воздух. Образующийся оксид серы (IV) автоматически отводится для дальнейшей переработки. Заданный технологический режим (температура, подача воздуха и измельченного пирита) регулируется автоматически.

Очистка оксида серы (IV). Необходима тщательная очистка оксида серы (IV), так как примеси отравляют катализатор, т. е. теряются его каталитические свойства. Чтобы удалить из газовой смеси пыль, ее пропускают через аппарат, называемый *циклоном* (рис. 12). Он состоит из двух цилиндров, вставленных один в другой. Смесь газов поступает в наружный цилиндр и движется по спирали сверху вниз. Под действием движения газов в циклоне частицы пыли отбрасываются к стенке наружного цилиндра, падают вниз и удаляются.

Наиболее мелкие пылинки остаются в газе. Для их удаления смесь направляют в *электрофильтры* (рис. 12). Эти аппараты состоят из металлических сеток, между которыми протянута тонкая проволока. К ней подводят постоянный электрический ток высокого напряжения (60000 В). Проволока заряжается отрицательно, а сетка — положительно. Смесь газов поступает в камеру снизу. В результате действия сильного электрического поля пылинки приобретают отрицательный заряд, притягиваются к сетке, где теряют свой заряд, и падают в специальный бункер.

От водяных паров газовую смесь очищают в *сушильной башне* (рис. 12). В эту башню газовая смесь поступает снизу, а сверху противотоком стекает концентрированная серная кислота. Для увеличения поверхности соприкосновения газа и жидкости башню заполняют керамическими кольцами.

Окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI). После тщательной очистки оксид серы (IV) и воздух поступают в контактный аппарат (рис. 12), где под влиянием катализатора (V_2O_5) происходит окисление:

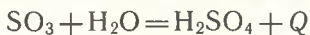


Газовую смесь для начала реакции нужно предварительно нагреть, так как в процессе очистки она охлаждается. Поэтому перед контактным аппаратом устанавливают *теплообменник*. Горячую газовую смесь, выходящую из контактного аппарата, пропускают по трубам теплообменника, а между ними в противоположном направлении пропускают подогреваемую газовую смесь. В результате происходит *теплообмен*, т. е. продукты реакции отдают свою теплоту газовой смеси, поступающей в контактный аппарат. Одновременно достигаются две цели: исходные вещества нагреваются, а продукты реакции охлаждаются до нужных температур.

В контактном аппарате находятся полки, на которых помещен слоями катализатор — оксид ванадия (V) V_2O_5 (рис. 12). Благодаря катализатору окисление оксида серы (IV) происходит при более низкой температуре и равновесие химической реакции смещается вправо.

Получение серной кислоты гидратацией оксида серы (VI). Охлажденный в теплообменнике оксид серы (VI) направляют в *поглотительную башню* (рис. 12). Казалось бы, что оксид серы (VI) следует поглощать водой. Однако вместо воды применяют серную кислоту с массовой долей 98%.

Почему же для поглощения оксида серы (VI) нельзя использовать воду? Оказывается, оксид серы (VI) до соприкосновения с водой реагирует с ее парами, и образуются мелкие капельки серной кислоты — сернокислотный туман, который водой не поглощается. Над концентрированной серной кислотой водяной пар практически отсутствует. Оксид серы (VI) поглощается концентрированной серной кислотой, реагируя с содержащейся в ней водой:



Получается безводная серная кислота, при растворении в которой оксида серы (VI) образуется *олеум*.

Процесс производства серной кислоты непрерывный: обжиг пирита в печи, поступление оксида серы (IV) и воздуха в очистительную систему, а затем в контактный аппарат, подача оксида серы (VI) в поглотительную башню.

Общие принципы сернокислотного производства. Производство серной кислоты относится к производствам основной химической промышленности, создающей необходимые предпосылки для развития всех других химических производств. Основные научные принципы (механизация и автоматизация производственных процессов, создание оптимальных условий для протекания химических реакций, использование теплоты химических реакций и др.), с которыми вы познакомились при изучении производства серной кислоты, являются общими и применяются почти на всех других химических производствах. Некоторые из этих производств вы будете изучать в дальнейшем курсе химии.

Основные профессии работников сернокислотного производства. При изучении сернокислотного производства вы познакомитесь с профессиями *инженера-технолога, аппаратчика, лаборанта-аналитика* и рабочими профессиями разной квалификации. К наиболее распространенным химическим профессиям относится профессия *аппаратчика*, в обязанности которого входит подготовка, расчет и планирование технологического процесса, ведение основных и вспомогательных операций, организация рабочего места и обслуживание оборудования. Аппаратчик должен знать технологическую схему производства, устройство, принципы и пра-

вила эксплуатации оборудования, свойства сырья, полуфабрикатов и готовой продукции, технологический режим осуществления стадий производства.

Охрана труда. На сернокислотных заводах требуется строго соблюдать *правила техники безопасности труда*.

1. Чтобы не допустить отравление газами, каждый работающий должен иметь противогаз. В заводских помещениях систематически требуется контролировать содержание газов в воздухе. Если в воздухе производственных помещений содержится 0,06 мг/л оксида серы (IV) SO_2 , уже возможно отравление. Содержание сероводорода H_2S в воздухе цехов не должно превышать 10 мг/м³.

Если произошло отравление газами, пострадавшего следует вынести на свежий воздух или использовать воздух, обогащенный кислородом, и дать для приема внутрь разбавленный раствор питьевой соды NaHCO_3 .

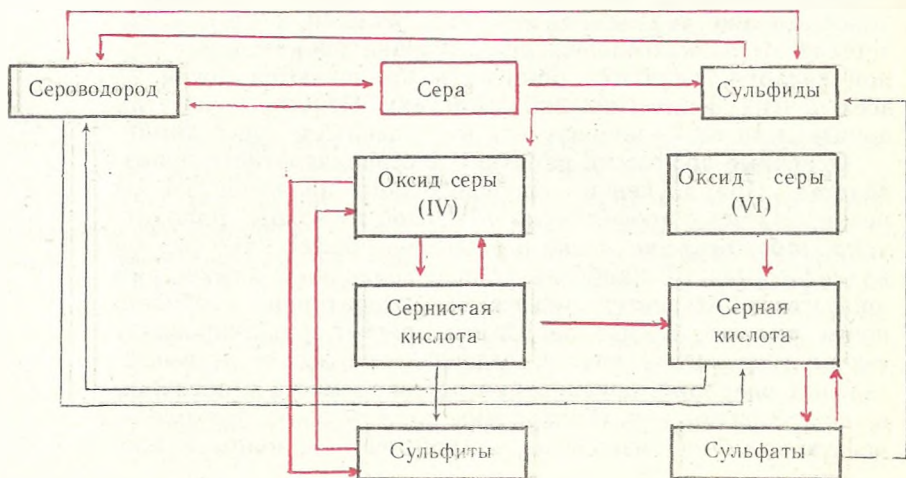
2. В помещениях особенно опасен сернокислотный туман, который образуется при взаимодействии оксида серы (VI) с парами воды: нельзя допускать превышение содержания сернокислотного тумана более 1 мг/м³. В помещениях, где работают с серной кислотой и в которых может образоваться сернокислотный туман, работающие должны быть в спецодежде, в резиновых сапогах и в резиновых перчатках. Следует употреблять защитные очки.

Если все же серная кислота попадет на тело, тогда ее немедленно надо смыть большим объемом воды. Затем пораженную часть тела надо смочить 5%-ным раствором соды и смазать вазелином.

Охрана окружающей среды. Охране окружающей среды в нашей стране уделяется большое внимание. На сернокислотных заводах предотвратить загрязнение окружающей среды удастся путем герметизации аппаратуры, применением газоочистительных установок.

▲ Генетическая связь между серой и ее важнейшими соединениями показана на схеме 5.

Схема 5



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6—10. Решите задачи 3—4.

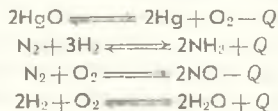
2. 1. Что такое скорость химической реакции и как ее определяют?

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

3. В таблице 11 (с. 34) 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. Поясните, к какому типу относятся перечисленные ниже химические реакции, и объясните их сущность: а) взаимодействие раствора хлорида железа (III) с гидроксидом натрия; б) разложение хлората калия при нагревании; в) окисление оксида серы (IV); г) разложение карбоната кальция при нагревании; д) взаимодействие алюминия с серой. Составьте уравнения этих реакций.

5. Даны уравнения реакций:



В какую сторону сместится равновесие при повышении: а) температуры; б) давления?

1. Вычислите среднюю скорость реакции



если начальная концентрация вещества А равна 0,22 моль/л, а через 10 с — 0,215 моль/л. Как изменилась за это время концентрация вещества В?

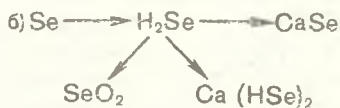
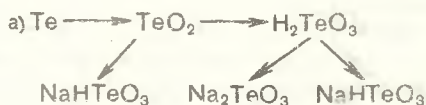
2. Во сколько раз увеличится скорость реак-

6. Серную кислоту можно получить из следующих исходных продуктов: а) сульфида цинка; б) сероодорода; в) сульфида сурьмы Sb_2S_3 . Составьте соответствующие уравнения реакций

7. При сооружении печей для обжига пирита руководствовались следующими закономерностями: скорость реакции растет с повышением степени измельчения сырья и увеличением температуры обжига. Поясните, какие при этом возникали затруднения при соблюдении этих условий и как их устраняли

8. Поясните, как осуществляется процесс превращения оксида серы (VI) в серную кислоту.

9. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



10. Составьте уравнения реакций согласно схеме 5.

ции при повышении температуры от 150 до 200°C, если при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в три раза?

3. Какова масса серной кислоты, которую можно получить из 16 т руды, содержащей 60% пирита FeS_2 ?

4. Сколько тонн 98%-ного раствора серной кислоты можно получить из 2,4 т пирита?

Лабораторные опыты

VII. Изучение влияния условий на скорость химических реакций

Условия, влияющие на скорость химической реакции. Опыт 1. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2), во вторую — столько же разбавленной уксусной кислоты (1:2).

Опыт 2. В одну пробирку насыпьте немного порошка железа, а в другую — столько же железных стружек. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2).

Опыт 3. В две пробирки положите по

два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной серной кислоты (1:5), а во вторую — 2 мл разбавленной серной кислоты (1:10).

Опыт 4. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты (1:10). Одну пробирку слегка подогрейте, а вторую оставьте для сравнения.

Задание. На основании проделанных опытов сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций, и напишите уравнения соответствующих реакций.

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 \longrightarrow сульфат цинка \longrightarrow
 \longrightarrow гидроксид цинка

б) оксид меди (II) \longrightarrow сульфат меди (II)
в) цинк \longrightarrow хлорид цинка \longrightarrow
 \longrightarrow гидроксид цинка

Задача 5. Даны вещества: серная кислота, цинк, растворы нитрата бария, 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.

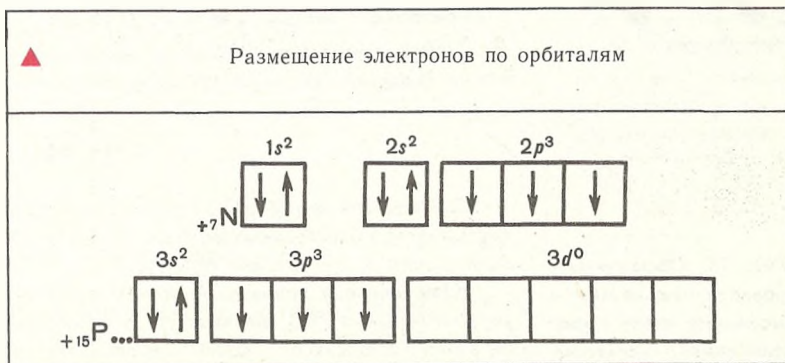
§ 17. Положение элементов подгруппы азота в периодической системе химических элементов, строение их атомов

Повторите учебный материал (I, § 39).

Вы уже изучили важнейшие химические элементы главных подгрупп VII и VI групп периодической системы. Теперь перейдем к изучению элементов главной подгруппы V 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 познакомимся более подробно. Схемы строения их атомов даны в таблице 13.

Таблица 13. 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	${}_{+15}\text{P } 2e^-, 8e^-, 5e^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$



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, равная -3 , и оксиды с общей формулой R_2O_5 , а водородные соединения — с общей формулой RH_3 .

Наряду со сходством элементы главной подгруппы V 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.

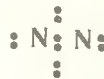
▲ Это отличие объясняется тем, что у атома фосфора (табл. 13) на последнем энергетическом уровне имеются свободные d -орбитали. Поэтому может произойти распаривание $3s^2$ -электронов и один из них перескочит на $3d$ -орбиталь. В этом случае на третьем энергетическом уровне атома фосфора окажется пять 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. 13) 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.

Ответьте на вопрос 1 (с. 55).

§ 18. Азот. Физические и химические свойства азота

Повторите учебный материал (I, § 44).

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



Согласно учению об образовании ковалентной химической связи путем перекрывания электронных облаков (I, § 44) в молекуле азота образуются одна σ -связь и две π -связи (рис. 13).

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.

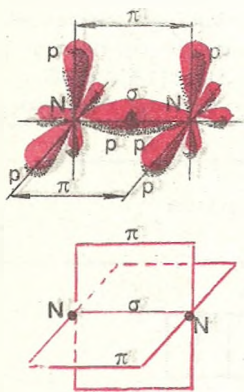
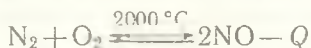


Рис. 13. Образование ковалентных связей в молекуле азота перекрыванием электронных облаков.

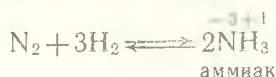
Получение. Для технических целей азот выделяют из воздуха на тех же установках, что и кислород (I, § 19). При испарении жидкого воздуха азот улетучивается первым ($t_{\text{кип}}$ азота -196°C , а кислорода -183°C). Чистый азот получают при разложении некоторых его соединений.

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.

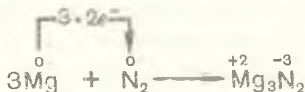
Химические свойства. При обычных условиях азот малоактивен. Это объясняется прочностью химических связей в его молекуле. При высоких температурах связи между атомами ослабевают и азот становится реакционноспособным. Так, например, при температуре электрической дуги азот реагирует с кислородом:



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 называются *нитридами*.

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 2—6 (с. 55).

§ 19. Аммиак

Повторите учебный материал (I, § 44).

Строение молекулы. Химическая формула аммиака NH_3 . Так как азот более электроотрицательный элемент, чем водород (I, § 43), то химическая связь в молекуле аммиака

◆ ...что 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 полвека, как выяснилось, что «безжизненный» азот — это один из элементов жизни — входит в состав белков.

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

◆ ...что в почве имеются и свободно живущие бактерии, способные усваивать атмосферный азот. Такие бактерии можно выращивать искусственно, а из них получать бактериальные удобрения.

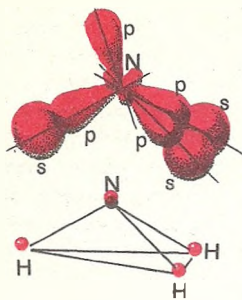
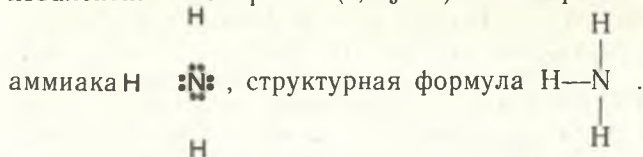


Рис. 14. Перекрытие p - и s -электронных облаков в молекуле аммиака.

ковалентная полярная (I, § 44). Электронная формула



▲ Чтобы понять процесс образования химической связи в молекуле аммиака, следует составить схему размещения электронов в атоме азота по орбиталям (табл. 13). В атоме азота имеется три неспаренных p -электрона, облака которых располагаются взаимно перпендикулярно. Перекрытие p -электронных облаков атома азота с s -электронными облаками атома водорода при образовании молекулы аммиака показано на рисунке 14.

Получение. Из курса биологии известно, что азот входит в состав белков, благодаря которым осуществляются важнейшие жизненные процессы в организмах растений, животных и человека. Однако непосредственно связывать атмосферный азот не могут ни животные, ни растения (за исключением бобовых, на корнях которых имеются азотобактерии, способные усваивать атмосферный азот). Большинство растений усваивают 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 учеными встала проблема найти экономически наиболее выгодный способ связывания атмосферного азота. Таким способом оказался синтез аммиака из азота и водорода:



Однако при осуществлении этой реакции ученые встретились с целым рядом затруднений, преодоление которых является ярким примером роли науки в решении практических задач, связанных с научно-техническим прогрессом.

Учение о смещении химического равновесия позволяет предвидеть, при каких условиях выгоднее всего осуществлять синтез аммиака. Поскольку эта реакция экзотермическая и протекает с уменьшением объема, то, следовательно, проводить ее следует по возможности при более низких температурах и высоком давлении. Но тут возникают другие затруднения: даже при температуре 400°C скорость реакции недостаточна, чтобы ее осуществлять в промышленном масштабе. Повышение же температуры снижает выход аммиака. Ученым удалось в какой-то степени преодолеть эти затруднения путем применения катализаторов, которые увеличи-

♦ ...что в 1913 г. в Германии был создан завод синтеза аммиака.

вают число активных молекул и тем самым повышают скорость химической реакции при данной температуре. Эти катализаторы позволяют проводить синтез аммиака при 450—500 °С. Но такая температура слишком высока, так как при 500 °С и атмосферном давлении только 0,1% азотородной смеси превращается в аммиак. Следовательно, необходимо найти более активные катализаторы, которые позволили бы проводить синтез аммиака при более низких температурах. Эта задача пока еще не решена. Поэтому приходится увеличивать выход аммиака за счет повышения давления, хотя это сильно удорожает строительство колонн синтеза. Влияние температуры и давления на выход аммиака в состоянии химического равновесия показано в таблице 14.

Т а б л и ц а 14. Выход аммиака в состоянии химического равновесия синтеза аммиака

Давление (в МПа)	Выход аммиака (в %) при температуре (в °С)			
	400	450	500	550
10	25,12	16,43	10,61	6,82
30	47,00	35,82	26,44	19,13
100	79,82	69,69	57,47	41,16

В настоящее время синтез в промышленности проводят при наличии катализатора (порошкообразное железо с примесью оксидов алюминия и калия) в колоннах синтеза (рис. 15) высотой до 20 м. Колонны синтеза изготовляют из специальных сортов стали, так как синтез протекает при высокой температуре (450—500 °С) и высоком давлении (30—100 МПа). На новейших установках применяют более низкое давление. Кроме того, чтобы материал мог сохранить на долгое время прочность при таких высоких температуре и давлении, в колонне синтеза аммиака между цилиндрической коробкой с катализатором и корпусом колонны оставляют щель (рис. 15). Холодная азотородная смесь поступает в колонну синтеза через эту щель и предохраняет стенки от чрезмерного нагревания.

Синтез аммиака — реакция экзотермическая, и теплота выходящих из колонны синтеза газов в теплообменнике (рис. 15) используется на подогревание азотородной смеси до 400—500 °С. Так осуществляется принцип теплообмена (с. 40).

При указанных условиях синтеза (400—500 °С и давлении 30 МПа) в состоянии равновесия выход аммиака составляет только 0,1—0,4 объемных долей. Поэтому смесь охлажда-

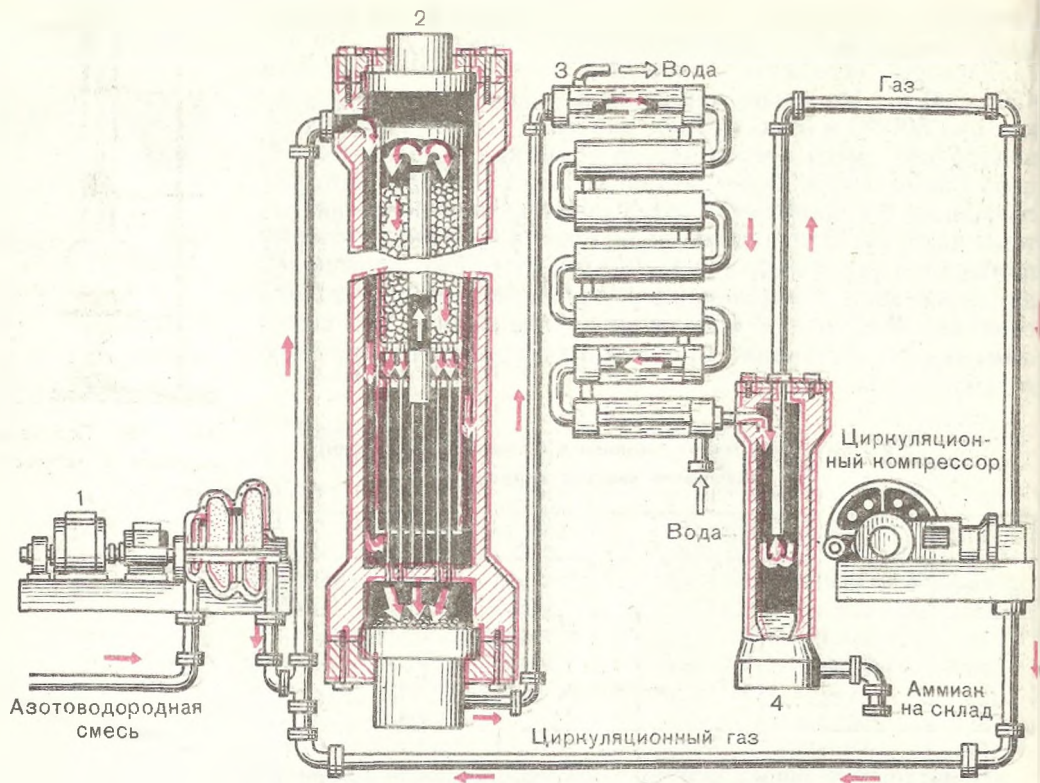
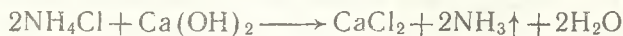


Рис. 15. Производство аммиака: 1 — турбокомпрессор; 2 — колонна синтеза; 3 — холодильник; 4 — сепаратор.

ют, аммиак сжижают, а не вступившие в реакцию азот и водород снова направляют в колонну синтеза (рис. 15). Такой технологический процесс, в котором непрореагировавшие вещества отделяются от продуктов реакции и вновь возвращаются в реакционный аппарат, называется циркуляционным.

В лаборатории аммиак получают при нагревании смеси солей аммония со щелочами. (Соли аммония (см. § 20) вам известны из курса биологии.) 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. 16). 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. 17). В этом можно убедиться и на опыте, который демонстрировали при изучении физических свойств хлороводорода (I, § 51).

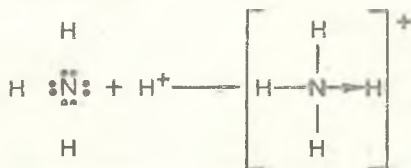
При повышенном давлении аммиак сжижается. Жидкий аммиак имеет большую теплоту испарения. Поэтому его применяют в холодильных устройствах.

Химические свойства. Аммиак — активное вещество. Реакции, в которых участвует аммиак, сопровождаются либо изменением степени окисления азота, либо образованием особого вида ковалентной связи (табл. 15).

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^- .

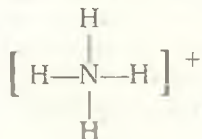
▲ Механизм образования иона аммония аналогичен процессу образования иона гидроксония H_3O^+ (с. 7). В молекуле аммиака атом азота имеет неподеленную электронную пару, а ион водорода — свободную s -орбиталь. При взаимодействии аммиака с ионом водорода неподеленная электронная пара атома азота переходит на свободную s -орбиталь иона водорода и образуется четвертая ковалентная связь по *донорно-акцепторному механизму*.

Этот процесс схематически можно изобразить так:



Стрелка не обозначает сдвиг электронной пары к атому водорода, но только показывает, что атом азота является донором связывающей общей электронной пары, а ион водорода — акцептором.

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 15.

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 удоб-

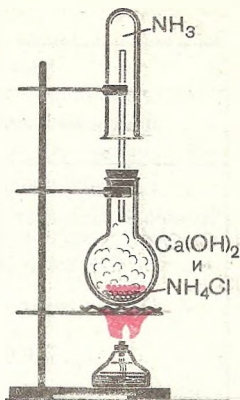


Рис. 16. Получение аммиака в лаборатории.

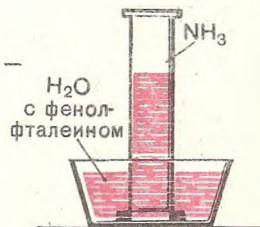


Рис. 17. Растворение аммиака в воде.

Таблица 15. Основные химические свойства аммиака

Реакции, связанные с	
изменением степени окисления азота	образованием ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму
<p>1. Аммиак — непрочное соединение и при нагревании разлагается:</p> $2\overset{-3+1}{\text{NH}_3} \rightleftharpoons \overset{0}{\text{N}_2} + 3\overset{0}{\text{H}_2}$	<p>1. Аммиак реагирует с водой:</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} : \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^+ + \text{OH}^-$
<p>2. Аммиак горит в кислороде:</p> $4\overset{-3+1}{\text{NH}_3} + 3\overset{0}{\text{O}_2} \longrightarrow 2\overset{0}{\text{N}_2} + 6\overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$	<p>или</p> $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
<p>3. В присутствии катализатора (сплав платины и родия) аммиак окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота (II):</p> $4\overset{-3}{\text{NH}_3} + 5\overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{\text{Pt, Rh}} 4\overset{+1-2}{\text{NO}} + 6\overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$	<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>4. Аммиак восстанавливается:</p> $\begin{array}{l} \overset{-3}{\text{N}} - 5e^- \longrightarrow \overset{+2}{\text{N}} \quad \quad 4 \\ \overset{0}{\text{O}_2} + 4e^- \longrightarrow 2\overset{-2}{\text{O}} \quad \quad 5 \end{array}$	<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>

рения), в медицине и в повседневной жизни. Так как небольшая 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 познакомиться по рисунку 18.

Основные профессии работников аммиачного производства. Основными профессиями работников аммиачного производства являются: *оператор, компрессорщик, аппаратчик, катализаторщик, лаборант заводской лаборатории*. Так как на аммиачном заводе основные технологические функции выполняют автоматически действующие контрольно-измерительные приборы (газоанализаторы, измерители температуры и давления и др.), то профессия оператора особенно важна. Оператор с помощью контрольно-измерительных при-

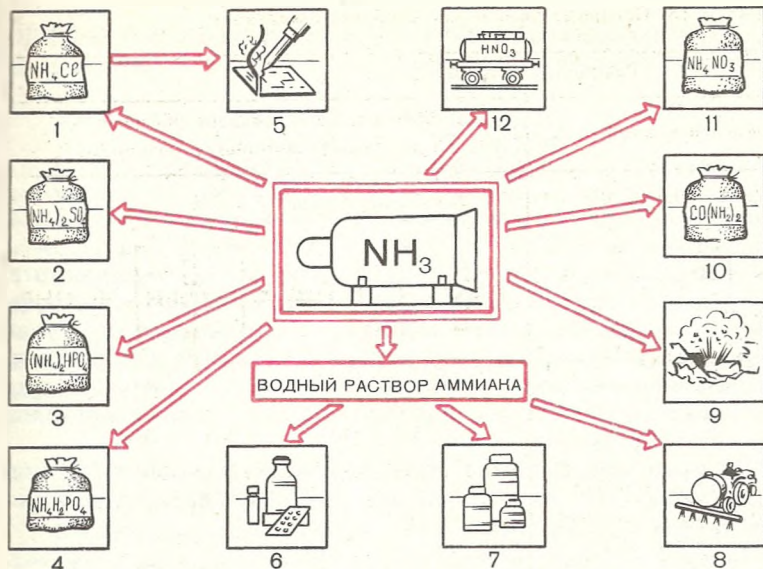


Рис. 18. Применение аммиака и солей аммония: 1—4, 8, 10, 11 — получение минеральных удобрений; 5 — для паяния; 6 — в медицине; 7 — в быту; 9 — получение взрывчатых веществ; 12 — азотной кислоты.

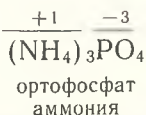
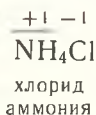
боров и устройств автоматики регулирует технологические процессы: расход основного сырья и вспомогательных материалов, температуру, давление, соотношения потоков газов и т. д. Он должен знать устройство, принципы работы и правила эксплуатации оборудования, автоматических устройств, контрольно-измерительных приборов, правила регулирования аппаратов и ремонта оборудования.

Задача компрессорщика — обеспечение оптимального давления азотоводородной смеси с помощью компрессоров. Эта работа требует четкого соблюдения правил эксплуатации этих аппаратов, точных знаний свойств сжимаемых газов и газовых законов.

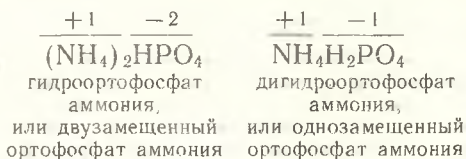
Ответьте на вопросы 7—12 (с. 55).

§ 20. Соли аммония

Соли аммония — это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония NH_4^+ , соединенные с кислотными остатками, например:



Многоосновные кислоты могут образовывать также кислые соли аммония, например:

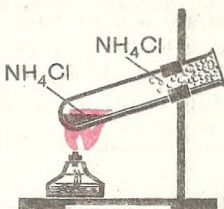


Получение. Соли аммония получают: 1) в результате взаимодействия аммиака с кислотами и 2) при нейтрализации аммиачной воды кислотами. В том и другом случае при избытке многоосновных кислот образуются кислые соли.

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

Химические свойства. Соли аммония обладают общими свойствами для всех солей и некоторыми специфическими свойствами (табл. 16).

Таблица 16. Химические свойства солей аммония

Химические свойства солей аммония	
общие с другими солями	специфические
<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>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 (рис. 19).</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>2. <i>Реагируют со щелочами</i>:</p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эту реакцию используют для распознавания солей аммония. Над пробиркой, в которой происходит реакция, держат смоченную водой красную лакмусовую бумажку — она синее.</p> <p>3. <i>Соли аммония подвергаются гидролизу</i> (с. 18—20).</p>

Применение солей аммония схематически показано на рисунке 18.

Ответьте на вопросы 13—15. Решите задачи 1—2.

? 1. На основе теории строения 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. Даны уравнения реакций:



Как будет смещаться равновесие этих реакций при изменении: а) давления; б) температуры?

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

6. В некоторых горючих газах содержится в виде примесей свободный азот. Может ли при сгорании таких газов в обыкновенных газовых плитах образоваться оксид азота? Почему?

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

8. Охарактеризуйте роль условий (давление, температура, катализатор) в промышленном синтезе аммиака.

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

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

11. Поясните, какие химические свойства аммиака используются при получении продуктов, указанных на рисунке 18 (с. 53).

12. Раствор аммиака в воде называют аммиачной водой и гидроксидом аммония. Обозначьте эти названия.

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

14. Гидрокарбонат аммония иногда применяется при выпечке кондитерских изделий. Какие свойства гидрокарбоната аммония при этом используются?

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

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

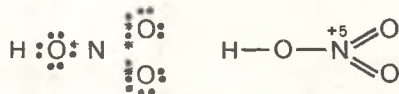
● 1. 10,7 г хлорида аммония смешали с 6 г гидроксида кальция и смесь нагрели. Какой газ и сколько его по массе и объему выделилось (н. у.)?

2. Каковы объем и масса аммиака, которые потребуются для получения 5 т нитрата аммония?

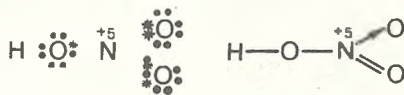
§ 21. Азотная кислота

Повторите учебный материал (I, § 35).

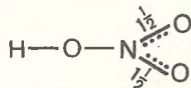
▲ **Строение молекулы.** Согласно учению о ковалентной связи (с. I, § 4) электронную и структурную формулы азотной кислоты следовало бы изобразить так:



При таком изображении вокруг атома азота оказывается вместо устойчивого восьмизлектронного 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. 7). Учитывая это, электронную и структурную формулы азотной кислоты можно было бы изобразить так:

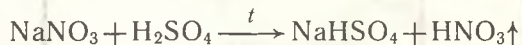


Однако опытным путем доказано, что в молекуле азотной кислоты между атомом азота и двумя атомами кислорода химические связи совершенно одинаковые, т. е. нет двойных и одинарных связей. Поэтому строение молекулы азотной кислоты следует изобразить так:



Пунктирные линии обозначают то, 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, ибо имеются 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 катали-

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

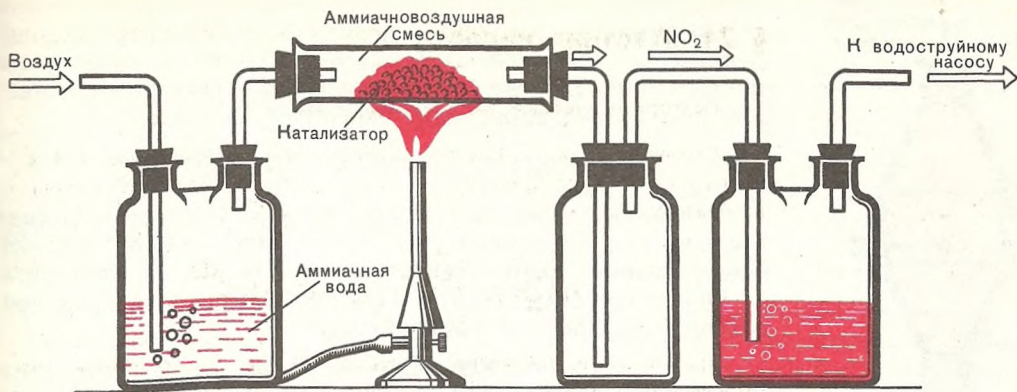
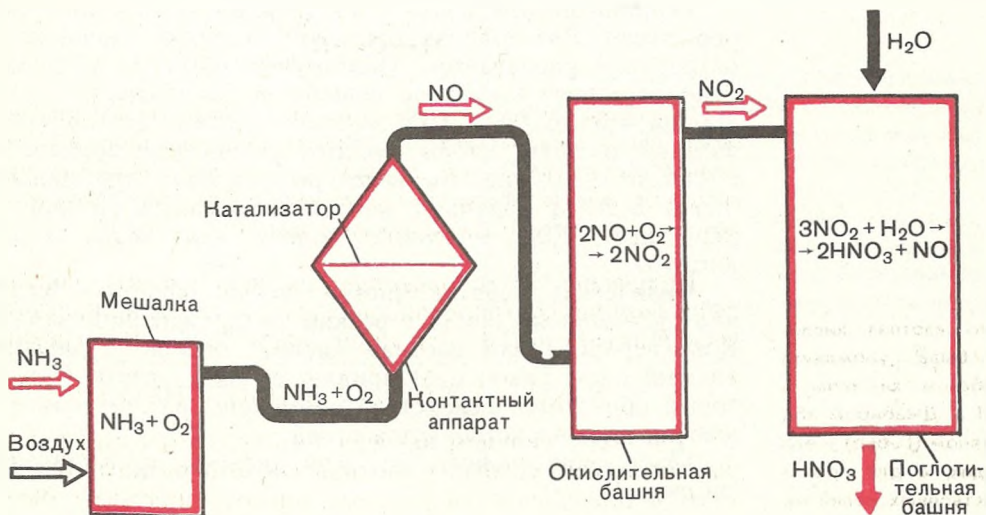


Рис. 20. Получение азотной кислоты окислением аммиака кислородом воздуха.

затора. Для ознакомления с этим методом можно воспользоваться прибором (рис. 20). При пропускании струи воздуха, к которому добавлен кислород, через 10—12%-ный аммиачный раствор образуется смесь аммиака с воздухом. В трубке под действием катализатора (смесь порошкообразного оксида хрома (III) или оксида марганца (IV) с асбестом) происходит окисление аммиака, и образовавшийся оксид азота (IV) поглощается в колбе водой, в которую добавлен индикатор.

Процесс получения азотной кислоты в промышленности протекает в несколько стадий (рис. 21): 1) подготовка аммиачно-воздушной смеси; 2) окисление аммиака до оксида азота (II); 3) окисление оксида азота (II) до оксида азота (IV); 4) поглощение оксида азота (IV) водой и получение азотной кислоты.

Рис. 21. Схема получения азотной кислоты в промышленности.



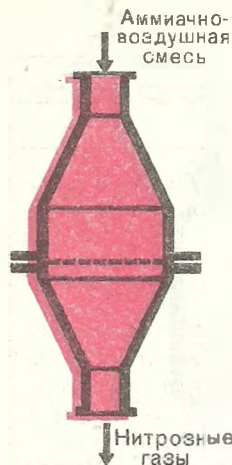
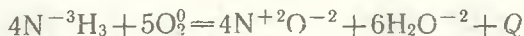


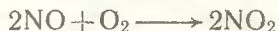
Рис. 22. Контактный аппарат.

Аммиачно-воздушную смесь получают непосредственным перемешиванием аммиака с воздухом, предварительно очищенного от примесей. Эта смесь поступает в *контактный аппарат* (рис. 22), где под влиянием катализатора (платино-родиевые сетки) происходит окисление аммиака:



Так как эта реакция экзотермическая, то необходимая температура поддерживается за счет выделяемой теплоты. Подогревание требуется только перед пуском аппарата.

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



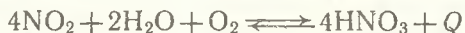
Поэтому выходящую из контактного аппарата газовую смесь, содержащую оксид азота (IV), охлаждают, пропускают ее в паровой котел-утилизатор, где получают водяной пар.

Газовую смесь, содержащую оксид азота (IV), направляют в *поглотительную башню*, которая для увеличения поверхности соприкосновения газа с водой заполнена фарфоровыми кольцами. Вода в башню поступает сверху, а газовая смесь, содержащая оксид азота (IV) — снизу (*принцип противотока*).

Реакция протекает так:



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



Реакция оксида азота (IV) с водой экзотермическая и обратимая. Это объясняется тем, что азотная кислота при нагревании разлагается. Поэтому на обычных установках удается получить раствор невысокой концентрации, содержащий только 0,50–0,60 массовых долей, или 50–60%, азотной кислоты. Чтобы сместить равновесие вправо, увеличивают давление. На некоторых заводах при давлении около 5 МПа получают концентрированный раствор, содержащий 0,98 массовых долей, или 98%, азотной кислоты.

Физические свойства. Чистая азотная кислота — бесцветная дымящая 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 17.

Химические свойства азотной кислоты

общие с другими кислотами

специфические

1. Вследствие почти полной диссоциации

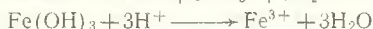
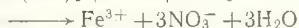
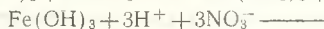
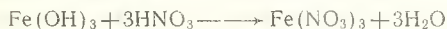


азотная кислота (аналогично соляной и серной) является сильной кислотой

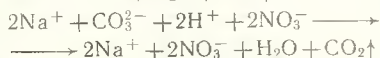
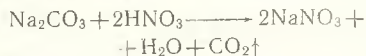
2. Реагирует с основными оксидами:



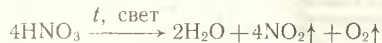
3. Реагирует с основаниями:



4. Реагирует с солями более слабых и более летучих кислот (см. ряд вытесняемости кислот — I, § 35):



1. При нагревании и под действием света концентрированная азотная кислота разлагается:



Вследствие этого азотная кислота является сильным окислителем: а) тлеющая лучинка в нагретой концентрированной азотной кислоте загорается (рис. 23); б) скипидар (рис. 24) и древесные опилки в концентрированной азотной кислоте воспламеняются

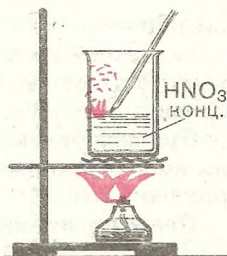


Рис. 23. Воспламенение тлеющей лучинки в нагретой концентрированной азотной кислоте.

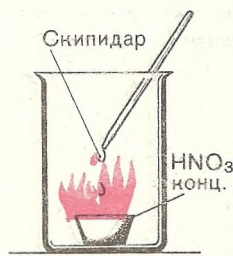
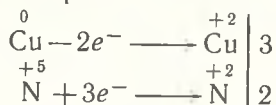
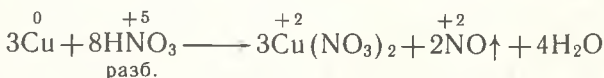
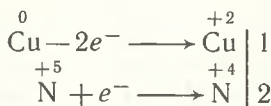
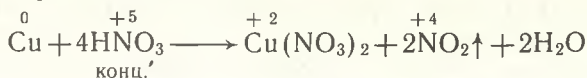


Рис. 24. Воспламенение скипидара в концентрированной азотной кислоте.

2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с белками образуются вещества ярко-желтого цвета. Поэтому если на кожу попадает азотная кислота, то появляются желтые пятна

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

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



С азотной кислотой реагируют серебро и ртуть 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 25.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—7 (с. 62—63). Решите задачи 1—2 (с. 63).

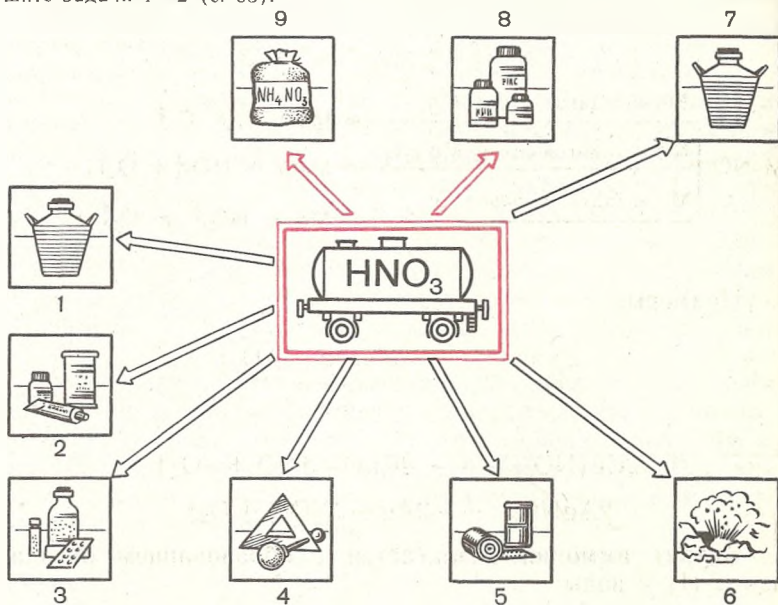


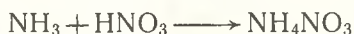
Рис. 25. Применение азотной кислоты: 1 — для получения коллоидия; 2 — красителей; 3 — лекарств; 4 — целлюлоида; 5 — фотопленки; 6 — взрывчатых веществ; 7 — царской водки; 8, 9 — минеральных удобрений.

§ 22. 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.

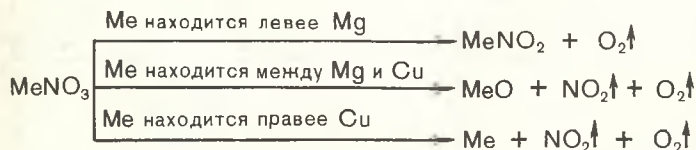
В технике нитраты (селитры) главным образом получают в результате взаимодействия азотной кислоты или оксида азота (IV) с карбонатами щелочных и щелочноземельных металлов. Нитрат аммония образуется при реакции азотной кислоты с аммиаком:



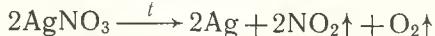
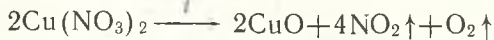
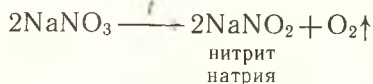
Физические свойства. Все нитраты — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

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. 26).

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 вытеснительного ряда металлов (I, § 28) можно изобразить так:



Примеры:



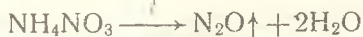
Нитрат аммония разлагается с образованием оксида азота (I) и воды:



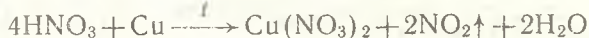
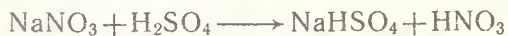
Рис. 26. Сгорание раскаленного угля в расплавленном нитрате натрия.



Ж. Б. Буссенго (1802—1887). 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.



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



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

Применение. Нитраты используют в основном как удобрения (рис. 25).

Ответьте на вопрос 8 (с. 63).

§ 23. 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 нитраты. В результате этих процессов происходит непрерывный круговорот азота в природе. Наглядно это показано на рисунке 27. При уборке урожая с полей выносятся значительная часть азота. Внесением удобрений, содержащих азот, восполняют эту убыль.

Ответьте на вопрос 9.

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. Определите, в какую сторону смещается равновесие реакции между оксидом азота

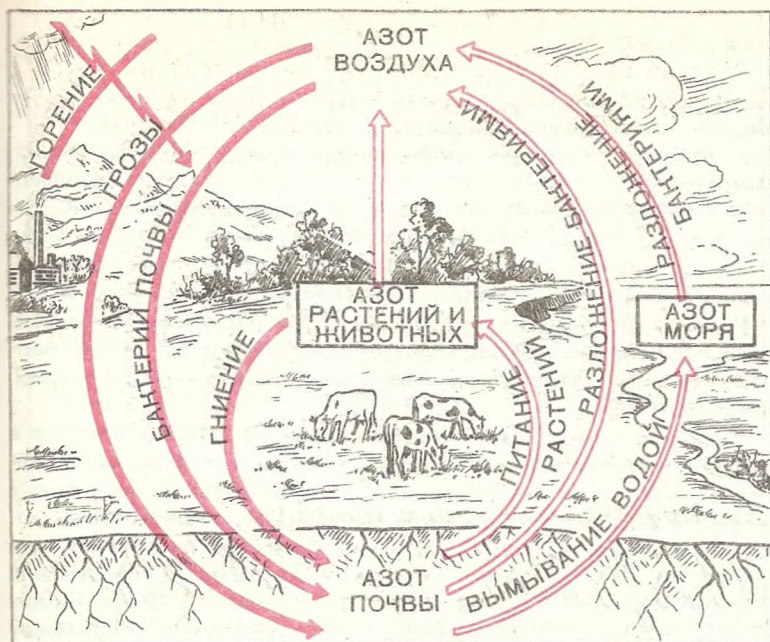


Рис. 27. Круговорот азота в природе.

(IV), водой и кислородом при изменении: а) температуры; б) давления. Почему?

5. Напишите уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, при помощи 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 азотной, 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 второй 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.) потребуются для получения 50 т раствора, содержащего 0,5 массовых долей азотной кислоты?

2. К 300 г раствора, содержащего 0,1 массовых долей гидроксида калия, прилили 400 г

раствора, содержащего 0,1 массовых долей азотной кислоты. Какова реакция полученного раствора: нейтральная, кислая или щелочная? Сколько граммов соли образовалось?

§ 24. Фосфор

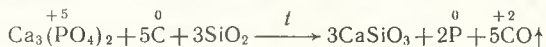
Повторите учебный материал (I, § 45).

...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 искомый «философский камень», ибо полученное вещество в темноте испускало голубоватый свет.

▲ В свободном состоянии фосфор образует несколько аллотропных видоизменений. Это объясняется тем, что атомы фосфора способны, взаимно соединяясь, образовывать кристаллические решетки различного типа. Как и у 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. 28).

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 фосфоритов находятся в районе гор Каратау, в Московской, Калужской, Брянской областях и в других местах (см. форзац II). Фосфор входит в состав некоторых белковых веществ, содержащихся в генеративных органах растений, в нервных и костных тканях организмов животных и человека. Особенно богаты фосфором мозговые клетки.

■ **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 отличаются по физическим свойствам (табл. 18).

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. Вступает в реакцию с кислородом уже при

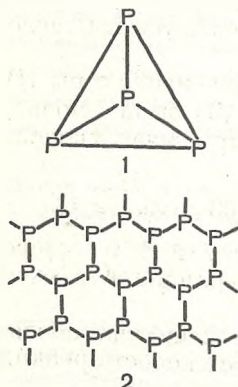
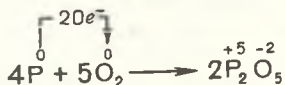


Рис. 28. Схема строения: 1 — молекулы белого фосфора; 2 — кристаллической решетки черного фосфора.

Таблица 18. Физические свойства белого и красного фосфора

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

температуре 40 °С (воспламеняется), и образуется *оксид фосфора (V)*:

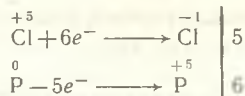


Красный фосфор реагирует с кислородом аналогично, но реакция начинается только при 260 °С.

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 1—4 (с. 72).

▲ § 25. Оксид фосфора (V)

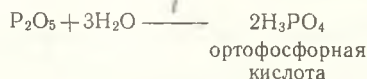
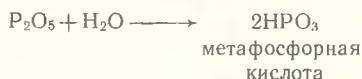
Химическую формулу оксида фосфора (V) обычно изображают в виде P_2O_5 , но в действительности его состав более сложный и выражается формулой P_4O_{10} .

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



Физические свойства. Оксид фосфора (V) — белый, рыхлый порошок, чрезвычайно гигроскопичный. Поэтому его следует сохранять 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:

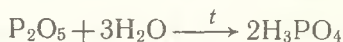


Применение. Оксид фосфора (V) широко используют в качестве водотнимающего вещества, например, для осушки газов.

§ 26. Ортофосфорная кислота. Ортофосфаты

Ортофосфорная кислота. Известно несколько кислот, содержащих фосфор. Важнейшая из них — ортофосфорная кислота H_3PO_4 .

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, бесцветное, кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде.

Химические свойства ортофосфорной кислоты представлены в таблице 19.

Таблица 19. Химические свойства ортофосфорной кислоты

Химические свойства ортофосфорной кислоты	
общие с другими кислотами	специфические
<p>1. <i>Водный раствор кислоты изменяет окраску индикаторов.</i> Диссоциация происходит ступенчато:</p> $\begin{aligned} \text{H}_3\text{PO}_4 &\longrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \\ \text{H}_2\text{PO}_4^- &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \\ \text{HPO}_4^{2-} &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} \end{aligned}$ <p><i>Легче всего идет диссоциация по первой ступени и труднее всего — по третьей</i></p> <p>2. <i>Реагирует с металлами, расположенными в вытеснительном ряду до водорода:</i></p> $6\text{Na} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\uparrow$ <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; если кислота взята в избытке, то образуются кислые соли:</i></p> $\begin{aligned} \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} &\longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \\ \text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 &\longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \\ \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} &\longrightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$ <p>5. <i>Реагирует с солями слабых кислот:</i></p> $\begin{aligned} 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 &\longrightarrow \\ &\longrightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	<p>1. <i>При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:</i></p> $\begin{aligned} 2\text{H}_3\text{PO}_4 &\xrightarrow{t} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \\ &\text{двухфосфорная} \\ &\text{кислота} \\ \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 &\xrightarrow{t} 2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$ <p>2. <i>При действии раствора нитрата серебра (I) появляется желтый осадок¹:</i></p> $\begin{aligned} \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 &\longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{HNO}_3 \\ &\text{желтый} \\ &\text{осадок} \\ 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- &\longrightarrow \\ &\longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^- \\ \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ &\longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow \end{aligned}$ <p>3. <i>Ортофосфорная кислота играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений. Ее остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты АТФ. При разложении АТФ выделяется большое количество энергии. С АТФ вы подробнее ознакомитесь в курсе общей биологии и органической химии.</i></p>

¹ Условие протекания этой реакции дано в описаниях лабораторных работ на с. 74.

Применение. Ортофосфорная кислота используется в основном для производства минеральных удобрений (см. с. 71).

▲ **Ортофосфаты.** Ортофосфорная кислота образует три ряда солей. Если обозначить атомы металлов буквами Me, то можно изобразить в общем виде состав ее солей (табл. 20).

Т а б л и ц а 20

Химические формулы ортофосфатов, содержащих металлы		
одновалентные	двухвалентные	трехвалентные
Me_3PO_4	Ортофосфаты $Me_3(PO_4)_2$	$MePO_4$
Me_2HPO_4	Гидроортофосфаты $MeHPO_4$	$Me_2(HPO_4)_3$
MeH_2PO_4	Дигидроортофосфаты $Me(H_2PO_4)_2$	$Me(H_2PO_4)_3$

Вместо одновалентного металла в состав молекул ортофосфатов может входить группа аммония: $(NH_4)_3PO_4$ — ортофосфат аммония; $(NH_4)_2HPO_4$ — гидроортофосфат аммония; $NH_4H_2PO_4$ — дигидроортофосфат аммония.

Ортофосфаты и гидроортофосфаты кальция и аммония широко используют в качестве удобрений (с. 71), ортофосфат и гидроортофосфат натрия — для осаждения из воды солей кальция.

Выполните упражнения 5 и 6 (с. 73).

§ 27. Минеральные удобрения

Анализом 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

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

удобрения, содержащие эти элементы, получают в промышленных масштабах.

Азот входит в состав белков. 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 участвуют в окислительно-восстановительных процессах, протекающих в растениях. Фосфор особенно необходим при росте и развитии репродуктивных органов (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** 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, используются в качестве минеральных удобрений.

Многие минеральные удобрения (KCl , NaNO_3 , NH_4NO_3) содержат только один основной питательный элемент. Такие удобрения называются *простыми*. Более ценными являются такие минеральные удобрения, которые содержат два или все три основных питательных элемента (N, K, P). Такие удобрения называются *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, становятся непригодными для питания. Сведения о важнейших минеральных удобрениях даны в таблице 21.



Ю. Либих (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.

Таблица 21. Минеральные удобрения

Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
1. Азотные удобрения			
<i>Нитрат натрия</i> (натриевая селитра)	NaNO_3 (15—16% N)	Белое или серое кристаллическое вещество с гигроскопическими свойствами (серый цвет придают 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
<i>Нитрат калия</i> (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: $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \xrightleftharpoons{100^\circ\text{C}} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{KNO}_3$ Из-за меньшей растворимости NaCl равновесие удаётся сместить вправо
<i>Нитрат аммония</i> (аммиачная селитра)	NH_4NO_3 (15—16% N)	Белое кристаллическое, весьма гигроскопическое вещество	Получают при нейтрализации 48—60%-ной азотной кислоты аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$ Полученный раствор концентрируют и в специальных башнях производят кристаллизацию
<i>Сульфат аммония</i>	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (20,5—21% N)	Белый (из-за примесей серый или зеленоватый) кристаллический порошок, слабо гигроскопичен	Получают при взаимодействии аммиака с серной кислотой: $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
<i>Карбамид</i>	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (46% N)	Белое мелкокристаллическое, гигроскопическое, иногда зернистое вещество	Получают при взаимодействии оксида углерода (IV) с аммиаком (при высоком давлении и температуре): $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3 \longrightarrow \longrightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Фосфорные удобрения			
<i>Простой суперфосфат</i>	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (до 20% P_2O_5)	Серый мелкозернистый порошок	Получают при взаимодействии фосфоритов или апатитов с серной кислотой: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \longrightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$

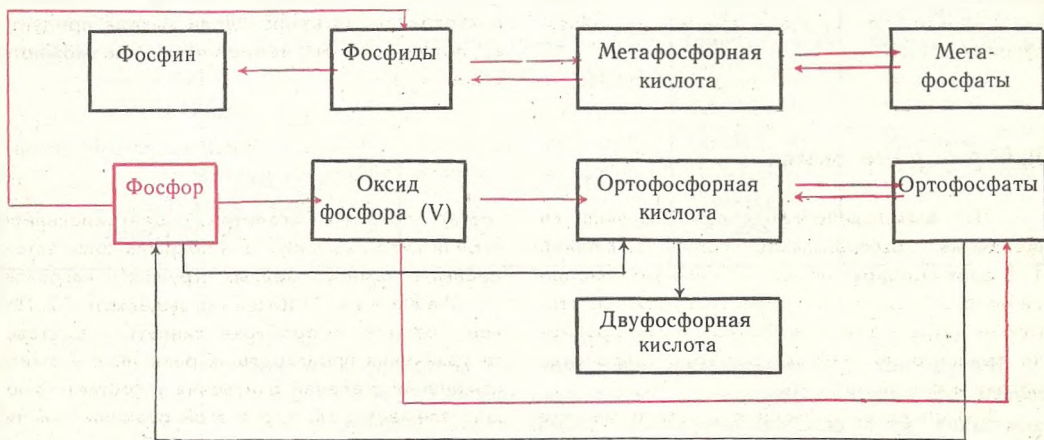
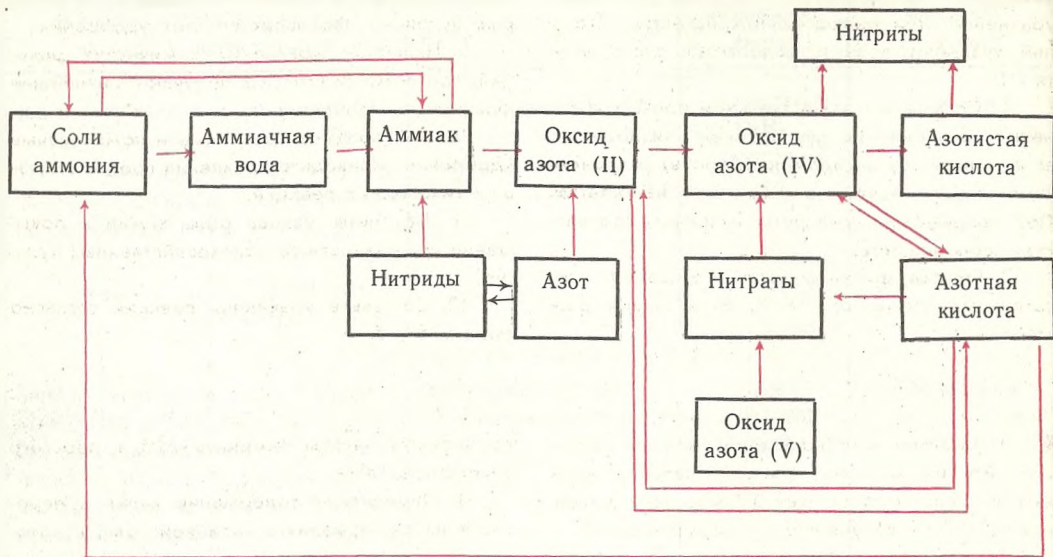
Название удобрения	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
<i>Двойной суперфосфат</i>	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (40% P_2O_5)	Сходен с простым суперфосфатом	Производство осуществляется в две стадии: а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$ $\longrightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4 \downarrow$ CaSO_4 оседает, и его отделяют фильтрованием: б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$ $\longrightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
3. Калийные удобрения			
<i>Хлорид калия</i>	KCl (52—60% K_2O)	Белое мелкокристаллическое вещество	Хлорид калия встречается в природе в виде минерала сильвинита ($\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$). Наиболее крупные его месторождения находятся в Соликамске, Прикарпатье и Белоруссии в Солигорском районе. Сильвинит измельчают и затем обогащают
4. Комбинированные удобрения			
<i>Дигидроортофосфат аммония</i>	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (с примесями)	Белый (из-за примесей сероватый) кристаллический порошок	Получают при взаимодействии ортофосфорной кислоты с аммиаком: $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$ $\longrightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
<i>Гидроортофосфат аммония</i>	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ с $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и другими примесями	Такой же, как дигидроортофосфат аммония	Получают аналогично дигидроортофосфату аммония: $2\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$ $\longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

Выполнению Продовольственной программы будет содействовать не только рост выпуска и улучшение качества минеральных удобрений, но и химизация всего сельскохозяйственного производства. Достигнуто это будет 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 6.

Генетическая связь между фосфором и его важнейшими соединениями показана на схеме 7.

Ответьте на вопросы 7—12. Решите задачи 1—4 (с. 73).



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

2. Покажите на карте важнейшие месторождения фосфоритов и апатитов.

3. Используя свои знания из курса биоло-

гии и химии, охарактеризуйте роль фосфора в живых организмах.

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

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).

6. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций ортофосфорной кислоты с: а) кальцием; б) оксидом кальция; в) гидроксидом кальция, взятым в избытке, 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. Как получают калийные и комплексные удобрения? Приведите уравнения соответствующих химических реакций.

11. Поясните, какова роль химии в повышении урожайности сельскохозяйственных культур.

12. Составьте уравнения реакций согласно схемам 6 и 7.

● 1. Сколько ортофосфорной кислоты можно получить из 31 т ортофосфата кальция, если выход кислоты составляет 0,8 массовых долей, или 80%, по сравнению с теоретическим?

2. Содержание питательного элемента фосфора в фосфорных минеральных удобрениях определяют в пересчете на оксид фосфора (V). Сколько этого оксида в простом и двойном суперфосфате?

3. Сколько тонн двойного суперфосфата

потребуется, чтобы заменить 25,3 т простого суперфосфата?

4. Определите содержание калия в пересчете на оксид калия в калийной соли, в которой 0,8 массовых долей хлорида калия. (Пересчет на оксид калия принят условно.)

Образцы решения задач на определение массовой или объемной доли выхода продукта в процентах от теоретически возможного см. на с. 170.

Лабораторные опыты

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

1. В одну пробирку поместите немного кристаллического сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 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 бумажку, смоченную дистиллированной водой.

З а д а н и я. 1. Какой газ выделяется в данном опыте? Напишите уравнения соответствующих реакций. 2. Как можно отличить соли аммония от других солей?

IX. Ознакомление с азотными и фосфорными удобрениями.

1. **Определение нитратов.** В пробирку поместите 0,5 г нитрата натрия (или другого ни-

трата), прилейте столько концентрированной серной кислоты, чтобы она покрыла соль, затем добавьте немного медных стружек и нагрейте.

З а д а н и я. 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 этой реакции окисляется и что восстанавливается? 5. Как можно определить азотные удобрения, содержащие нитрат-ионы и ионы аммония?

2. **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

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 удается 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. 29). 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.

раствор ацетата натрия и немного раствора нитрата серебра (1).

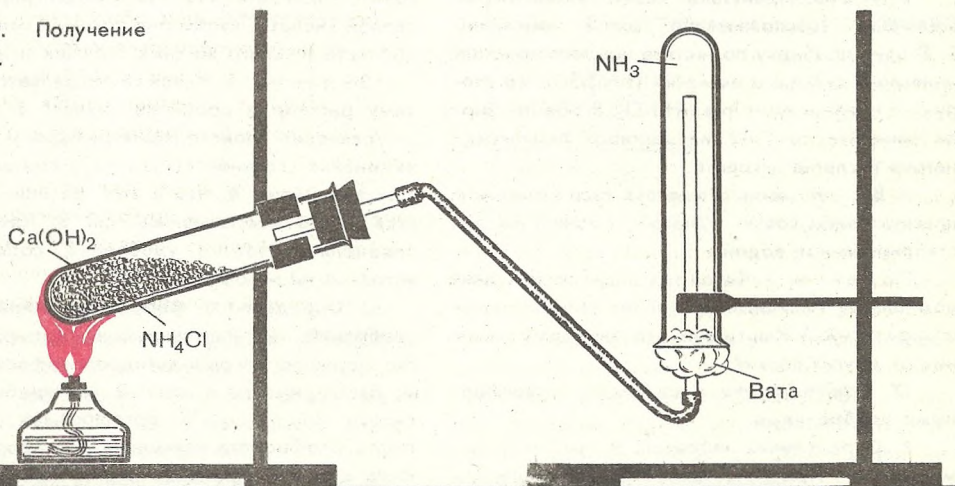
Задания. 1. Как можно определить фосфорные минеральные удобрения, содержащие ион PO_4^{3-} , ион HPO_4^{2-} и ион H_2PO_4^- ? Что является реактивом на определение иона PO_4^{3-} ? Напишите уравнение соответствующей реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

3. После заполнения пробирки водой закройте ее отверстие пробкой и выньте пробирку из воды. В полученный раствор поместите красную лакмусовую бумажку — 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 этот вывод подтверждает? 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

Рис. 29. Получение аммиака.



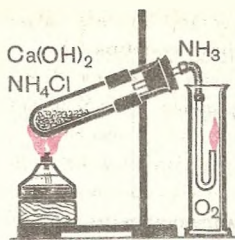


Рис. 30. Горение аммиака в кислороде.

в стеклянный цилиндр с кислородом и при помощи лучинки подожгите газ (рис. 30).

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 и 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 кислот.

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

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

Задания. 1. О каких свойствах водного раствора аммиака свидетельствует его действие на индикаторы? Как это можно объяснить с позиций электролитической диссоциации? 2. Что происходит при действии на водный раствор аммиака кислотой? 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 22. 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 проделайте 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.

...что для сохранения действующего начала азота в навозе его 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.

Рожь — одна из важнейших сельскохозяйственных культур. Для получения хорошего урожая ржи требуется внести в почву 40—50 т навоза на 1 гектар.

Яблони регулярно дают хороший урожай при ежегодном внесении 80—100 т навоза на 1 гектар.

Суперфосфат и преципитат хуже растворяются в воде, чем калийные и азотные удобрения. Поэтому первые разбрасывают на поля осенью, до обработки почвы.

Калийные удобрения повышают не только урожайность зерновых культур, но и увеличивают их устойчивость к полеганию; способствуют повышению качества льняного волокна; образованию крахмала в клубнях картофеля и сахара в корнеплодах свеклы. Для выращивания картофеля предпочтительнее необходимое количество калия вносить в почву с разложившимся навозом — 35—40 т на гектар. Под сахарную свеклу лучше вносить хлорид калия несколько раз за вегетационный период.

Название удобрения	Внешний вид	Растворимость в воде
1. Нитрат аммония	Белая кристаллическая масса	Хорошая
2. Хлорид аммония	Белая кристаллическая масса	Хорошая
3. Нитрат калия	Мелкие светло-серые кристаллы	Хорошая
4. Сульфат аммония	Крупные бесцветные кристаллы	Хорошая
5. Суперфосфат	Светло-серый порошок или гранулы	Растворяется плохо
6. Сильвинит	Соль содержит розовые кристаллы	Хорошая
7. Хлорид калия	Бесцветные кристаллы	Хорошая

Таблица 22. Определение минеральных удобрений

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

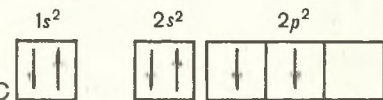
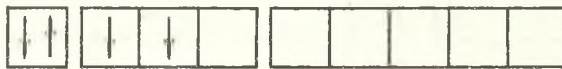
§ 28. Положение элементов подгруппы углерода в периодической системе химических элементов, строение их атомов

В главной подгруппе IV группы периодической системы Д. И. Менделеева находятся элементы углерод С, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Предсказанный Д. И. Менделеевым германий в настоящее время широко применяется как полупроводник.

Среди элементов IV группы наибольшее значение имеют углерод, входящий в состав всех живых организмов, и кремний — важнейший элемент земной коры. С этими элементами познакомимся более подробно. Схемы строения их атомов даны в таблице 23.

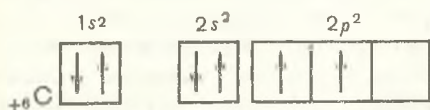
Таблица 23. Схемы строения атомов углерода и кремния

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

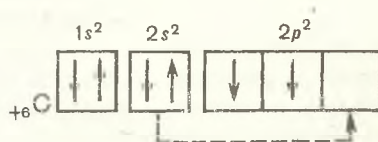
▲		Размещение электронов по орбиталям	
${}_{+6}\text{C}$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$ 		
${}_{+14}\text{Si...}$	$3s^2$ $3p^2$ $3d^0$ 		

Как видно из схем строения атомов углерода и кремния, на внешнем энергетическом уровне находится четыре электрона. Поэтому углерод и кремний проявляют высшую степень окисления, равную четырем, например в оксидах CO_2 и SiO_2 . Такую же степень окисления эти элементы проявляют 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 приобретает отрицательную степень окисления, а кремний — положительную: CO_2 , SiO_2 , CH_4 , SiH_4 .

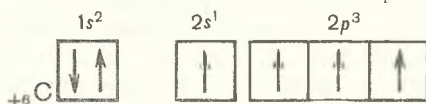
▲ Из таблицы 23 видно, что у атомов углерода и кремния по два неспаренных электрона. Этим и объясняется, что углерод и кремний могут иметь также степень окисления +2. Такую, например, степень окисления углерод проявляет в соединении CO . При притоке энергии один из s -электронов может переходить на свободную 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

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

Ответьте на вопросы 1—2 (с. 91).

§ 29. Углерод

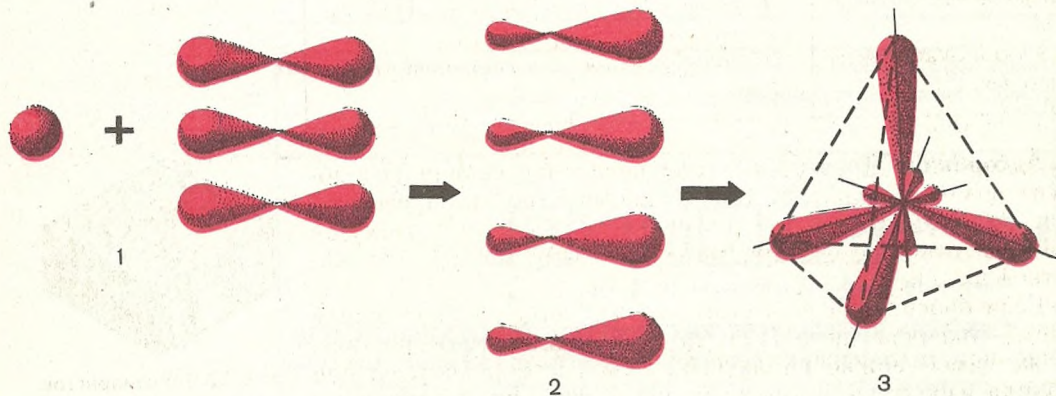
Повторите учебный материал (I, § 45).

Строение кристаллических решеток. Аллотропия. Строение кристаллических решеток графита и алмаза мы уже рассмотрели (I, рис. 64, с. 131 и рис. 66, с. 132).

▲ В результате притока энергии в атоме углерода происходит распаривание электронов и образуются четыре неспаренных электрона, из которых один s^- , а три p -электроны. Принято, что при образовании химических связей электронные облака приобретают одинаковую форму (рис. 31). Одинаковой формы вытянутые электронные облака, взаимно отталкиваясь, располагаются в пространстве так, что их оси оказываются направленными к вершинам тетраэдра. Вершины этих облаков могут перекрываться с электронными облаками других атомов. Это наблюдается, например, в молекуле метана, имеющей тетраэдрическое строение. Если вершины этих облаков перекрываются такими же облаками других атомов углерода, то 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 при образовании ковалентных σ -связей между атомами углерода участвуют только три валентных электрона, направленных под углом 120° , а четвертый участвует в образовании делокализованной π -связи. Этот электрон более подвижен, чем и обусловлена электрическая проводимость графита.

Алмаз и графит — это два 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, размещенными 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.

Рис. 31. Схема выравнивания (гибридизация) s - и p -электронных облаков в атоме углерода: 1 — взаимодействие одного s - и трех p -электронных облаков; 2 — образование четырех гибридных облаков; 3 — расположение гибридных электронных облаков в пространстве.



То, 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 °С, то он постепенно превращается в графит. Наоборот, если графит в присутствии катализаторов нагревают от 1200 до 1600 °С под давлением 10⁴ МПа, то он превращается в алмаз. Это способ получения искусственных алмазов.

Углерод в природе находится как в свободном виде, так и в соединениях. 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.).

Получение. Графит и алмаз добывают из недр земной коры, их можно получать также искусственно.

Графит в мелкокристаллическом виде входит в состав древесного угля. Для получения древесного угля древесину нагревают без доступа воздуха (пиролиз). В результате ее разложения образуются уголь, горючий газ, в состав которого входят метан и другие продукты.

Физические свойства. Физические свойства алмаза и графита обуславливаются их строением, основные из них показаны в таблице 24.

Таблица 24. 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

Адсорбция. Древесный уголь после нагревания без доступа воздуха сохраняет тонкопористое строение древесины (рис. 32) и имеет большую поверхность. Благодаря этому он обладает особыми свойствами, с которыми можно познакомиться на опыте.

Если бросить кусочки угля в колбу, наполненную бурым газом — оксидом азота (IV), то происходит обесцвечивание. То же самое можно наблюдать, если раствор лакмуса или чернила взболтать с порошком угля. Эти опыты свидетель-

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

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



Рис. 32. Тонкопористое строение древесины.

ствуют 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.

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

Чем больше пористость угля, тем больше его поверхность и тем лучше происходит адсорбция. Для увеличения поглощательной способности уголь повторно нагревают, пропуская через него водяной пар. При этом процессе 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 25.

Таблица 25

Химические свойства углерода	
восстановительные	окислительные
$\overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{t} \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + 4\text{O} \text{ н.д.ж.}$	$\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{0}{\text{H}_2} \xrightarrow{t} \overset{-4+1}{\text{CH}_4}$ <p style="text-align: center;">метан</p>
$2\overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{t} \overset{+2-2}{2\text{CO}} \text{ (неполное сгорание)}$	$2\overset{0}{\text{C}} + \overset{0}{\text{Ca}} \xrightarrow{t} \overset{+2-1}{\text{CaC}_2}$ <p style="text-align: center;">карбид кальция</p>
$\overset{0}{\text{C}} + 2\overset{+2-2}{\text{CuO}} \xrightarrow{t} \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + 2\overset{0}{\text{Cu}}$	$3\overset{0}{\text{C}} + 4\overset{0}{\text{Al}} \xrightarrow{t} \overset{+3-4}{\text{Al}_4\text{C}_3}$ <p style="text-align: center;">карбид алюминия</p>

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

Применение углерода схематически показано на рисунке 33.

Ответьте на вопросы 3—8 (с. 91).

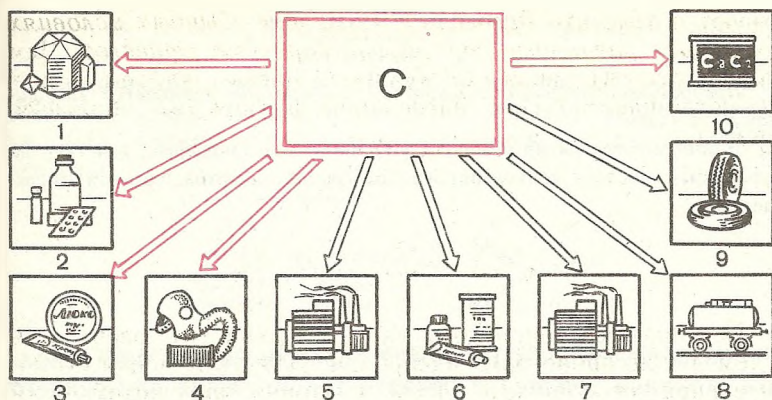
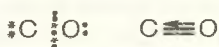


Рис. 33. Применение углерода: 1 — получение искусственных алмазов; 2 — в медицине; 3 — входит в состав крема для обуви; 4 — адсорбент; 5 — получение сахара; 6 — черной краски; 7 — метилового спирта; 8 — синтетического бензина; 9 — резины; 10 — карбида кальция.

§ 30. Оксид углерода (II)

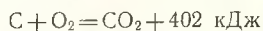
▲ **Строение молекулы.** Основываясь на учении о ковалентной связи, электронную и структурную формулы оксида углерода (II) следовало бы изобразить так (электроны атома углерода обозначены звездочками):



Однако при таком изображении вокруг атома углерода размещается только шесть электронов. Как известно, атомы в соединениях стремятся приобрести устойчивую восьмиелектронную структуру. Теперь доказано, что в молекуле оксида углерода (II), как и в молекуле азота (с. 46), имеется тройная связь. Третья ковалентная связь, как предполагают, образуется по донорно-акцепторному механизму (с. 7). Это происходит, по-видимому, так: атом кислорода предоставляет одну из свободных электронных пар атому углерода, т. е. атом кислорода является донором, а углерод — акцептором. В этом случае электронную и структурную формулы оксида углерода (II) следует изображать так:



■ **Получение.** Оксид углерода (II) в промышленности получают в особых печах, называемых *газогенераторами*, в результате двух последовательно протекающих реакций (рис. 34). В нижней части газогенератора, где кислорода достаточно, происходит полное сгорание угля и образуется оксид углерода (IV):

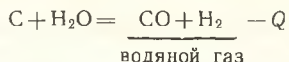


По мере продвижения оксида углерода (IV) снизу вверх последний соприкасается с раскаленным углем:



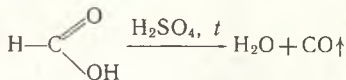
Получающийся газ состоит из свободного азота и оксида углерода (II). Такая смесь называется *генераторным газом*. В газогенераторах иногда через раскаленный уголь продувают водяной пар:

...что в некоторых вулканических местностях CO_2 выделяется из трещин земной коры и накапливается в больших количествах в пещерах и долинах. Такими знамениты «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.



Превращение твердого топлива в газообразное называется газификацией топлива.

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

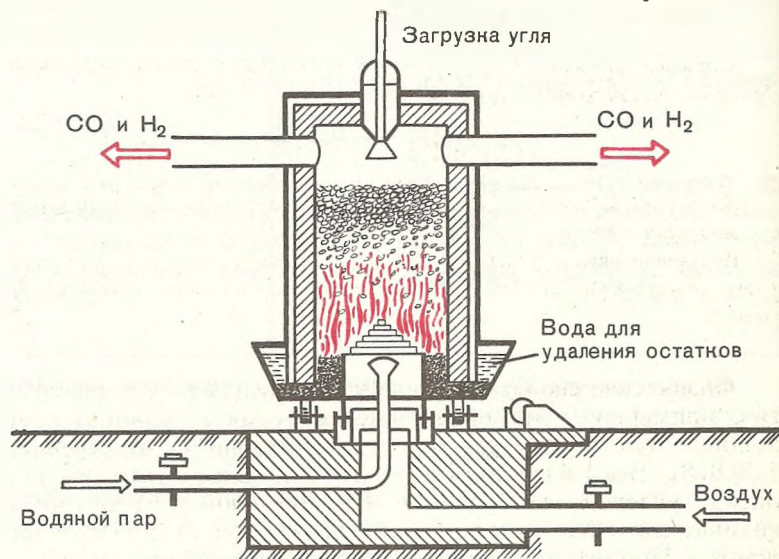


Оксид углерода (II) может образовываться при неполном сгорании топлива в печах и в двигателях внутреннего сгорания. Поэтому при топке печей нельзя закрывать дымоходы при наличии толстого слоя раскаленных углей, так как в печи могут протекать такие же процессы, как в газогенераторе. При недостаточной 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 к клеткам тканей организма. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью, потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. В целях оказания первой помощи пострадавшего надо вынести на свежий воздух и сделать ему искусственное дыхание.

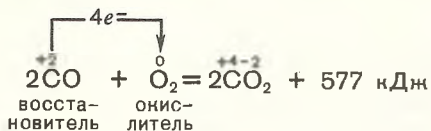
Физические свойства. Оксид углерода (II) — бесцветный газ, в чистом виде без запаха, немного легче воздуха, плохо

Рис. 34. Схема газогенератора.

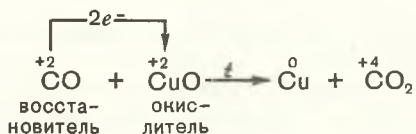


растворим в воде, с очень низкой температурой кипения ($-191,5^\circ\text{C}$).

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:



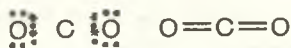
Применение. Оксид углерода (II) используют в качестве газообразного топлива, а также во многих реакциях органического синтеза.

Ответьте на вопросы 9—13 (с. 91).

§ 31. Оксид углерода (IV)

Повторите учебный материал (I, § 33).

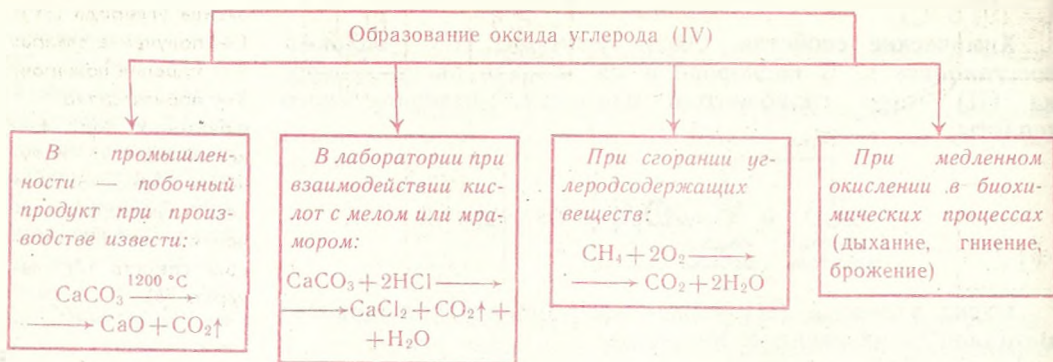
▲ **Строение молекулы.** Оксид углерода (IV) имеет следующие электронную и структурную формулы:



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

Получение оксида углерода (IV) в промышленности, в лаборатории и его образование при различных процессах окисления показаны на схеме 8.

Физические свойства. Оксид углерода (IV) — 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 показаны в таблице 26.

Таблица 26

Химические свойства оксида углерода (IV)	
общие с другими кислотными оксидами	специфические
<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. При пропускании через известковую воду наблюдается помутнение:</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эта реакция используется для обнаружения оксида углерода (IV)</p> <p>2. При повышенной температуре обладает окислительными свойствами, например:</p> $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2 + 2\overset{0}{\text{Mg}} \longrightarrow 2\overset{+2}{\text{Mg}}\text{O} + \overset{0}{\text{C}}$

Применение оксида углерода (IV) показано на рисунке 35.

Ответьте на вопросы 14—17 (с. 91). Решите задачу 1 (с. 92).

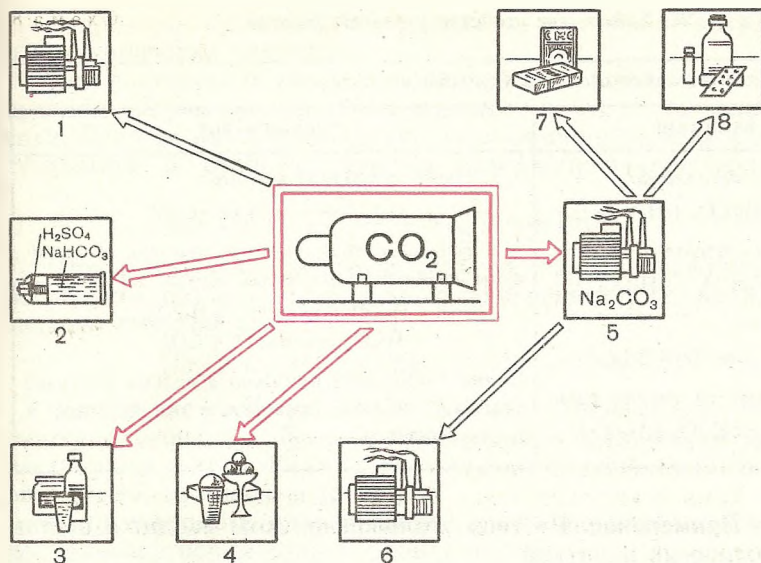
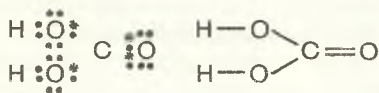


Рис. 35. Применение оксида углерода (IV): 1 — получение сахара; 2 — тушение пожаров; 3 — производство фруктовых вод; 4 — «сухой лед»; 5 — получение соды, которую используют для получения стекла (6), моющих средств (7), лекарств (8).

§ 32. Угольная кислота

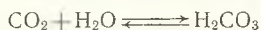
Повторите учебный материал (1, § 35).

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



Все химические связи в молекуле угольной кислоты ковалентные полярные.

Получение. Угольную кислоту получают растворением 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.

Физические свойства. Угольная кислота в свободном виде не существует, так как она разлагается на воду и углекислый газ.

Химические свойства. Угольная кислота обладает свойствами, общими для всех кислот, но она незначительно диссоциирует на ионы и поэтому является очень слабой кислотой (табл. 27).

Таблица 27. Химические свойства угольной кислоты

Химические свойства угольной кислоты	
общие с другими кислотами	специфические
<p>1. Реагирует с активными металлами: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Mg} \longrightarrow \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\uparrow$</p> <p>2. Реагирует с основными оксидами: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} \longrightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>3. Реагирует с основаниями: $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>При избытке кислоты образуется кислая соль: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p>	<p>1. Очень непрочная кислота: $\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$</p> <p>2. Весьма слабая кислота, так как ее молекулы незначительно диссоциируют на ионы: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$</p> <p>Синяя лакмусовая бумажка в водном растворе угольной кислоты приобретает не красный, а розовый цвет</p>

Применение. Раствор угольной кислоты входит в состав различных напитков.

Ответьте на вопросы 18—20 (с. 91).

§ 33. Соли угольной кислоты

Повторите учебный материал (I, § 36).

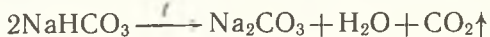
Угольная кислота как двухосновная образует два ряда солей — **карбонаты** и **гидрокарбонаты**. Например, Na_2CO_3 — **карбонат натрия**, NaHCO_3 — **гидрокарбонат натрия**; CaCO_3 — **карбонат кальция**, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — **гидрокарбонат кальция**.

Получение. 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 (I, § 36), но из-за неустойчивости угольной кислоты вместо нее для этих целей используют оксид углерода (IV).

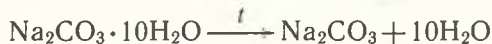
В промышленности в больших количествах выпускают карбонат натрия Na_2CO_3 (кальцинированная сода), кристаллогидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристаллическая сода) и гидрокарбонат натрия NaHCO_3 (питьевая сода).

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.

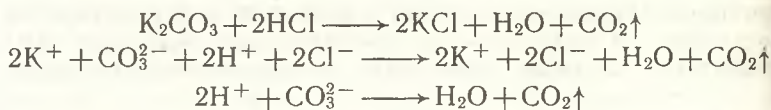
Химические свойства карбонатов пояснены в таблице 28. Из специфических свойств более подробно рассмотрим

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

Таблица 28

Химические свойства карбонатов	
общие с другими солями	специфические
<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. Под действием сильных кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за бурного выделения оксида углерода (IV):</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>2. Вследствие гидролиза растворы карбонатов обладают щелочной реакцией:</p> $\begin{aligned} \triangle 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \\ &\begin{array}{c} \uparrow \quad \downarrow \quad \uparrow \\ \text{---H}^+ + \text{OH}^- \end{array} \\ &\rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{OH}^- \\ \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \end{aligned}$

взаимодействие карбонатов с кислотами. Так как в этих реакциях наблюдается характерное «вскипание», то их используют для определения карбонат-иона:



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

Применение важнейших карбонатов и гидрокарбонатов показано на рисунке 35 (с. 87).

Ответьте на вопросы 21—22 (с. 91—92). Решите задачи 2—5 (с. 92).

§ 34. 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

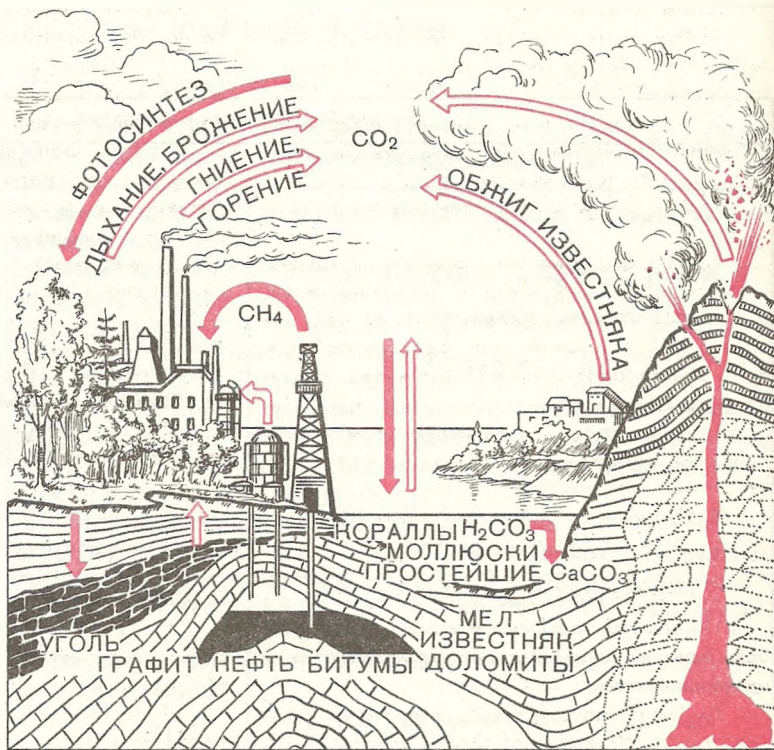


Рис. 36. Круговорот углерода в природе.

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 увеличивается медленно. Это объясняется тем, что оксид углерода (IV) участвует в фотосинтезе и атомы углерода снова переходят в состав органических веществ растений. Многие из них употребляются в пищу животными и человеком. Так происходит непрерывный круговорот углерода в природе (рис. 36).

Ответьте на вопрос 23.

? 1. Начертите схемы строения атомов углерода и кремния. На основе строения их атомов перечислите общие и отличительные свойства этих химических элементов.

2. Чем отличается метан от силана (по строению молекул и свойствам)? Почему?

3. Как доказать, что графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями одного и того же химического элемента? Почему их свойства столь различны?

4. При каких процессах образуется древесный уголь? Каково его строение, свойства и применение?

5. С помощью каких явлений, которые вы наблюдаете в жизни, можно доказать, что хлеб, молоко, мясо содержат углерод?

6. Для каких целей применяют алмаз и графит?

7. Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании угля, со следующими оксидами: 1) оксидом железа (III); 2) оксидом олова (IV). Покажите переход электронов и подчеркните одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.

8. Основываясь на свойствах углерода и пользуясь рисунком 33, поясните, для каких целей применяют углерод.

9. Охарактеризуйте с электронной точки зрения процесс образования молекулы оксида углерода (II) и ионов аммония и гидроксония. Что в этих процессах общего?

10. Как получают оксид углерода (II) в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций.

11. Перечислите условия, при которых в печах может образоваться оксид углерода (II).

12. На конкретных примерах охарактеризуйте химические свойства оксида углерода (II).

13. Какой из газов является более ценным топливом: генераторный или водяной? Почему?

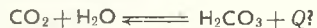
14. Составьте уравнения реакций, протекающих с образованием оксида углерода (IV) в природе, в быту, в лаборатории и в промышленности.

15. Поясните смысл выражения: «оксид углерода (IV) может быть только окислителем, но не восстановителем». Почему?

16. Горящая свеча (лучинка) гаснет, например, в азоте и в оксиде углерода (IV). Почему? Как эти газы можно отличить один от другого?

17. При пропускании оксида углерода (IV) через раствор гидроксида кальция вначале образуется взвесь, которая затем растворяется. Напишите уравнения соответствующих реакций.

18. Как сместить процесс обратимой реакции: а) вправо и б) влево:



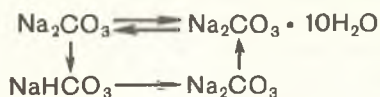
Почему эта реакция обратимая?

19. Для изучения химических свойств угольной кислоты в один раствор, насыщенный оксидом углерода (IV), опустили олово, в другой — магний, а в третий — натрий. В каком случае удалось доказать, что угольная кислота хотя и неактивна, но все же реагирует с металлами? Почему?

20. Угольная кислота слабее азотной, но сильнее борной кислоты. Чем это можно объяснить?

21. Почему в огнетушителях используют гидрокарбонат натрия, а не карбонат натрия?

22. Составьте уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:



1. Какой объем оксида углерода (IV) выделится (н. у.) при обжиге 500 т известняка, содержащего 0,1 массовую долю примесей?

2. Сколько потребуется кристаллической соды для полной нейтрализации 196 г серной кислоты?

3. Сколько потребуется раствора, содержащего 0,05 массовых долей, или 5%, хлороводорода, для реакции с 11,2 г карбоната натрия?

23. Используя рисунок 36, составьте уравнения химических реакций, которые происходят при круговороте углерода в природе.

24. Чем объяснить моющие свойства кальцинированной соды? Как вы думаете, можно ли в домашних условиях хранить соду в алюминиевом сосуде?

4. В 365 г воды растворили 135 г кристаллической соды. Определите массовую долю и процентное содержание безводной соли (Na_2CO_3) в полученном растворе.

5. 146 г смеси, состоящей из карбоната и гидрокарбоната натрия, сильно прокалили. Остаток после прокаливания весил 137 г. Выразите состав смеси в массовых долях.

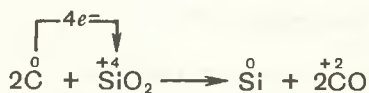
Образцы решения задач на вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего примеси, см. на с. 169.

§ 35. Кремний и его свойства

Нахождение в природе. По распространенности в земной коре кремний занимает второе место после кислорода (примерно 26%).

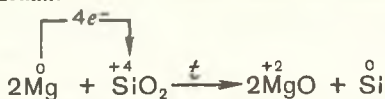
Наиболее распространенными соединениями кремния являются *оксид кремния (IV)* SiO_2 (*кремнезем*) и *каолинит* $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Оксид кремния (IV) — это основная часть песка, а каолинит — основная составная часть глины. Весьма распространен в природе силикат — *ортоклаз (полевой шпат)* $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$.

■ **Получение.** В промышленности кремний получают при нагревании смеси песка и угля:



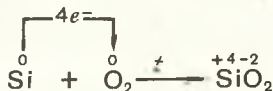
Восстановленный кремний частично реагирует с избытком углерода, и образуется *карборунд* SiC (карбид кремния). Это очень твердое вещество и поэтому применяется для изготовления точильных и шлифовальных устройств.

В лаборатории кремний получают при взаимодействии смеси чистого песка с порошком магния:



Физические свойства. Известен аморфный и кристаллический кремний. При получении кремния восстановлением его соединений металлами 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 и 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. Кристаллы кремния подобно германию являются полупроводниками и поэтому успешно применяются как выпрямители переменного тока в различных устройствах, в том числе в электронно-вычислительных машинах. Весьма перспективно использование кристаллов кремния в фотоэлементах, при помощи которых энергия солнечного излучения превращается в электрическую.

Ответьте на вопросы 1—2 (с. 101).

§ 36. Оксид кремния (IV)

Повторите учебный материал (I, § 45).

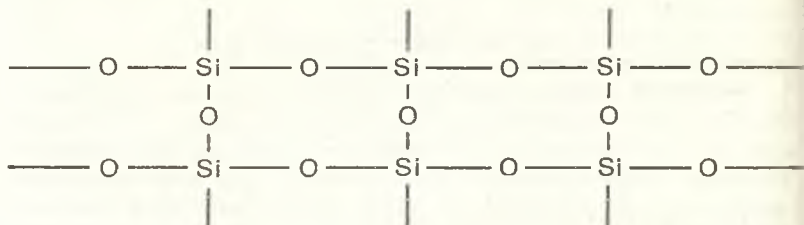
▲ **Строение кристаллической решетки.** Для выяснения строения твердого оксида кремния (IV) необходимо вспомнить следующие закономерности: низкую температуру плавления имеют вещества с молекулярной решеткой, а высокую — вещества с атомной решеткой.

Оксид углерода (IV) имеет очень низкую температуру плавления ($-56,6^\circ\text{C}$), а оксид кремния (IV) — очень высокую (кварц плавится при температуре 1728°C). На основании свойств можно предположить, что



Рис. 37. Горный хрусталь.

твердый оксид кремния (IV) должен иметь атомную решетку. Это подтверждено многими исследованиями. Кристаллическая решетка оксида кремния (IV) имеет такое строение:



Следовательно, кристалл SiO_2 представляет собой как бы одну гигантскую молекулу $(\text{SiO}_2)_n$, но для простоты записи состав оксида кремния (IV) изображают формулой SiO_2 , что, разумеется, неточно.

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

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 кристаллики оксида кремния (IV) называют кварцем. Они прозрачны и бесцветны. Кристаллики SiO_2 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. 37).

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

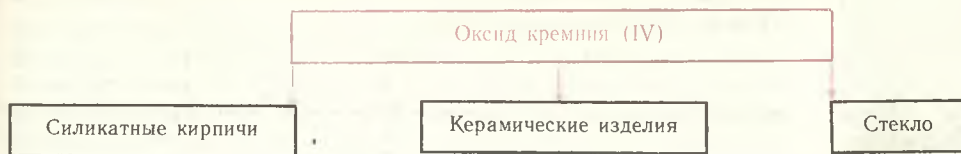
Химические свойства. Оксид кремния (IV) является кислотным оксидом. Его химические свойства показаны в таблице 29.

Таблица 29

Химические свойства оксида кремния (IV)	
общие с другими кислотными оксидами	специфические
<p>1. При нагревании реагирует со щелочами:</p> $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. При нагревании реагирует с основными оксидами:</p> $\text{SiO}_2 + \text{CaO} \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$	<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:</p> $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$

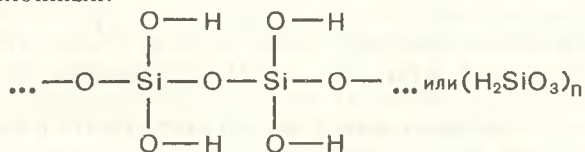
Применение оксида кремния (IV) показано на схеме 9.

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



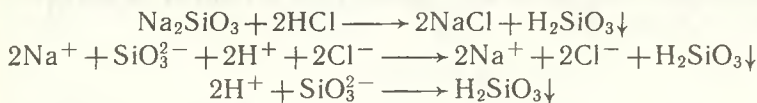
§ 37. Кремниевая кислота

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 $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$.

Получение. В отличие от многих других кислот кремниевую кислоту нельзя получить гидратацией оксида кремния (IV), ибо 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 курсе химии.

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:



Ответьте на вопрос 5 (с. 101).

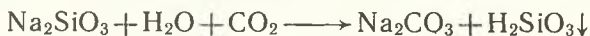
§ 38. Соли кремниевой кислоты

Строение молекулы. Как и для кремниевой кислоты, принятые формулы 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 $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$.

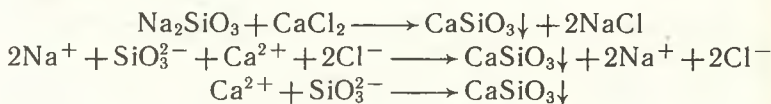
Получение солей кремниевой кислоты, т. е. силикатов, рассмотрено при изучении химических свойств оксида кремния (IV).

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

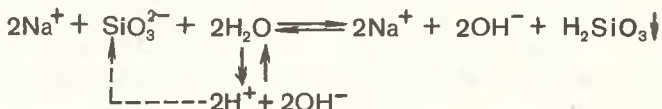
Химические свойства. 1. Силикаты реагируют почти со всеми кислотами, в том числе и с угольной кислотой:



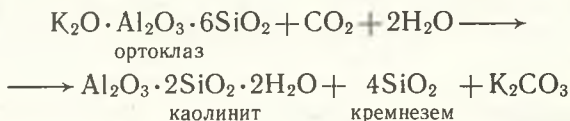
2. Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями:



▲ 3. В водных растворах силикаты подвергаются гидролизу и обладают щелочной реакцией:



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 основе их и в результате биохимического 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 вопрос 6 (с. 101).

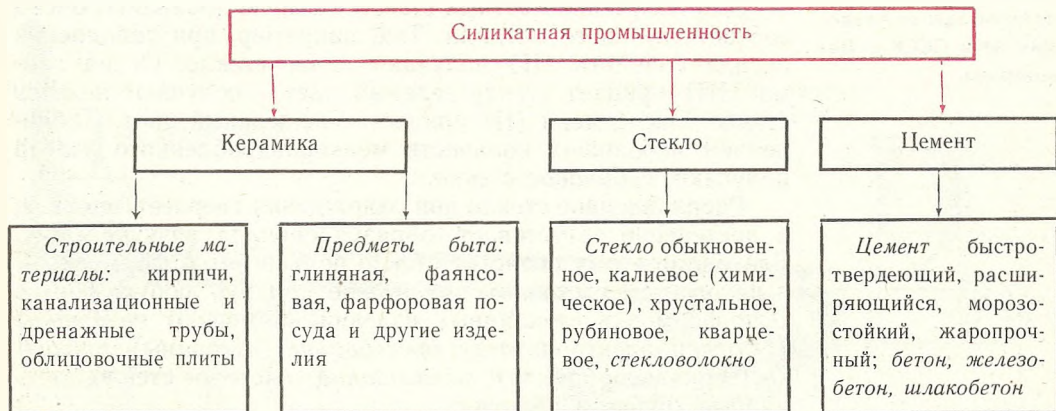
§ 39. Силикатная промышленность

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

Важнейшие строительные материалы, выпускаемые силикатной промышленностью, показаны на схеме 10. 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 изготовляют *фаянсовые и фарфоровые изделия*.

Схема 10

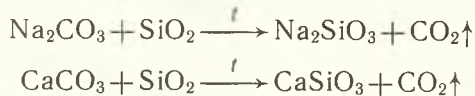


♦ ...что стеклоделие существует много веков. В Древнем Египте оно возникло за 3000 лет до н.э. Цилиндр из стекла найден в Тель-Асмаре близ Багдада, который изготовлен в середине III тысячелетия до н.э.

В России первый стекольный завод начал производить стекло в 1635 г.

♦ ...что 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», украшающую и сейчас здание Академии наук СССР в Ленинграде.

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

Расплавленное стекло при охлаждении твердеет не сразу, 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. 38). В них полужидкое стекло выдавливается через щель, и при помощи специальных вальцов вытягиваются листы.

Из стекла готовят также тонкие *стеклянные нити*, идущие для производства стекловолокна и тканей. Стекланные ткани применяются 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 достигает более 200 м, а в поперечнике — около 5 м (рис. 39). В процессе обжига печь медленно вращается и исходные материалы постепенно движутся к нижней ее части навстречу потоку раскаленных газов (принцип противотока) — продуктов сгорания поступающего газообразного или твердого пылевидного топлива.

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*:

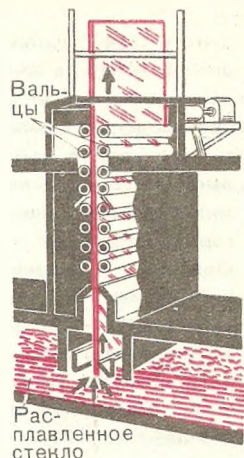
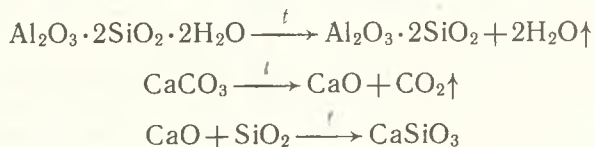
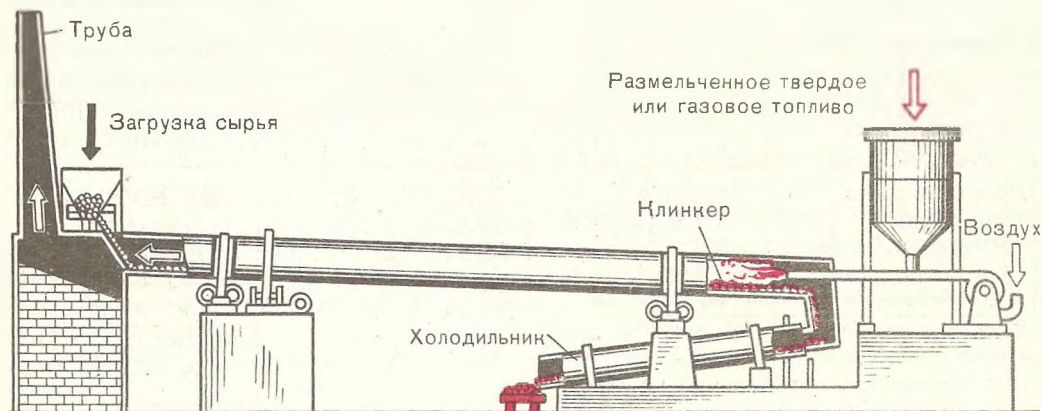


Рис. 38. Машина для изготовления листового стекла.

Рис. 39. Цилиндрическая печь для обжига смеси с известняком при производстве цемента.



◆ ...что в 1824 г. каменщик Д. Аспдин в Англии получил патент на производство цемента, похожего на порландский камень, который добывали около города Портланда. Однако инженер Е. Г. Челиев (Челидзе) уже в 1817—1821 гг. для восстановительных работ г. Москвы разработал способ получения цемента из глины и известняка. Но позже его приоритет был забыт.

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 10).

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 прочные, если в бетон закладывают каркас из железных стержней. Такой строительный материал называется *железобетоном*. Из него воздвигают капитальные строительные объекты: заводские корпуса, плотины и другие сооружения.

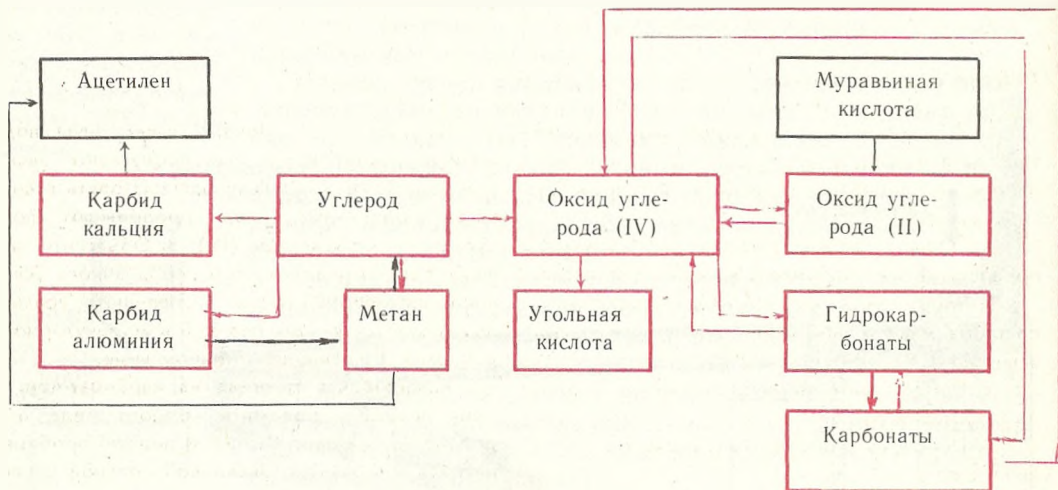
По производству строительных материалов (в частности, цемента и бетона) и их качеству можно судить об уровне развития строительной индустрии в стране.

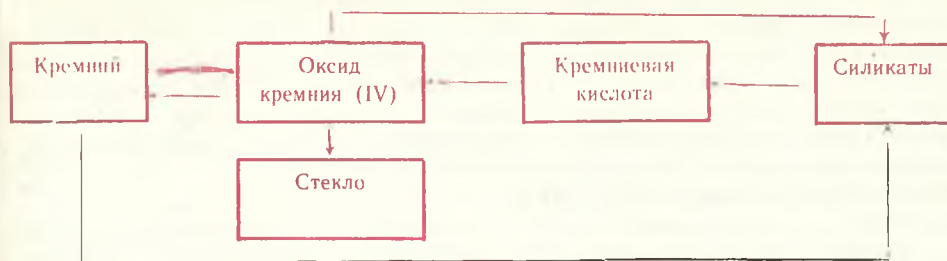
Ответьте на вопросы 7—8 (с. 101). Решите задачу 2 (с. 101).

▲ **Генетическая связь** между углеродом и его важнейшими соединениями показана на схеме 11.

Генетическая связь между кремнием и его важнейшими соединениями показана на схеме 12.

Схема 11





Выполните упражнение 9.

? 1. Как получают свободный кремний в технике и в лаборатории? Напишите уравнения этих реакций и проанализируйте их с электронной точки зрения.

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

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

4. Составьте уравнения реакций, характеризующих свойства оксида кремния (IV).

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

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

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 11 и 12.

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

2. Сколько потребуется сырья для получения 1 т стекла?

Лабораторные опыты

X. **Ознакомление с различными видами топлива [коллекция топлива].** Рассмотрите выданные вам образцы топлива и по внешнему виду назовите их.

XI. **Ознакомление со свойствами и взаимопревращениями карбонатов и гидрокарбонатов.**

1. Через 2—3 мл свежеприготовленного раствора 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 — карбонат магния. В первую пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кисло-

ты, 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 характерной на карбонат-ион. 2. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

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

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 другую 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

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

XIII. 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.

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 происходит сначала помутнение, а затем взвесь растворяется? 3. Что происходит при пропускании оксида углерода (IV) через дистиллированную воду? 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 реакцией на карбонат-ион. 2. Составьте уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Из известных открытых 108 элементов большинство (более 80) относятся к металлам. Металлы имеют ряд общих свойств, с которыми вы познакомитесь в этой главе.

§ 40. Положение металлов в периодической системе и особенности строения атомов

Повторите учебный материал (I, § 39).

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

Из таблицы 30 видно, что металлы в основном располагаются в левой и нижней части периодической системы (т. е. в основном в I, II и III группах), а неметаллы — в правой части наверху.

Таблица 30

Периоды	Размещение неметаллов в периодической системе химических элементов по группам							
	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								Rn
7								

♦ ...что в древности и в средние века были известны 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.

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. По-

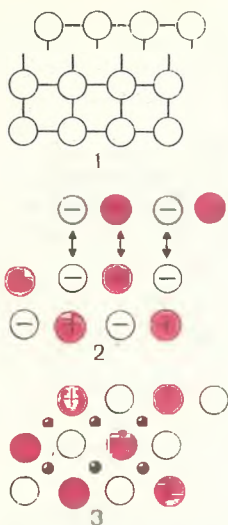


Рис. 40. Связь строения кристаллических решеток с механической прочностью соответствующих веществ: 1 — атомная решетка; 2 — ионная решетка; 3 — металлическая решетка.

этому атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы. 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. 40). Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку, называют металлической.

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 119).

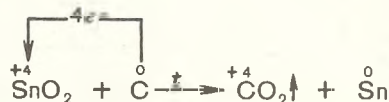
§ 41. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения

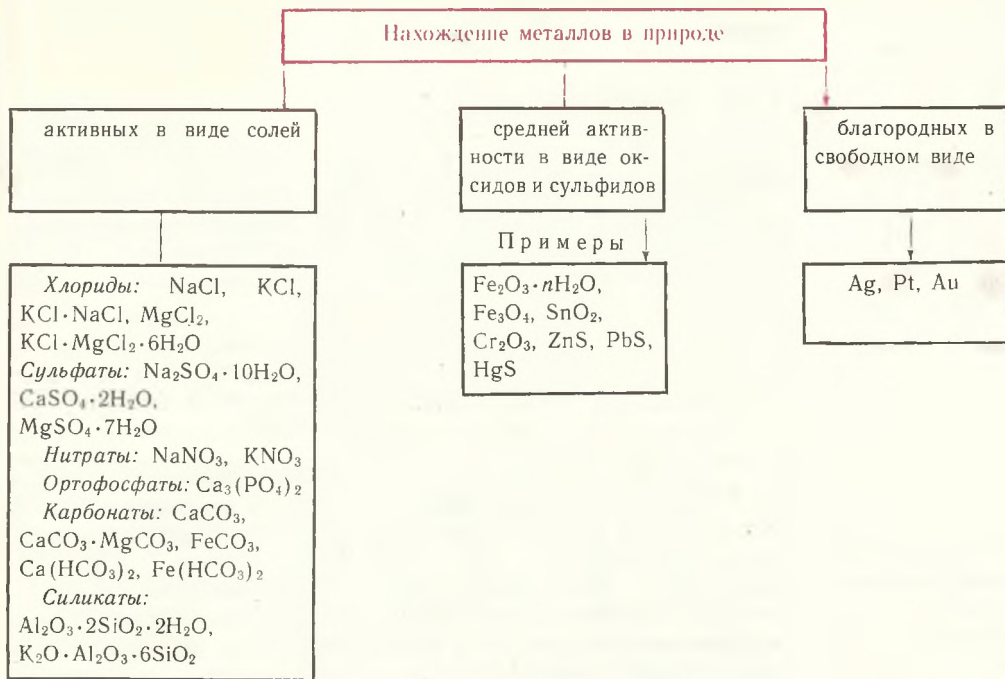
Нахождение в природе. Самым распространенным металлом в земной коре является алюминий. За ним следуют железо, кальций, натрий, калий, магний и титан (I, § 18). Содержание остальных металлов незначительно. Так, например, хрома в земной коре по массе всего лишь 0,3%, никеля — 0,2%, а меди — 0,01%. Металлы встречаются в природе как в свободном виде, так и в различных соединениях (схема 13).

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

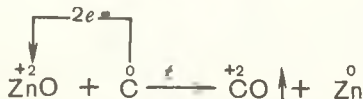
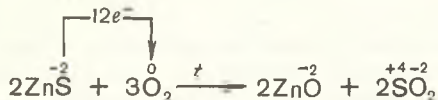
Приведем несколько примеров.

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

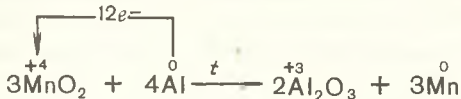




2. Обжиг сульфидов металлов с последующим восстановлением образовавшихся оксидов:



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



4. Электролиз расплавов.

Для того чтобы получить представление об этом спо-

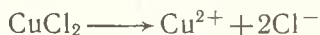
собе получения металлов (и других веществ), следует познакомиться с процессами, протекающими при электролизе.

■ § 42. Электролиз

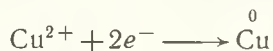
Сущность электролиза. С процессом электролиза можно познакомиться при помощи прибора, изображенного на рисунке 41. В U-образную трубку наливают раствор хлорида меди (II) и подключают прибор к источнику постоянного тока. На катоде выделяется металлическая медь, а на аноде — хлор, определяемый по запаху.

Что произошло у катода и анода?

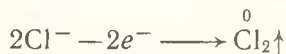
Вам уже известно, что при растворении в воде солей, в том числе и хлорида меди (II), происходит диссоциация:



При пропускании постоянного тока **катионы** (в данном случае ионы Cu^{2+}) движутся к катоду, а **анионы** (в данном случае ионы Cl^-) — к аноду. Катод — отрицательно заряженный электрод, на поверхности которого избыток электронов. Ионы меди Cu^{2+} присоединяют электроны с катода. Действие постоянного тока на ионы Cu^{2+} аналогично действию водорода на оксид меди (II), где атомы водорода отдают электроны атомам меди со степенью окисления +2. Оба эти процесса можно представить схемой:



Анод — положительно заряженный электрод. У анода недостаток электронов, поэтому анод как бы втягивает в себя электроны от отрицательно заряженных ионов, в данном случае хлорид-ионов:



Следовательно, электролиз — окислительно-восстановительный процесс.

Электролиз — это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный электрический ток.

Электролиз расплавов. При плавлении соли и щелочи, как и при растворении, распадаются на ионы. Если через расплавы этих электролитов пропустить постоянный электрический ток, то происходит электролиз. Рассмотрим схему электролиза расплавленного хлорида натрия:

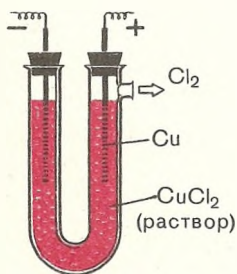


Рис. 41. Электролиз раствора хлорида меди (II).

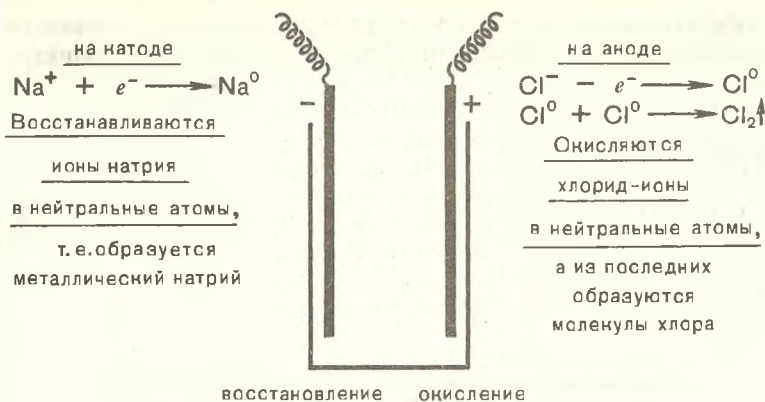
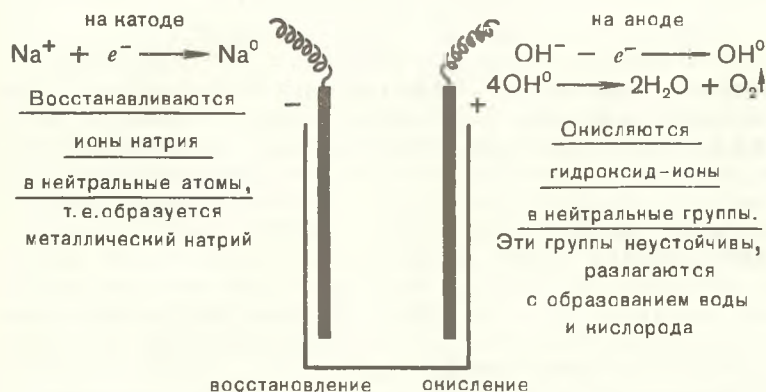


Схема электролиза расплавленного гидроксида натрия:



В электролизерах между катодным и анодным пространством существуют перегородки. Объясните, почему?

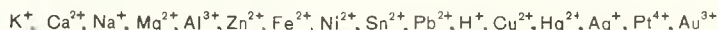
Электролиз водных растворов. При электролизе водных растворов, кроме ионов электролита, в реакции могут участвовать еще **ионы водорода** или **гидроксид-ионы**, которые образуются в результате диссоциации воды. Образующиеся ионы движутся к соответствующим электродам. К катоду подходят катионы электролита и водорода H^+ , а к аноду — анионы электролита и гидроксид-ионы OH^- .

Какие же ионы будут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Чтобы ответить на этот вопрос, вспомним, что скорость химических реакций зависит от природы (активности) и концентрации реагирующих веществ. Следовательно, надо знать, какие ионы более активны: катионы данного электролита или ионы H^+ , анионы электролита или гидроксид-ионы. Активность катионов можно определить по

электрохимическому ряду напряжения, который в основном совпадает с вытеснительным рядом металлов, предложенным русским ученым Н. Н. Бекетовым (I, § 28). Далее будет приведено разъяснение, почему этот ряд назван электрохимическим рядом напряжения металлов и чем он отличается от ряда, предложенного Н. Н. Бекетовым (I, с. 68). Рассматривая этот ряд, приходим к выводу, что химическая активность ионов должна изменяться в противоположном направлении изменения активности соответствующих металлов. Так, например, если атомы калия в этом ряду самые активные, то его ионы наименее активны:



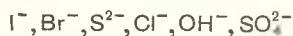
химическая активность уменьшается



химическая активность увеличивается

Этот ряд показывает, что при равных условиях в водных растворах у катода восстанавливаются катионы от Cu^{2+} до Au^{3+} включительно, а ионы H^+ как менее активные остаются в растворе. При электролизе солей, содержащих катионы от K^+ до Pb^{2+} , при равных условиях восстанавливаются ионы H^+ . Так как скорость химических реакций зависит также от концентрации реагирующих веществ, то при малых концентрациях ионов водорода (в нейтральной среде) у катода могут восстановиться некоторые катионы металлов, находящихся в электрохимическом ряду напряжения до водорода. Это используют при *никелировании*, *лужении* (покрытие оловом), *хромировании* и т. д.

Анионы по их способности окисляться располагают в следующем порядке:

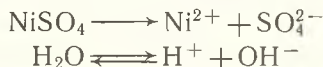


и другие анионы кислородсодержащих кислот

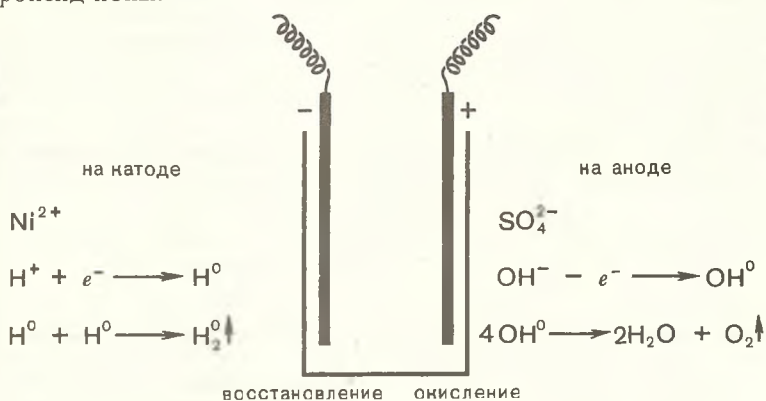
химическая активность уменьшается

Пользуясь этим рядом, можно принять, что анионы бескислородных кислот более активны, чем гидроксид-ионы OH^- .

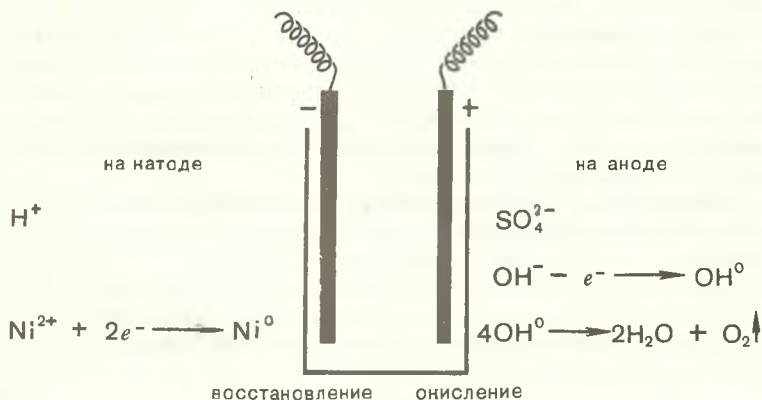
С учетом указанных выше закономерностей можно предвидеть, как будет протекать электролиз водного раствора любого электролита в зависимости от среды. Так, например, в водном растворе сульфата никеля находятся следующие ионы:



В кислой среде концентрация ионов H^+ большая. Они как более активные восстанавливаются, а ионы Ni^{2+} остаются в растворе. У анода окисляются более активные гидроксид-ионы.



В нейтральной среде ионов H^+ мало, поэтому у катода (хотя ионы H^+ более активны) восстанавливаются ионы Ni^{2+} , концентрация которых большая. У анода будут окисляться ионы OH^- .



Приняты и другие условные методы объяснения процесса электролиза.

Применение электролиза. Электролиз широко применяется при получении наиболее активных металлов (K, Na, Ca, Mg, Al), некоторых активных неметаллов (Cl_2 , F_2), а также сложных веществ (NaOH, KOH, $KClO_3$). Электролизом пользуются для покрытия металлических предметов никелем, хромом, цинком, оловом, золотом и т. д.

При решении практических задач иногда требуется быстро предсказать продукты электролиза. Для этих целей можно использовать таблицу 31.

Т а б л и ц а 31. Продукты электролиза водных растворов электролитов

Электролиты	Продукты электролиза
<p><i>Щелочи, кислородсодержащие кислоты, соли кислородсодержащих кислот и активных металлов (K, Na, Ca)</i></p> <p><i>Бескислородные кислоты и соли бескислородных кислот и активных металлов (K, Na, Ca)</i></p> <p><i>Соли бескислородных кислот и малоактивных металлов (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), а также металлов со средней активностью (Co, Ni, Cr, Sn)</i></p> <p><i>Соли кислородсодержащих кислот и малоактивных металлов (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), а также металлов со средней активностью (Co, Ni, Cr, Sn)</i></p>	<p>H_2 и O_2, так как разлагается только вода</p> <p>H_2, S, галогены и др.</p> <p>Металлы и галогены, а при большой концентрации ионов H^+ может выделяться и H_2</p> <p>Металл и O_2, а при большой концентрации H^+ может выделяться и H_2</p>

Выполните упражнения 4—6 (с. 119). Решите задачи 1—3 (с. 120).

§ 43. Физические свойства металлов

Особое строение кристаллических решеток металлов обуславливает их общие свойства.

Металлический блеск. Все металлы обладают характерным металлическим блеском. Это свойство объясняется тем, что металлы хорошо отражают от своей поверхности световые лучи. Металлы отражают также радиоволны. Это явление используется 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:

$Hg, Pb, Fe, Zn, Mg, Al, Au, Cu, Ag$



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 (рис. 40). Это свойство металлов исполь-

зуют при их механической обработке. Для сравнения на рисунке 40, 1 и 2 приведены атомные и ионные 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 системы Д. И. Менделеева. У атомов этих элементов имеется от пяти до семи свободных электронов. Большое количество свободных электронов обеспечивает прочное отдельных слоев ионов, препятствует их свободному скольжению, и, таким образом, пластичность металлов уменьшается.

Плотность, твердость и температуры 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.

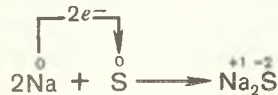
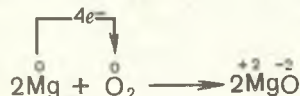
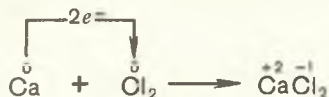
Самую низкую температуру плавления имеет ртуть, а самую высокую — вольфрам.

Ответьте на вопросы 7—8 (с. 119).

§ 44. Характерные химические свойства металлов

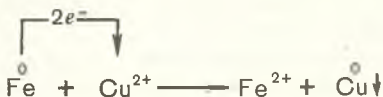
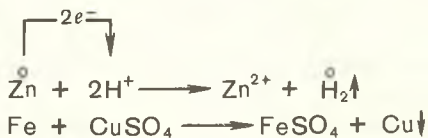
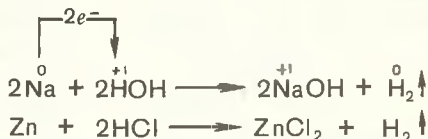
Наиболее общим химическим свойством металлов является способность их атомов при химических реакциях отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы, т. е. *металлы в реакциях являются восстановителями*.

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 атомы металлов — восстановителями.

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, то металлы можно расположить в определенном порядке (I, с. 68). Такое расположение металлов, предложенное в 1865 г. русским ученым Н. Н. Бекетовым, согласуется с их местом в периодической системе, 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, т. е. энергию отрыва электронов от отдельных изолированных атомов, но и энергию, которая тратится на разрушение кристаллической решетки, а также энергию, которая выделяется при гидратации ионов, то металлы по их способ-

ности образовывать гидратированные ионы следует расположить так:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

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

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

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

Однако радиус иона лития гораздо меньше, чем у 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 напряжения.

В электрохимическом ряду напряжения металл, стоящий левее, может вытеснить из растворов или расплавов солей металл, стоящий правее.

Пользуясь этим рядом, можно предсказать, что, например, железо будет вытеснять медь из водного раствора ее соли.

В электрохимический ряд напряжения 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 14 даны пояснения к электрохимическому ряду напряжения 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 14 видно,

	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 кислородом 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)														Не вытесняют водород из разбавленных кислот				
															Реагируют с конц. и разб. HNO ₃ и с конц. H ₂ SO ₄ при нагревании		С кислотами не реагируют, растворяются в „царской водке“		
Нахождение в природе	Только в соединениях											В соединениях и в свободном виде				Главн. образом в свободн. виде			
Способы получения	Электролиз расплавов				Восстановление углем, оксидом углерода (II), алюминотермия; электролиз водных растворов солей														
Окислительная способность ионов металлов	←————— Возрастает —————→																		

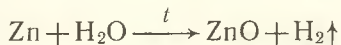
что металлы Li, Na, K, Ca при обычных условиях реагируют с водой.

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:



Так как на схеме дан также ряд активности важнейших катионов, то можно предсказать, как будет протекать процесс электролиза электролита в водных растворах.

Ответьте на вопросы 9—11 (с. 119—120) и решите задачи 4—5 (с. 120).

§ 45. Сплавы

В чистом виде металлы используют сравнительно редко. В основном применяют их сплавы, обладающие часто такими свойствами, которые не имеют образующие их металлы. Например, железо, алюминий и т. д. сравнительно мягкие, а их сплавы с другими металлами обладают достаточной твердостью.

Получение сплавов основано на способности расплавленных металлов растворяться друг в друге. 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.

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 между собой (и с атомами неметаллов) различные соединения — одна из причин, объясняющая, почему сплавы по физи-



Н. С. Курнаков (1860—1941). Русский ученый, академик. Н. С. Курнаков разработал физико-химический анализ растворов и сплавов металлов. Для анализа состава сплавов он создал новые приборы и новые методы.

Одной из главных причин коррозии автомобилей, тракторов и других сельскохозяйственных машин является их хранение под открытым небом. Такое халатное отношение к технике наносит огромный ущерб хозяйству. Рачительный хозяин относится к «стальному коню» не хуже, чем к живому, и обязательно обеспечит и тому и другому надежное укрытие от непогоды.

чеким 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 °С, тогда как свинец плавится при температуре 328 °С, а олово — при температуре 231 °С.

В состав *дюралюминия* — одного из важнейших сплавов — входит 95% Al, 4% Cu, 0,5% Mn и 0,5% Mg. Он сохраняет легкость, 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 12—14 (с. 120) и решите задачу 6 (с. 120).

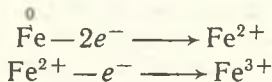
§ 46. Коррозия металлов и ее предупреждение

Всем известно, что железные изделия под воздействием воздуха и влаги ржавеют. В результате этого постепенно разрушаются металлические конструкции, части машин и приносятся в негодность различные инструменты. Это ежегодно приносит значительные убытки хозяйству страны.

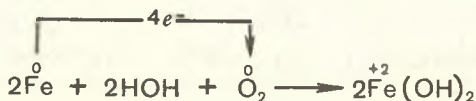
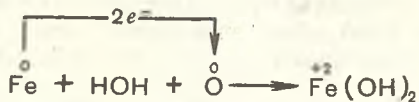
Процесс разрушения металлов называют коррозией (от лат. *corrudere* — *разъедать*).

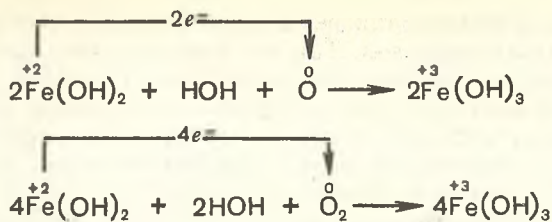
Коррозия — это химическое и электрохимическое разрушение металлов и их сплавов в результате воздействия на них окружающей среды.

Сущность процесса коррозии. Железо и его сплавы сильно подвергаются коррозии. Сущность этого процесса заключается в том, что атомы железа под воздействием кислорода, воды, ионов водорода постепенно окисляются. В общем виде процесс коррозии железа и его сплавов можно изобразить так:



Обычно окислителем является кислород:



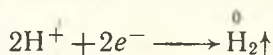


Так как в воздухе могут содержаться оксид углерода (IV), оксид серы (IV), то в результате их взаимодействия с водой получаются кислоты. При диссоциации последних образуются ионы водорода, которые тоже окисляют атомы металлов:



Опытным путем установлено, что металл быстрее окисляется ионами водорода, если он находится в контакте с другим менее активным металлом. Так, например, если поместить кусочек цинка в раствор серной кислоты, то сначала реакция протекает энергично, а затем постепенно замедляется. Однако если прикоснуться к кусочку цинка медной проволокой (рис. 42), то реакция заметно ускоряется. Возникает вопрос: почему реакция между цинком и серной кислотой постепенно замедляется, а при соприкосновении цинка с медью ускоряется? Этот процесс можно представить следующим образом.

В реакциях с кислотами атомы цинка окисляются ионами водорода в ионы цинка, которые переходят в раствор. В результате этого в кристаллической решетке цинка накапливается избыток электронов. По мере их накопления дальнейший переход ионов Zn^{2+} в раствор все более затрудняется, так как они все сильнее удерживаются избытком электронов в кристаллической решетке. Процесс взаимодействия цинка с серной кислотой замедляется. Медь в электрохимическом ряду напряжений металлов находится за водородом и с разбавленной серной кислотой не реагирует (положительно заряженные ионы меди не переходят в раствор). В кристаллической решетке меди (в отличие от цинка) свободные электроны не накапливаются. При соприкосновении этих двух металлов свободные электроны цинка переходят к меди и восстанавливают на ее поверхности ионы водорода:



Освободившись от избыточных электронов, цинк снова энергично посылает свои ионы в раствор, а появившиеся из-

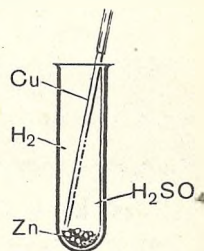
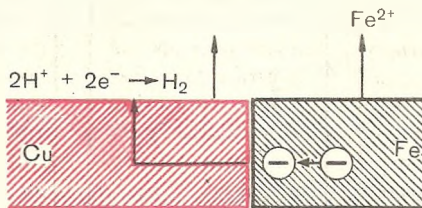


Рис. 42. В контакте с медью реакция цинка с серной кислотой ускоряется.

быточные электроны перемещаются к меди и т. д. Вот почему цинк в контакте с медью реагирует быстрее.

Рассмотренное явление характерно не только для цинка и меди, но и для любых двух различных металлов. При взаимном контакте в присутствии электролита один из металлов (находящийся в электрохимическом ряду напряжения левее) заряжается отрицательно, а другой — положительно. Если соединить эти металлы проводником через гальванометр, то последний покажет наличие тока (гальванический элемент). Более активный металл разрушается (рис. 43).

Рис. 43. При контакте двух металлов в присутствии электролита один из металлов заряжается отрицательно, а другой — положительно.



Аналогично происходит коррозия сплавов, которые обычно являются неоднородными. В присутствии электролитов (они всегда имеются в окружающей среде) одни участки поверхности сплава играют роль катода, а другие — анода.

Следовательно, коррозия обусловлена не только действием кислорода, воды или ионов водорода на сплавы металлов и металлы, но и электрохимическими процессами (переходом электронов), которые возникают из-за наличия контактов в сплавах между металлами и различными неоднородными включениями.

Изучение сущности процесса коррозии позволяет понять, почему ряд металлов (с. 113) назван электрохимическим рядом напряжения.

При прикосновении проводами от вольтметра к паре пластинок из различных металлов стрелка вольтметра отклоняется тем сильнее, чем дальше расположены друг от друга металлы в ряду активности, т. е. металлы, стоящие левее в этом ряду, обладают большим напряжением, чем металлы, находящиеся правее.

Методы борьбы с коррозией. Изучение сущности процессов коррозии помогает предвидеть методы борьбы с этим нежелательным явлением. Важнейшие из этих методов отражены на схеме 15.

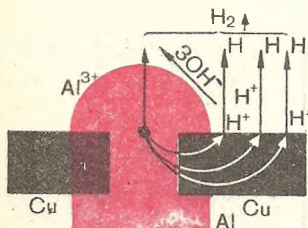


Рис. 44. Скрепление двух металлических деталей с помощью заклепки, изготовленной из более активного металла.

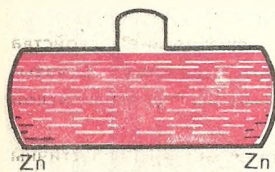
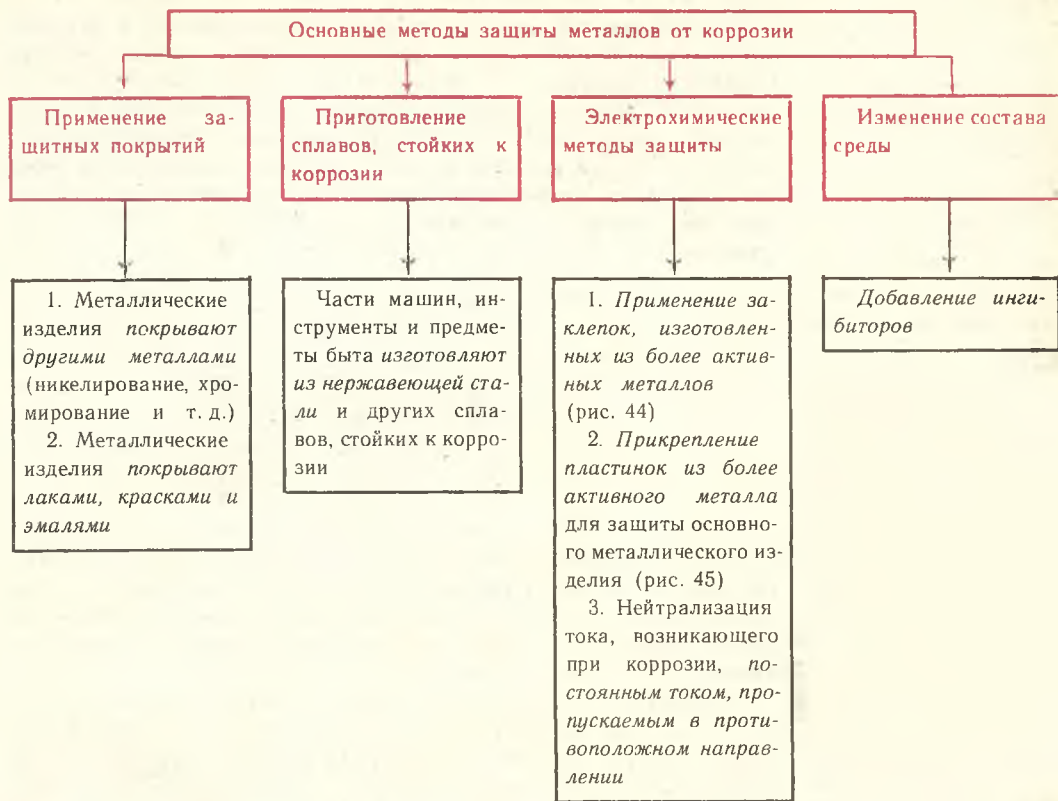


Рис. 45. К защищаемому от коррозии металлическому устройству прикрепляют пластинки более активного металла (например, цинка).

Ответьте на вопросы 15—19 (с. 120).



? 1. Как расположены металлы в периодической системе Д. И. Менделеева? Почему? Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов?

2. Какова сущность металлической связи?

3. Чем по строению и свойствам отличаются кристаллические решетки металлов от: а) ионных; б) атомных?

4. В виде каких соединений встречаются в природе металлы калий, магний, хром и цинк? Напишите химические формулы этих соединений. Как эти металлы можно получить в свободном виде? Приведите соответствующие уравнения реакций.

5. Какие вещества образуются в результате электролиза растворов веществ, формулы которых даны: а) HCl ; б) H_2SO_4 ; в) KNO_3 ; г) NaOH ?

6. Бром можно получить: а) действуя на раствор бромида калия хлорной водой; б) подвергая раствор бромида калия электролизу. Что общего в сущности этих процессов и чем они отличаются?

7. Каковы общие физические свойства металлов? Поясните эти свойства, основываясь на представлениях о металлической связи.

8. Почему некоторые металлы пластичны (например, медь), а другие — хрупкие (например, сурьма)?

9. На основе учения о строении атомов поясните, чем металлы по химическим свойствам отличаются от неметаллов.

10. Какой из металлов химически более активен: литий или натрий? Чем можно объяснить, что в электрохимическом ряду напряже-

ния металлов литий обычно располагают левее натрия?

11. Начертите в своих тетрадях нижеприведенную таблицу и в соответствующих графах напишите уравнения практически осуществимых реакций; укажите условия их протекания (см. схему).

Реагирующие вещества	Уравнения практически осуществимых реакций с металлами				
	Na	Ca	Zn	Cu	Ag
O ₂ H ₂ O Pb(NO ₃) ₂ в растворе HCl H ₂ SO ₄					

12. Изложите сущность процесса образования сплавов. Почему сплавы обычно тверже исходных металлов?

13. Почему в технике широко используют сплавы железа, а не чистое железо? Какие

1. При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличивалась на 8 г. Какой газ выделился и каковы его масса и объем (н. у.)?

2. При электролизе водного раствора нитрата серебра (I) выделилось 5,6 л газа. Сколько граммов металла отложилось на катоде?

3. При электролизе водного раствора хлорида калия образовалось 112 кг гидроксида калия. Какие газы выделились и каков их объем (н. у.)?

сплавы железа применяют на производстве и в быту?

14. Охарактеризуйте свойства и применение известных вам сплавов цветных металлов.

15. Сплав железа поместили в воду, содержащую: а) кислород; б) кислород и оксид углерода (IV). В каком случае коррозия сплава будет протекать интенсивнее и почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

16. К куску железа, находящемуся в растворе соляной кислоты, прикоснулись цинковой проволокой. Повлияет ли это на скорость и характер химической реакции железа с кислотой?

17. Из курса физики вам известны понятия «разность потенциалов», «напряжение». Поясните, почему ряд металлов, приведенный на с. 114, назван электрохимическим рядом напряжения металлов.

18. Требуется скрепить железные детали. Какими заклепками следует пользоваться — медными или цинковыми, чтобы замедлить коррозию деталей? Ответ обоснуйте.

19. Почему многие детали машин быстрее корродируют вблизи промышленных объектов?

4. В раствор, содержащий 16 г сульфата меди (II), поместили 4,8 г железных опилок. Какие вещества образовались и какова их масса?

5. Железную пластинку массой 5 г продолжительное время выдерживали в растворе, содержащем 1,6 г сульфата меди (II). Затем пластинку из раствора вынули, высушили и взвесили. Чему равна ее масса?

6. Какова масса оксидов свинца и олова, необходимая для получения 500 г припоя, состоящего из 34% олова и 66% свинца?

Лабораторные опыты

XIV. Рассмотрение образцов металлов. Рассмотрите выданные образцы металлов по внешнему виду. 1. Найдите по справочным таблицам их температуры плавления и твердость.

2. При помощи щипцов поместите в пламя

одинаковые кусочки свинца и олова и наблюдайте, как происходит плавление этих металлов. Для сравнения теплопроводности, например железа и меди, возьмите две одинаковые пластинки этих металлов. На одном конце обеих

пластинок поместите кусочек парафина. Затем одновременно противоположные концы этих пластинок поместите в пламя горелки.

Задания. 1. Исследуйте выданные вам образцы металлов и назовите их. 2. Расположите проверенные вами металлы по возрастанию твердости, температуре плавления и теплопроводности.

XV. Взаимодействие металлов с растворами солей. В одну пробирку влейте 2—3 мл раствора нитрата серебра (I), во вторую — 2—3 мл раст-

вора сульфата меди (II), а в третью — столько же раствора нитрата свинца (II). В первую пробирку положите тонкую медную проволоку, во вторую — стружки железа, а в третью — медные стружки.

Задания. 1. Какие вещества образуются в каждой пробирке? 2. Какая закономерность проявляется в этих процессах? 3. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Элементы главных подгрупп I—III групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

§ 47. Характеристика щелочных металлов

Положение щелочных металлов в периодической системе 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 периодической системы Д. И. Менделеева. Практически наиболее важные из них — натрий Na и калий K. Схемы строения их атомов даны в таблице 32.

Таблица 32. 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	${}_{+19}\text{K } 2e^-, 8e^-, 8e^-, 1e^-$	$\dots 3s^2 3p^6 3d^0 4s^1$



Строение атомов остальных щелочных металлов аналогично. Отличаются они лишь значением атомного радиуса. Среди щелочных металлов наименьший атомный радиус имеет литий Li. Его наружный *s*-электрон находится на втором энергетическом уровне. Наибольший атомный радиус у франция Fr. 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.

Ответьте на вопрос 1 (с. 126). Решите задачу 1 (с. 126).

Нахождение в природе. Из соединений щелочных металлов широко распространены в природе лишь соединения натрия и калия (табл. 33).

Таблица 33. Важнейшие природные соединения натрия и калия

Название минерала	Химическая формула	Важнейшие месторождения
Хлорид натрия	NaCl	Соляные озера Эльтон и Баскунчак, города Соликамск, Артемовск, Илецк и другие месторождения каменной соли (см. форзац II)
Сульфат натрия (мирабилит)	Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	Залив Кара-Богаз-Гол
Сильвинит Карналлит	NaCl·KCl KCl·MgCl·6H ₂ O	Соликамск, Солигорск и др. (см. форзац II)



Соли калия имеют очень большое значение в жизни растений (с. 76).

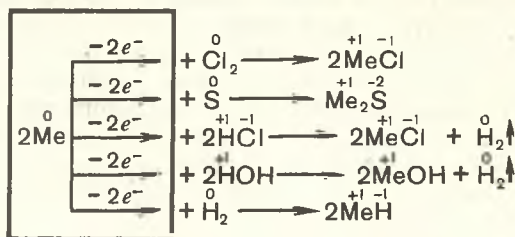
Соединения других щелочных металлов встречаются редко. Франций получен искусственно при ядерных реакциях.

Получение. Натрий и калий получают путем электролиза расплавленных хлоридов или гидроксидов (с. 107).

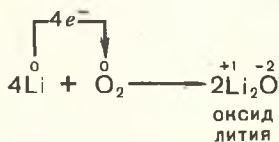
Физические свойства. Все щелочные металлы серебристо-белого цвета с незначительными оттенками, легкие, мягкие и легкоплавкие. Их твердость и температура плавления закономерно снижаются от лития к цезию.

Г. Дэви (1778—1829).
Английский ученый. В 1808 г. путем электролиза солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, амальгаму стронция и магния. Имеет ряд других научных работ.

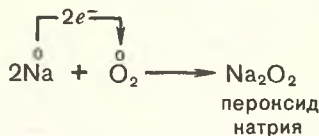
Химические свойства. Щелочные металлы являются сильными восстановителями. Они энергично реагируют со всеми неметаллами, включая водород. Рассмотрим схемы этих реакций (щелочной металл обозначен буквами Me):



В реакциях с кислородом при горении только литий образует оксид:



Остальные щелочные металлы образуют пероксиды, например:



Пероксиды являются солями пероксида водорода $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$. Степень окисления кислорода в пероксидах равна -1 ($\overset{+1}{\text{Na}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{Na}}$).

Для распознавания соединений натрия и калия можно использовать таблицу 3 (см. с. 13).

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

Применение. Натрий применяется 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).

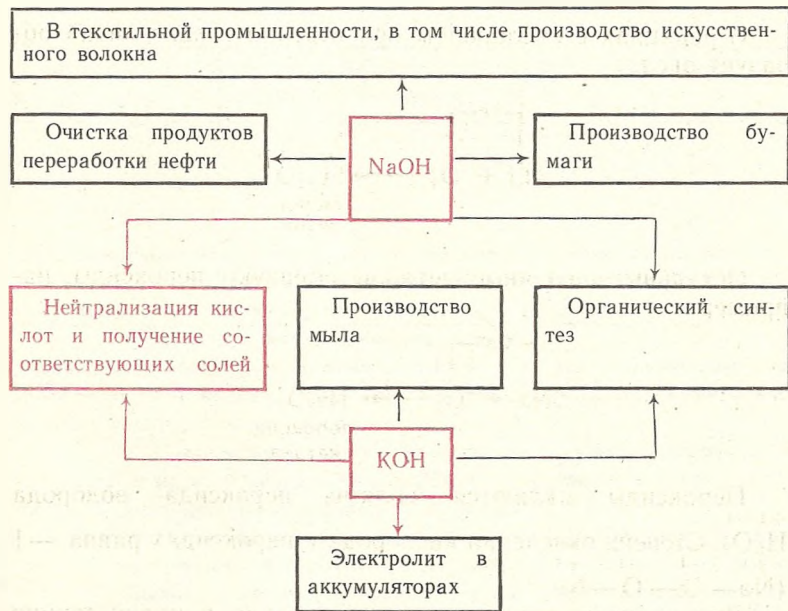
Щелочные металлы, особенно цезий, способны превращаться в положительно заряженные ионы даже под действием света. Это свойство используется в фотоэлементах — приборах, превращающих энергию света в электрическую, и для изготовления автоматически действующих аппаратов. При освещении с поверхности цезия откры-

ваются электроны, цепь замыкается и аппарат автоматически начинает действовать.

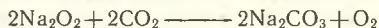
Ответьте на вопросы 2—9 (с. 126) и решите задачи 2—3 (с. 126—127).

Важнейшие соединения щелочных металлов, получаемые в промышленности. Гидроксиды. Общая формула гидроксидов ROH . Получаются они в результате электролиза водных растворов соответствующих хлоридов (см. § 41). Это белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, типичные щелочи. Особенно большое практическое значение имеют гидроксиды натрия и калия (схема 16).

Схема 16

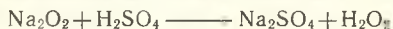


■ **Оксиды и пероксиды.** Общие формулы оксидов и пероксидов R_2O и R_2O_2 . Практическое значение имеет пероксид натрия. Его получают при сжигании металлического натрия. Пероксид натрия поглощает оксид углерода (IV):



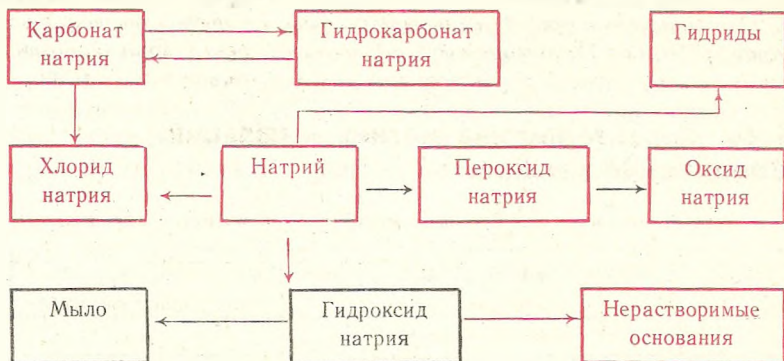
Это свойство используют в подводных лодках и в космических кораблях для регенерации воздуха.

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



▲ Генетическая связь между натрием и его важнейшими соединениями показана на схеме 17.

Схема 17



Ответьте на вопросы, выполните упражнения 10–12 и решите задачу 4.

1. Начертите схему строения атома рубидия Rb. Укажите сходство и отличие этого химического элемента от: а) натрия; б) цезия.

2. Покажите на карте важнейшие месторождения соединений натрия и калия (см. форзац II).

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

4. Почему все щелочные металлы являются сильными восстановителями?

5. Какие окислительно-восстановительные реакции протекают при получении металлического калия: а) электролизом расплавленного хлорида калия; б) электролизом расплавленного гидроксида калия? Почему для этой цели нельзя подвергать электролизу водные растворы этих веществ?

6. Атомы каких элементов являются более сильными восстановителями — щелочные ме-

таллы или водород? Составьте уравнения реакций, подтверждающих ответ.

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

8. Что общего и чем отличаются реакции щелочных металлов с водой и с кислотами? Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.

9. Объясните процессы, в результате которых из хлорида натрия получают: а) металлический натрий; б) гидроксид натрия; в) карбонат натрия. Составьте соответствующие схемы электролиза и уравнения реакций.

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

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

12. Приведите уравнения реакций, соответствующие схеме превращений (см. схему 17).

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 электролизе 250 г раствора, содер-

жащего 0,3 массовых долей, или 30%, хлорида натрия, выделилось 10 л водорода (н. у.). Сколько хлорида натрия разложилось в массовых долях, или процентах, и сколько граммов гидроксида натрия образовалось?

3. Какая соль и сколько ее получится, если через 100 мл раствора, содержащего 0,32 массовых долей, или 32%, гидроксида калия

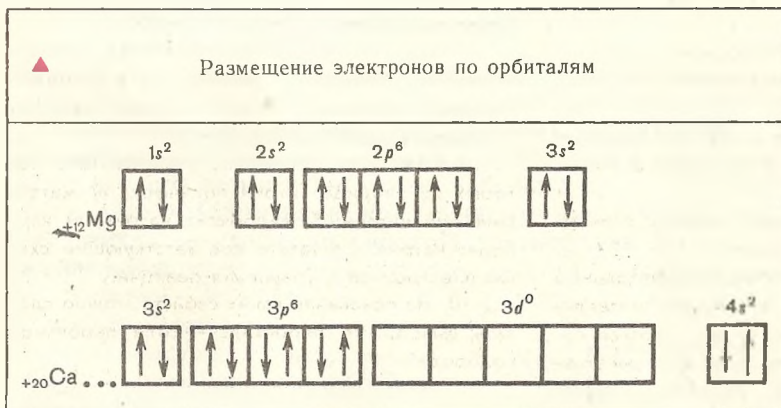
($\rho = 1,32 \text{ г/см}^3$), пропустили весь оксид углерода (IV), который образуется при сжигании 18 л метана (н. у.)?

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?

§ 48. Характеристика магния и кальция. Соединения кальция

Таблица 34. 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	$+_{20}\text{Ca } 2e^-, 8e^-, 8e^-, 2e^-$	$\dots 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2$



Положение магния и кальция в периодической системе и строение их атомов. Магний и кальций в периодической системе находятся в главной подгруппе II группы. Схемы строения их атомов даны в таблице 34.

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

Ответьте на вопросы 1—2 (с. 132).

§ 49. Кальций и его соединения

Нахождение в природе. Кальций обладает большой химической активностью, поэтому встречается в природе только в виде соединений (табл. 35).

Таблица 35. Важнейшие природные соединения кальция

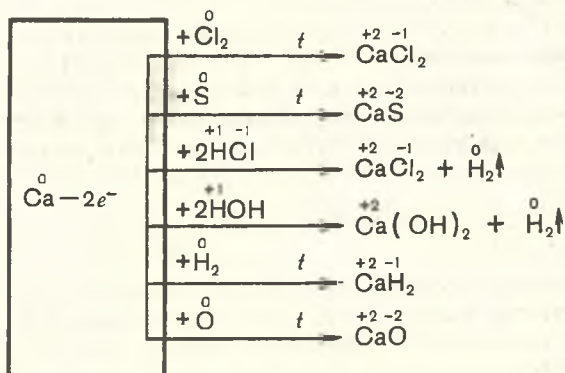
Название минерала	Химическая формула (основной составной части)	Важнейшие месторождения
Известняк, мрамор, мел	CaCO_3	Широко распространён
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Широко распространён
Фосфорит и апатит	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Апатиты — в Хибинах, фосфориты — в горах Каратау
Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$	Широко распространён

...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?

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°C .

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

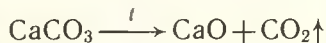


Соединения кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет. Как и щелочные металлы, металлический кальций обычно хранят под слоем керосина.

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.

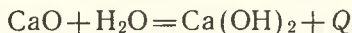
Ответьте на вопросы 3—7 (с. 132—133). Решите задачи 1—2 (с. 133).

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



Оксид кальция — тугоплавкое вещество белого цвета (плавится при температуре 2570 °С), обладает химическими свойствами, присущими основным оксидам активных металлов (I, табл. 11, с. 88).

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



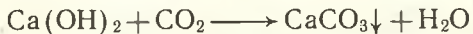
Оксид кальция является основной составной частью *негашеной извести*, а гидроксид кальция — *гашеной извести*.

Реакция оксида кальция с водой называется гашением извести.

Оксид кальция применяется в основном для получения гашеной извести.

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ имеет большое практическое значение. Он применяется в виде гашеной извести, известкового молока и известковой воды.

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

готовления смесей, необходимых в борьбе с болезнями растений, для побелки стволов деревьев.

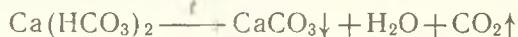
Известковая вода — прозрачный раствор гидроксида кальция, получаемый при фильтровании известкового молока. Используют ее в лаборатории для обнаружения оксида углерода (IV):



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

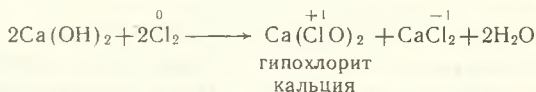


Если полученный прозрачный раствор гидрокарбоната кальция нагревают, то снова происходит помутнение:



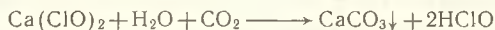
Подобные процессы протекают также и в природе. Если вода содержит растворенный оксид углерода (IV) и действует на известняк, то некоторая часть карбоната кальция превращается в растворимый гидрокарбонат кальция. На поверхности раствор согревается, и из него вновь выпадает карбонат кальция.

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

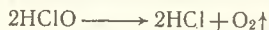


Действующей составной частью хлорной извести является гипохлорит кальция.

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



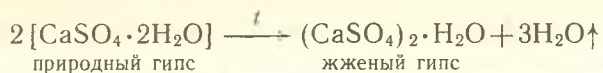
Образующаяся хлорноватистая кислота непрочная и легко разлагается:



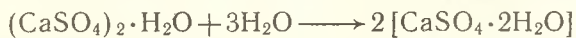
Это свойство хлорной извести широко используют для отбеливания, дезинфекции и дегазации.

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:

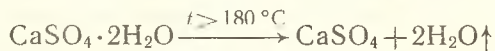


Если смешать порошок алебаstra с водой, то образуется полужидкая пластическая масса, которая быстро твердеет. Процесс затвердевания объясняется присоединением воды:



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 называли мертвым гипсом.

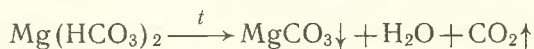
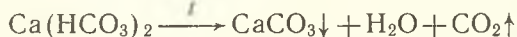
Ответьте на вопросы 8—12 (с. 133). Решите задачу 3 (с. 133).

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 охлаждающих систем образуется накипь. Накипь плохо проводит теплоту; поэтому возможен перегрев моторов, паровых котлов, кроме того, ускоряется их изнашивание.

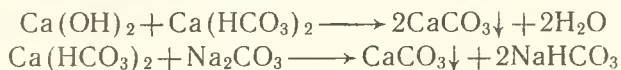
Какие же бывают виды жесткости?

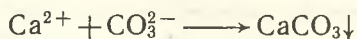
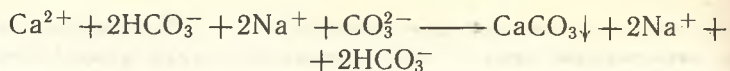
Карбонатная, или временная, жесткость обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния. Ее можно устранить следующими способами:

1) кипячением:

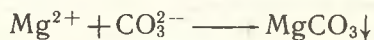
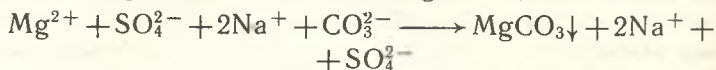
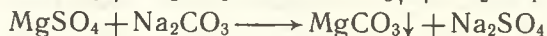
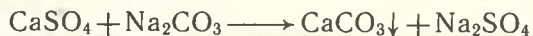


2) действием известкового молока или соды:





Некарбонатная, или постоянная, жесткость обусловлена присутствием сульфатов и хлоридов кальция и магния. Ее устраняют действием соды:



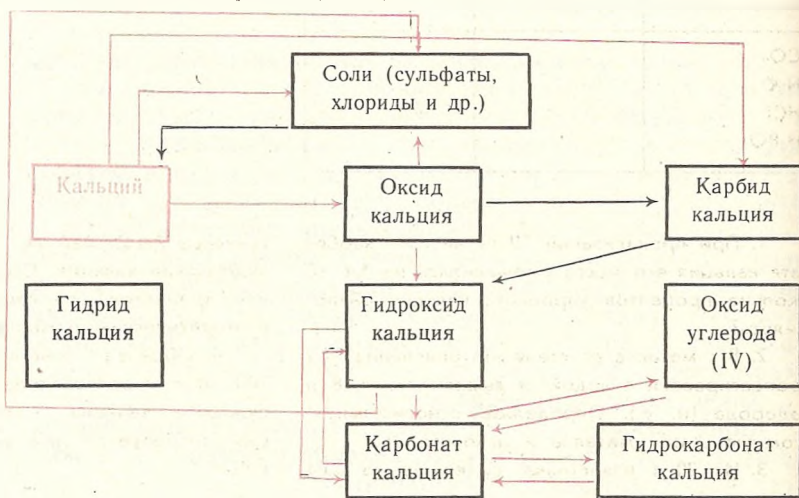
Карбонатная и некарбонатная жесткости в сумме составляют общую жесткость воды.

Ответьте на вопросы 12—14 (с. 133). Решите задачу 4 (с. 133).

▲ Генетическая связь между кальцием и его важнейшими соединениями показана на схеме 18.

Ответьте на вопрос 15 (с. 133).

Схема 18



? 1. На основе периодической системы и теории строения атомов поясните, какие свойства магния и кальция являются общими. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. В периодической системе калиций находится рядом с калием, однако его химические свойства более близки к свойствам натрия, ко-

торый 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. Как из карбоната кальция можно получить металлический кальций? Для химических превращений напишите соответствующие уравнения реакций.

6. Металлический кальций тверже лития, но мягче бериллия. Как это можно объяснить, основываясь на учении о строении 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 соответствующие уравнения реакций.

9. Начертите в своих тетрадях следующую таблицу и заполните ее уравнениями соответствующих реакций:

Реактив	Химические свойства	
	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 употреблять 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 18.

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.

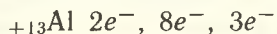
3. Из 20 т известняка, содержащего 0,04

массовых долей, или 4%, примеси, получили 12 т гидроксида кальция. Сколько массовых долей, или процентов, это составляет по сравнению с теоретическим выходом?

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?

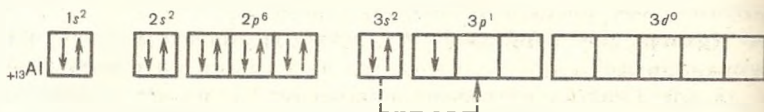
§ 50. Алюминий

Положение алюминия в периодической системе и строение его атома. Алюминий находится в главной подгруппе III группы. Схема расположения электронов по энергетическим уровням следующая:



Так как у атомов алюминия на внешнем уровне 3 электрона, то алюминий в соединениях проявляет степень окисления +3.

▲ К такому же выводу приходим, руководствуясь представлениями о характере движения электронов в атомах и расположении 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:



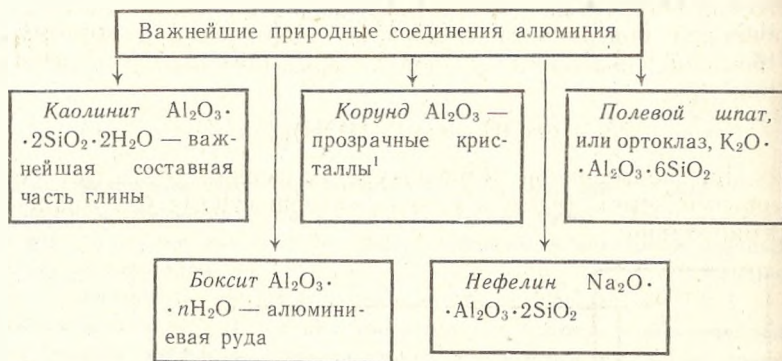
В результате получаются три неспаренных электрона.

Ответьте на вопрос 1 (с. 138).

♦ ...что галлий плавится при температуре чуть ниже 30°C , поэтому его можно расплавить теплом человеческой руки.

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 19.

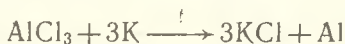
Схема 19



♦ ...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. Анализ повторили несколько раз. Результаты оказались те же.

¹ Окрашенные кристаллы Al_2O_3 красного цвета — *рубины*, синего цвета — *сапфиры*.

Получение. Немецкий химик Ф. Вёлер в 1827 г. получил алюминий при нагревании хлорида алюминия со щелочными металлами калием или натрием без доступа воздуха:

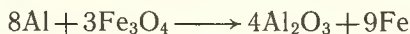


...что в 1854 г. стоимость 1 кг алюминия составляла 1200 рублей, т. е. в 270 раз дороже серебра, а в 1899 г. — 1 рубль. Подумайте, чем это можно объяснить.

Применение. Алюминий применяют для производства различных сплавов. Наибольшее распространение имеют *дюралюмины*, содержащие медь и магний, и *силумины* — сплавы алюминия с кремнием. Основные преимущества этих сплавов — легкость и высокая прочность. Упомянутые сплавы широко используют в авиа-, авто-, судо- и приборостроении, в ракетной технике и в строительстве. В виде чистого металла алюминий идет на изготовление электрических проводов и различной химической аппаратуры.

Алюминий используют также для *алитирования*, т. е. насыщения поверхностей стальных и чугунных изделий алюминием с целью защиты их от коррозии.

На практике часто используют *термит* (смесь оксида Fe_3O_4 с порошком алюминия). Если эту смесь поджечь (с помощью магниевой ленты), то происходит бурная реакция с выделением большого количества теплоты:

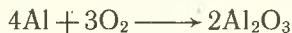


Этот процесс используют при так называемой термитной сварке, а также для получения некоторых металлов в свободном виде.

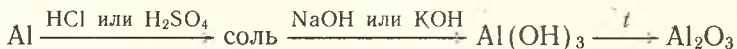
Ответьте на вопросы 2—6 (с. 138). Решите задачи 1—2 (с. 138).

Важнейшие соединения алюминия. *Оксид алюминия* Al_2O_3 можно получить следующими способами:

1. *Непосредственным сжиганием порошка металлического алюминия* (вдуванием порошка алюминия в пламя горелки):

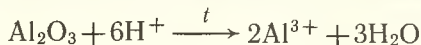
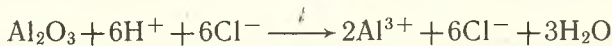


2. *Путем превращения по приведенной ниже схеме:*



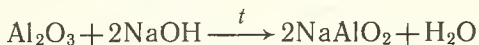
Оксид алюминия — твердое, тугоплавкое (температура плавления 2050°C) вещество белого цвета.

По химическим свойствам это амфотерный оксид (I, § 37). *Реагирует с кислотами*, проявляет свойства основных оксидов:

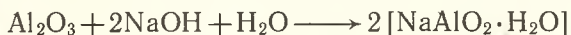


Оксид алюминия *реагирует со щелочами* и проявляет свойства кислотных оксидов. Причем при сплавлении обра-

зуются соли метаалюминиевой кислоты NaAlO_2 , т. е. метаалюминаты:

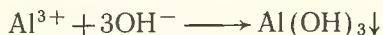
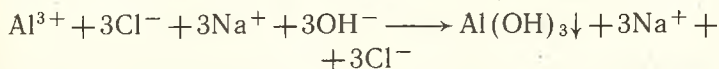
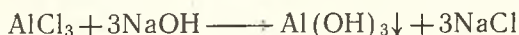


В присутствии воды реакция протекает иначе:



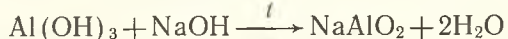
Это объясняется тем, что в водном растворе алюминат натрия NaAlO_2 присоединяет одну или две молекулы воды, что можно изобразить так: а) $\text{NaAlO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, или NaH_2AlO_3 ; б) $\text{NaAlO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, или $\text{NaAl}(\text{OH})_4$.

Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ получают при взаимодействии раствора щелочи с растворами солей алюминия (раствор щелочи нельзя брать в избытке):



Если белую желеобразную массу гидроксида алюминия выделить из раствора и высушить, то получается белое кристаллическое вещество, практически не растворяющееся в воде.

Гидроксид алюминия (как и его оксид) *обладает амфотерными свойствами*. Подобно всем основаниям гидроксид алюминия *реагирует с кислотами*. При сплавлении гидроксида алюминия *со щелочами* образуются метаалюминаты, а в водных растворах — гидраты метаалюминатов:

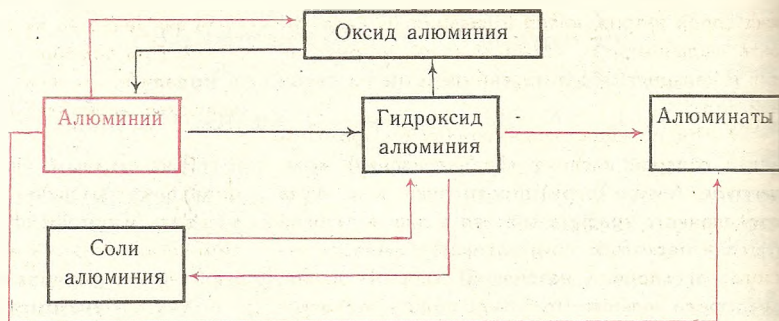


Соли алюминия получают в основном при взаимодействии металлического алюминия с кислотами.

По физическим свойствам это твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Химические свойства солей алюминия аналогичны свойствам других солей (I, с. 98—99). Так как соли алюминия образованы слабым основанием и сильной кислотой, то они в водных растворах подвергаются гидролизу (с. 18).

Ответьте на вопросы 7—10 (с. 138). Решите задачу 3 (с. 138).

▲ **Генетическая связь** между алюминием и его важнейшими соединениями показана на схеме 20.



Выполните упражнение 11.

? 1. Пользуясь периодической системой и на основе теории строения атомов поясните, как изменяются свойства элементов в ряду $\text{Na} \longrightarrow \text{Mg} \longrightarrow \text{Al}$.

2. Почему алюминий в природе встречается только в соединениях?

3. Охарактеризуйте важнейшие природные соединения алюминия.

4. Для получения алюминия 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. Составьте уравнение реакции, в которой

алюминий восстанавливает ионы меди в водном растворе. Покажите переход электронов и укажите окислитель.

7. Могут ли быть окислителями: а) атомы алюминия; б) ионы алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

8. Для получения хлорида алюминия можно воспользоваться реакциями обмена, замещения и соединения. Составьте уравнения этих реакций.

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 20.

• 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 про-

центный 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 алюминат натрия?

Лабораторные опыты

XVI. 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) проволоочки 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.

Задание. Как можно отличить соли натрия, калия и кальция от других солей?

XVII. 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. 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?

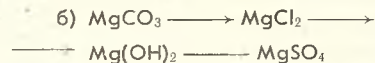
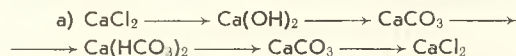
XVIII. Ознакомление с образцами алюминия и его сплавами. Рассмотрите выданные вам образцы алюминия и его сплавов. Проверьте твердость и пластичность выданных вам образцов.

Задание. 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 бария. Б. а) карбонат кальция; б) нитрат бария; в) сульфат натрия; г) хлорид калия. Опытным путем определите, в какой пробирке находится какое вещество. Пользуясь таблицей 3 (с. 13), напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

2. Прodelайте следующие превращения:

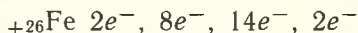


Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

§ 51. Положение железа в периодической системе химических элементов и строение его атома

...что на некоторых древних языках железо именуется «небесным камнем». Подумайте почему.

Железо находится в побочной подгруппе VIII группы. 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 незавершенный, то в реакциях, кроме двух электронов внешнего уровня, часто участвует также один электрон предпоследнего уровня. Тогда железо проявляет степень окисления +3.

§ 52. Нахождение железа в природе, его получение и свойства

...что в 1749 г. сибирским кузнецом недалеко от Енисея была найдена глыба самородного железа. Она прославилась на весь мир и была признана как первый бесспорный метеорит.

Нахождение в природе. По распространенности среди металлов железо занимает второе место после алюминия.

Состав, местонахождение и общая характеристика важнейших минералов железа даны в таблице 36.

Таблица 36. Важнейшие природные соединения железа

Название минерала	Химическая формула (основной составной части)	Важнейшие месторождения ¹
Магнетит	Fe_3O_4 ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$) (содержит до 72% Fe)	Южный Урал (Магнитогорск), Курская магнитная аномалия
Гематит	Fe_2O_3 (содержит до 65% Fe)	Криворожский район
Лимонит	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (содержит до 60% Fe)	Крым (керченские месторождения)
Пирит	FeS_2 (содержит примерно 47% Fe)	Урал

¹ См. карту на форзаце II.

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 (Железноводск). Из курса биологии вам известно, что железо имеет большое значение в живой природе. Оно является важной составной частью гемоглобина крови.

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 *алюминотермическим методом* (с. 136);

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°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 (с. 116). Химические свойства железа показаны в таблице 37.

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* (с. 146).

Ответьте на вопросы 1—5 (с. 143—144). Решите задачи 1—2 (с. 144).

Таблица 37. Химические свойства железа

Железо реагирует	
при комнатной температуре	при нагревании
<p>1. С кислородом во влажном воздухе образуется $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$</p> <p>2. С разбавленными кислотами HCl и H_2SO_4:</p> $\overset{0}{\text{Fe}} + 2\text{HCl} \longrightarrow \overset{0}{\text{Fe}}\text{Cl}_2 + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow$ $\overset{0}{\text{Fe}} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \overset{0}{\text{Fe}}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow$	<p>1. С кислородом:</p> $\overset{0}{3\text{Fe}} + \overset{0}{2\text{O}_2} \xrightarrow{t} \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \overset{+2-2}{\text{FeO}}$ <p>2. С хлором:</p> $\overset{0}{2\text{Fe}} + \overset{0}{3\text{Cl}_2} \xrightarrow{t} \overset{+3}{2\text{Fe}}\overset{-1}{\text{Cl}_3}$

Железо реагирует

при комнатной температуре	при нагревании
<p>3. С солями в водном растворе:</p> $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$ ${}^0\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu} \downarrow$	<p>3. С серой: $\overset{0}{\text{Fe}} + \overset{0}{\text{S}} \xrightarrow{t} \overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{S}}$</p> <p>4. С парами воды:</p> ${}^03\text{Fe} + {}^{+1}4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \overset{+2}{\text{FeO}} + {}^04\text{H}_2 \uparrow$ <p>5. С концентрированными кислотами H_2SO_4 и HNO_3 при нагревании:</p> ${}^02\text{Fe} + {}^{+6}6\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \overset{+3}{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} + {}^{+4}3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ ${}^0\text{Fe} + {}^{+5}4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t} \overset{+3}{\text{Fe}(\text{NO}_3)_3} + \overset{+2}{\text{NO}} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">(в закрытом сосуде)</p>

§ 53. 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:

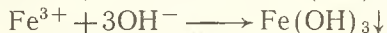
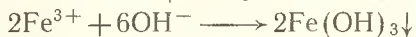
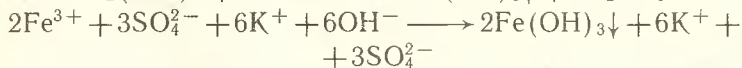
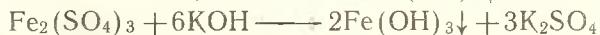
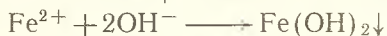
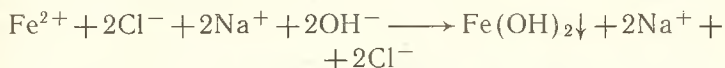
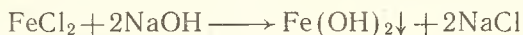
1. При сгорании железа в кислороде и в воздухе в основном образуется смешанный оксид железа Fe_3O_4 , поэтому оксиды железа (II) и (III) получают косвенным путем.

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).

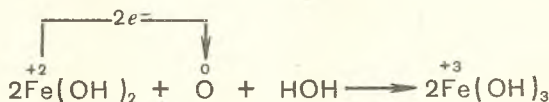
5. Качественной реакцией на двух- и трехзарядные ионы железа является их взаимодействие с гидроксид-ионами OH^- :



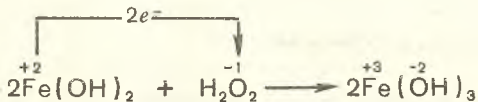
Осадки $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$ отличаются по цвету (см. табл. 3, с. 13).

6. Характерное свойство иона Fe^{2+} — способность его 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—10.

? 1. В каком виде железо встречается в природе? Покажите на карте важнейшие месторождения железных руд (см. форзац II).

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 образовываться 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 с: а) кислотами; б) солями; в) 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. Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

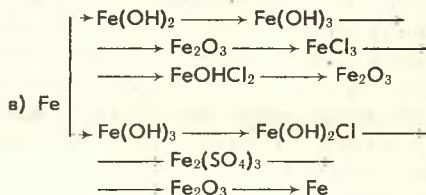
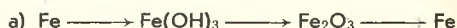
8. Охарактеризуйте общие и специфические свойства солей железа. Составьте уравнения реакций.

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 кото-

9. Как изменяются свойства соединений железа с повышением его степени окисления?

10. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



рого FeCO_3 , содержит 40% железа. Вычислите, сколько процентов FeCO_3 содержится в этом образце.

Практическая работа 7

Железо и его соединения

Сжигание железа в кислороде. К концу стальной проволоки прикрепите кусочек спички с головкой, зажгите его и опустите в склянку большого размера, наполненную кислородом (дно склянки должно быть покрыто песком).

Сжигание железа в хлоре. В железной ложечке сильно накалите порошок железа и всыпьте его в склянку, наполненную хлором (дно склянки должно быть покрыто песком).

Задания. 1. Какие вещества образуются при сгорании железа в: а) кислороде; б) хлоре? 2. Что в этих реакциях является окислителем и что восстановителем? 3. Напишите уравнения соответствующих реакций с указанием степеней окисления.

Взаимодействие железа с концентрированными кислотами. В две пробирки всыпьте немного железных стружек. В одну пробирку налейте немного концентрированной серной кислоты, а в другую — раствор, содержащий 50—60% азотной кислоты. Если реакция не начинается, то пробирки немного подогрейте.

Задания. 1. Какие вещества образуются при взаимодействии железа с: а) концентриро-

ванной серной кислотой; б) концентрированной азотной кислотой? 2. Напишите уравнения соответствующих реакций с указанием перехода электронов.

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 раствора соляной кислоты.

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 8

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 бария; в) сульфат натрия; г) сульфид натрия. Определите, в какой пробирке находится каждое из перечисленных веществ.

3. При помощи характерных реакций докажите, что выданное вам вещество — сульфат алюминия.

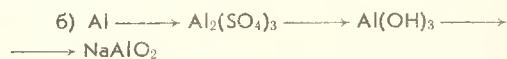
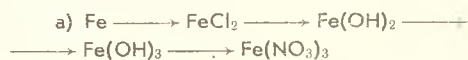
4. В одной пробирке дан раствор хлорида натрия, во второй — раствор хлорида бария, а

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. Прделайте опыты, при помощи которых можно устранить постоянную и временную жесткость.

7. Практически осуществите следующие превращения:



§ 54. 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* (удаление примесей 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 металлов. Важнейшими сплавами железа являются чугун и сталь.

Чугун — это сплав железа, содержащий более 1,7% углерода, а также кремний, марганец, небольшие количества серы и фосфора.

Сталь — это сплав железа, содержащий 0,1—2% углерода и небольшие количества кремния, марганца, фосфора и серы.

В XX в. широко стали применяться *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 (с. 116), 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.

§ 55. Основные способы промышленного получения металлов

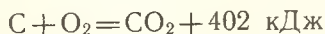
Основные способы получения металлов нами уже рассмотрены ранее (с. 104—105). Для их систематизации и наглядности эти способы показаны в таблице 38.

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 157). Решите задачи 1—3 (с. 157).

§ 56. Производство чугуна

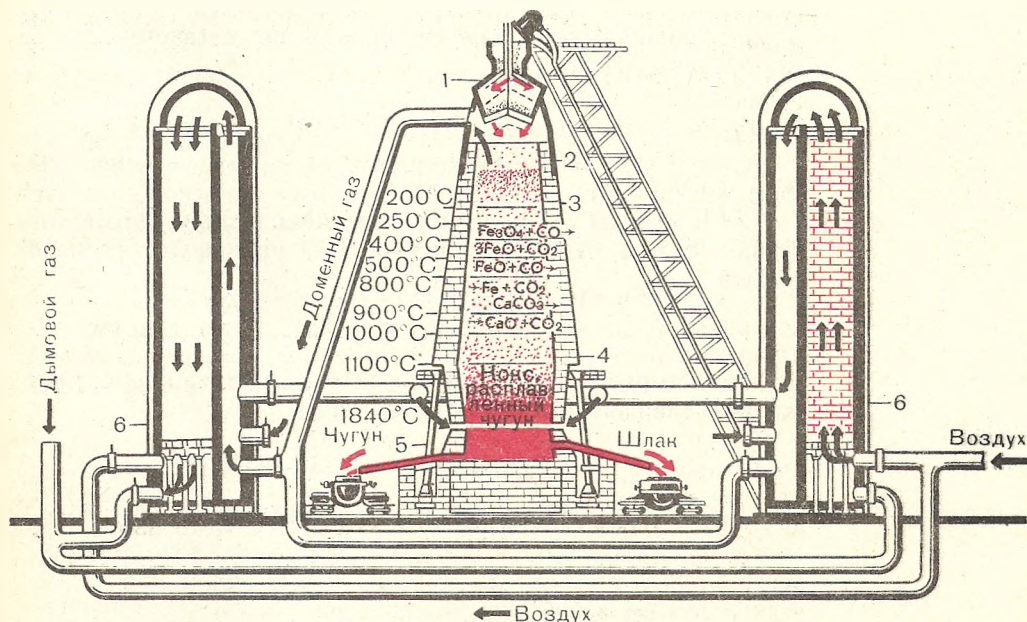
Чугун получают из железных руд в специальных печах, называемых доменными печами (рис. 47).

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:



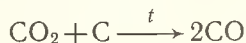
В результате этой экзотермической реакции температура

Рис. 47. Доменная печь: 1 — загрузочное устройство; 2 — колошник; 3 — шахта; 4 — распар; 5 — горн; 6 — регенератор.

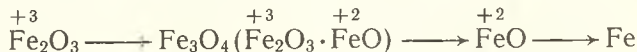


Восстановление металлов	
углем и оксидом углерода (II)	электрическим током (электролиз)
$\begin{array}{c} \text{---} 2e \text{---} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \overset{+2}{\text{ZnO}} + \overset{0}{\text{C}} \longrightarrow \overset{0}{\text{Zn}} + \overset{+2}{\text{CO}} \uparrow \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{---} 6e \text{---} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} + \overset{+2}{3\text{CO}} \longrightarrow 2\overset{0}{\text{Fe}} + 3\overset{+4}{\text{CO}_2} \end{array}$	$\text{NiSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{HON} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">у анода:</p> $\text{OH}^- - e^- \longrightarrow \text{OH}^0$ $4\text{OH}^0 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">у катода:</p> $\text{Ni}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{\text{Ni}}$

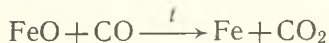
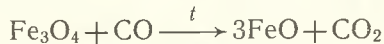
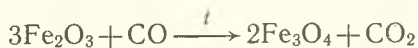
достигает 1850 °С. Образующийся оксид углерода (IV), поднимаясь, соприкасается с раскаленным углем и реагирует с ним, подобно тому как это происходит в газогенераторе (с. 84, рис. 34):



Оксид углерода (II) является основным восстановителем железа из его оксидов, хотя в этом процессе участвует также и твердый углерод, содержащийся в коксе. Восстановление железа оксидом углерода (II) происходит последовательно:

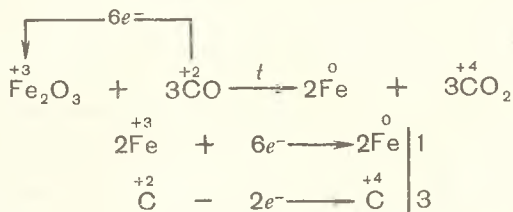


Если сырьем является красный железняк, то процесс восстановления железа происходит так:

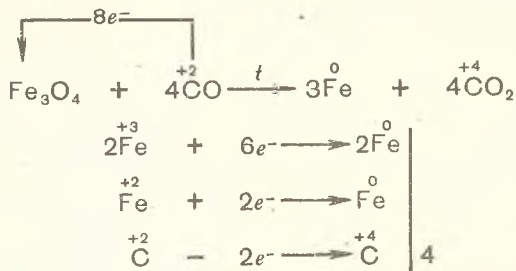


Суммарно уравнение можно записать так:

алюминием (алюминотермия)	водородом
$ \begin{array}{c} \text{---} 12e^- \text{---} \\ \downarrow \qquad \downarrow \\ \overset{0}{4\text{Al}} + \overset{+4}{3\text{MnO}_2} \longrightarrow \overset{+3}{2\text{Al}_2\text{O}_3} + \overset{0}{3\text{Mn}} \end{array} $	$ \begin{array}{c} \text{---} 6e^- \text{---} \\ \downarrow \qquad \downarrow \\ \overset{+6}{\text{WO}_2} + \overset{0}{3\text{H}_2} \longrightarrow \overset{0}{\text{W}} + \overset{+1}{3\text{H}_2\text{O}} \\ \\ \text{---} 2e^- \text{---} \\ \downarrow \qquad \downarrow \\ \overset{+2}{\text{COO}} + \overset{0}{\text{H}_2} \longrightarrow \overset{0}{\text{CO}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \end{array} $

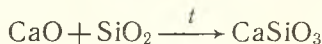
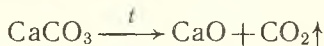


Восстановление железа из магнитного железняка можно выразить следующим суммарным уравнением:



Частично восстанавливаются также из оксидов марганец, кремний, фосфор и сера. Восстановленное железо в жидком состоянии растворяет эти вещества, и образуется жидкий чугу́н.

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.

...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 оставлю! Я тебя буду понимать!»

Устройство и работа доменной печи. Доменная печь имеет форму двух усеченных конусов, соединенных основаниями (рис. 47). 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 нижнее — 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 (рис. 47). 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* (рис. 47), где они сгорают. Как только стенки регенератора нагреваются 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.

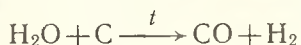
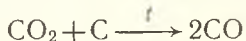
Условия, ускоряющие химические реакции в доменной печи. Производительность доменной печи зависит не только от ее размера, но и от скорости протекания в ней хими-

ческих процессов. Поэтому вспомним основные факторы, увеличивающие скорость химических реакций (с. 34).

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 плавильные материалы (принцип противотока).

Ответьте на вопросы 5—10 (с. 157). Решите задачи 4—5 (с. 157).

§ 57. Производство стали

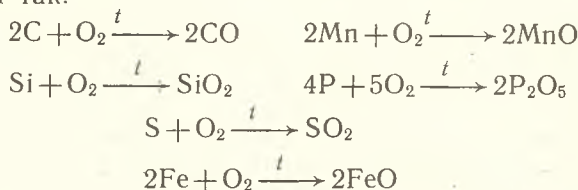
Сталь получают из чугуна и железного лома. Частично для этой цели используют также железную руду.

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 обра-

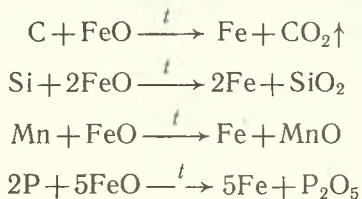
...что сталь умели из-готавливать в Древнем Египте. Доказательством служит стальное долото, которое было найдено в пирамиде Хуфу, построенной за 2900 лет до нашего летоисчисления. Хотя сталь умели получать некоторые мастера в древности, но научное обоснование получения стали было впервые опубликовано в 1841 г. русским металлургом П. П. Аносовым. Его труды были сразу же переведены на немецкий и французский языки.

ботке 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, который понижает ее механические свойства. Поэтому для окисления примесей в последнее время применяется кислород. В результате ускоряется процесс окисления примесей (увеличивается концентрация реагирующих веществ, повышается температура) и удастся получить более качественную сталь, не содержащую растворенного азота.

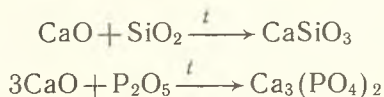
Основные реакции, протекающие при производстве стали. Процесс окисления примесей, содержащихся в чугуне, довольно сложный. Объясняется это тем, что при соприкосновении кислорода с жидким чугуном окисляются не только примеси, но и железо. Вначале реакции окисления протекают так:



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:

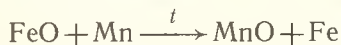


Для удаления оксидов кремния и фосфора к перерабатываемому чугуну добавляют известь:

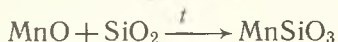


Образовавшиеся силикат и ортофосфат кальция — легкоплавкие вещества, они в виде шлака всплывают на поверхность расплавленной стали.

После окончания окислительных реакций обычно в стали еще остается некоторое количество оксида железа (II), который ухудшает 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):

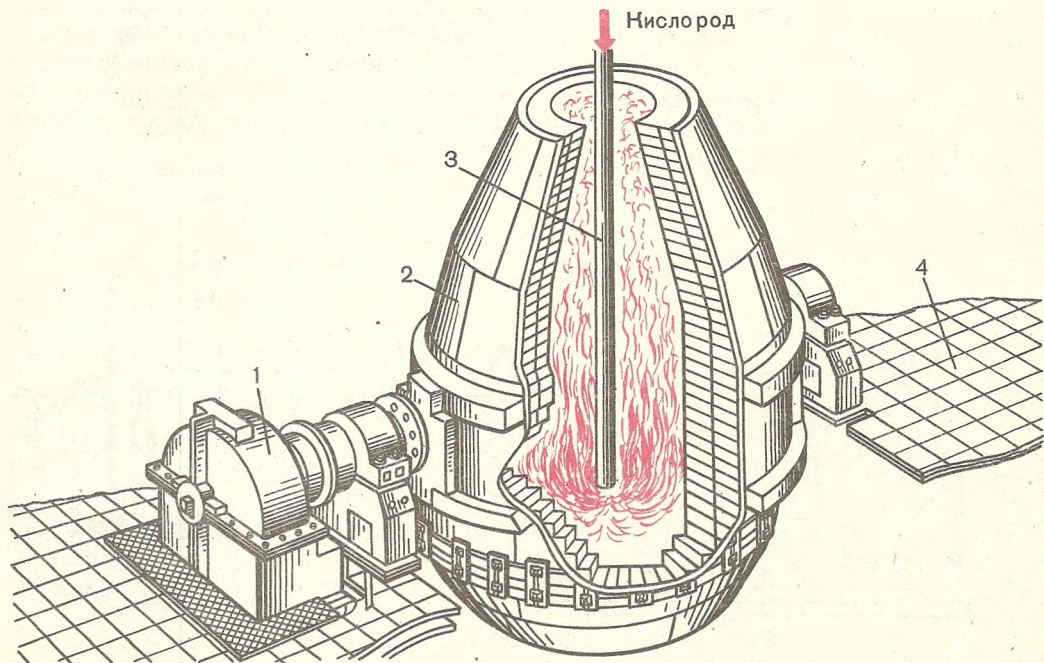


Силикат марганца (II) удаляется в виде шлака.

Существует несколько способов переработки чугуна в сталь. Все они основываются на рассмотренных выше окислительно-восстановительных реакциях.

Кислородно-конверторный способ. Основоположителем конверторного способа получения стали является английский ученый Г. Бессемер (1813—1898). При переработке чугуна в сталь по этому методу процесс окисления примесей осуществляется в больших металлических сосудах грушевидной формы, так называемых конверторах (рис. 48). Кислородный конвертор выложен изнутри огнеупорной кладкой. Через горловину в него заливают расплавленный чугун, за-

Рис. 48. Конвертор: 1 — механизм опрокидывающего устройства; 2 — конвертор; 3 — фурма; 4 — площадка для заливки чугуна.



гружают 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°C) 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 осуществляется в печи, которая состоит из двух основных частей: *ванны*, где происходит окисление примесей, и *регенераторов* (рис. 49). Ванна выложена огнеупорным кирпичом и перекрыта сверху 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 — нагретые газы, образовавшиеся в результате сжигания топлива. Нагретые регенераторы отдают свою теплоту газу и воздуху, поступающим в печь для сжигания, и т. д. Темпе-

Рис. 49. Мартеновская печь.

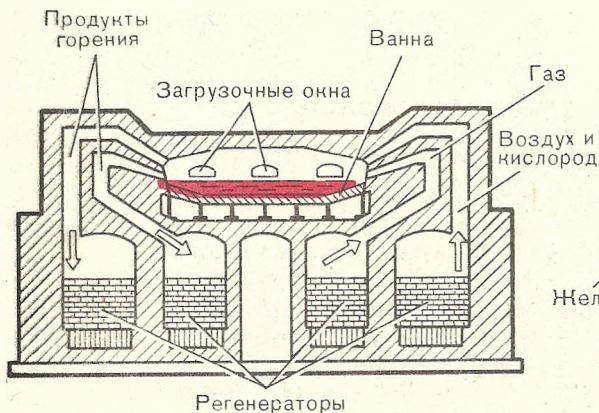
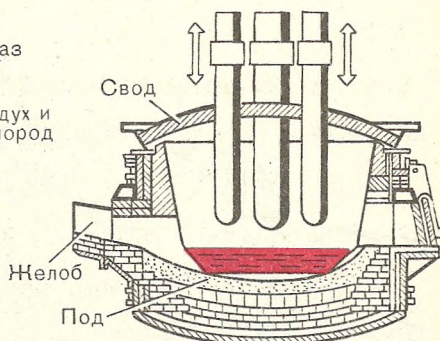


Рис. 50. Получение стали в электропечах.



ратура 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.

Производство стали в электропечах. В электропечах необходимая температура (около 2000°С) достигается с помощью *дугового метода* (рис. 50). При помощи этого способа удается поддерживать очень высокую температуру. Это позволяет получать высококачественные легированные 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 (блумингах)*.

Перспективным, по мнению ученых, является пока лабораторный метод получения стали из руд при очень высоких температурах в *плазменном состоянии*. При этом не требуются ни домы, ни конверторы, ни электропечи, но препятствием для внедрения этого метода является огромный расход энергии.

Ответьте на вопросы 11—13 (с. 157). Решите задачу 6 (с. 157).

§ 58. 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. необходимо стремиться к созданию безотходного производства. 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 улавливается и используется для производства серной кислоты. В результате этого не допускается загрязнение окружающей среды, и хозяйство страны получает дополнительную прибыль. Так, например, если при получении 1 т меди улавливается оксид серы (IV) SO_2 , можно получить примерно 10 т серной кислоты.

Ученые и конструкторы работают над воплощением уже в этом столетии идеи использования в двигателях экологически чистого топлива — водорода — вместо нефтепродуктов.

Вам также известно, что одним из основных видов сырья для производства серной кислоты является пирит (серный колчедан, см. с. 38). Пирит, кроме серы, содержит примеси соединений меди, цинка, свинца, никеля, кобальта, висмута и других металлов, включая золото и серебро. При организации безотходного производства удастся выделить эти металлы, а образующийся шлак использовать для производства разных видов цемента.

Ответьте на вопрос 14 (с. 157).

§ 59. Профессии работников металлургических производств

Основными профессиями доменного производства являются *мастер-плавильщик* и *горновой*. Труд мастера-плавильщика весьма ответственный. Чтобы получить чугун высокого качества, надо не только понимать, что происходит внутри доменной печи, но и уметь управлять этим процессом. С помощью десятков приборов и по внешним признакам (наблюдение через «глазки»), а также по результатам анализов проб чугуна и шлака мастер-плавильщик контролирует ход технологического режима в доменной печи, определяет состав и качество получаемого чугуна. Он устанавливает состав шихты, давление подаваемого в доменную печь воздуха и контролирует температуру внутри доменной печи. Главное в его работе — уметь быстро найти отклонения от нормального течения процесса в доменной печи и принять нужное решение.

Горновые доменной печи обеспечивают своевременный выпуск чугуна и шлака из печи через чугунную и шлаковую летки. Горновые обязаны следить за состоянием фурм и холодильных устройств. Работа горновых требует знаний технологии. От их работы во многом зависит производительность доменной печи.

В производстве стали ведущей является профессия *сталевара*. Процессы, происходящие при производстве стали, протекают в закрытых печах. Об этих процессах сталевар может судить по внешним признакам проб металла: тон-

чайшим оттенкам цвета, яркости и текучести, а также по показателям контрольно-измерительных приборов и данных экспресс-анализов. По этим данным сталевар должен в нужное время ввести в печь необходимые дозы добавок ферросплавов, известняка, углерода и др. Основная обязанность сталевара — получить сталь с заданными качествами и в возможно более короткий срок.

Ответьте на вопрос 15.

? 1. Что такое металлургия и каково ее значение в хозяйстве страны?

2. Чем отличается чугу́н от стали по составу и свойствам?

3. Охарактеризуйте важнейшие промышленные способы получения металлов. Составьте уравнения соответствующих реакций, покажите переход электронов и подчеркните одной чертой окислитель, двумя — восстановитель.

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?

7. Какие общие принципы химических производств соблюдаются в доменном процессе? Сравните доменный процесс с производством серной кислоты (с. 37—42). Можно ли считать доменный процесс непрерывным и почему?

• 1. Железная руда содержит 0,9 массовых долей, или 90%, Fe_2O_3 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) потребуется (н. у.), чтобы восстановить железо, содержащееся в 960 т Fe_2O_3 ?

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 (с. 34) и как они соблюдаются 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. Что общего и чем отличается действие регенераторов в доменном и мартеновском процессах?

14. На конкретных примерах поясните принцип организации безотходных производств.

15. Расскажите о тенденциях в развитии металлургических производств и их значении в хозяйстве страны.

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?

Типы расчетных задач

I. Вывод химических формул

1. Нахождение химической формулы вещества по массовым долям элементов

Задача. Элементный состав вещества следующий: массовая доля элемента железа 0,7241 (или 72,41%), массовая доля кислорода 0,2759 (или 27,59%). Выведите химическую формулу.

Решение. 1) Находим отношение числа атомов:

$$\text{Fe}:\text{O} = 72,41/56 = 27,59/16 \approx 1,29:1,72$$

2) Меньшее число принимаем за единицу и находим следующее отношение:

$$\text{Fe}:\text{O} \approx 1:1,33$$

3) Так как должно быть целое число атомов, то это отношение приводим к целым числам:

$$\text{Fe}:\text{O} = 3:3,99 \approx 3:4$$

Ответ. Химическая формула данного вещества Fe_3O_4 .

2. Нахождение химической формулы по отношению масс элементов, входящих в состав данного вещества

Задача. Найдите химическую формулу вещества, в состав которого входит 9 мас. ч. алюминия и 8 мас. ч. кислорода.

Решение. Находим отношение числа атомов:

$$\text{Al}:\text{O} = 9/27:8/16 = 0,33:0,5 = 0,99:1,5 \approx 2:3$$

Ответ. Химическая формула данного вещества Al_2O_3 .

3. Нахождение химической формулы вещества по массовым долям элементов, если указана плотность или относительная плотность данного вещества в газообразном состоянии

Задача 1. Экспериментально установлено, это элементный состав газообразного вещества следующий: массовая доля углерода 0,8571 (или 85,71%), массовая доля водорода 0,1429 (или 14,29%). Масса 1 л этого газа при нормальных условиях составляет 1,25 г. Найдите химическую формулу данного вещества.

Решение. 1) Находим отношение числа атомов элементов:

$$\text{C}:\text{H} = 85,71/12:14,29/1 = 7,14:14,29 \approx 1:2$$

Следовательно, простейшая формула этого газа CH_2 .

2) Находим молярную массу по простейшей формуле: $M(\text{CH}_2) = 12 + 2 = 14$ г/моль. Однако отношению чисел атомов 1:2 соответствуют много формул, например C_2H_4 , C_3H_6 и т. д.

3) Чтобы выяснить, какая из этих формул соответствует данному газу, находим молярную массу по плотности:

$$M = V \cdot \rho = 22,4 \cdot 1,25 = 28;$$

$$M = 28 \text{ г/моль}$$

Так как близкая по численному значению молярная масса, равная 28 г, соответствует лишь формуле C_2H_4 , то она является истинной формулой этого вещества.

О т в е т. Химическая формула исследуемого вещества C_2H_4 (этилен).

Задача 2. При сгорании 2,3 г вещества образуется 4,4 г оксида углерода (IV) и 2,7 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,59. Определите молекулярную формулу данного вещества.

Р е ш е н и е. Так как при сгорании данного вещества образуются оксид углерода (IV) и вода, то из этого следует, что в состав данного вещества входят углерод и водород.

1) Находим массу углерода:

$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль};$$

44 г CO_2 содержат 12 г С

4,4 г CO_2 » x_1

$$44:4,4 = 12:x_1; x_1 = \frac{4,4 \cdot 12}{44} = 1,2; x_1 = 1,2 \text{ г С}$$

2) Находим массу водорода:

$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль};$

18 г H_2O содержат 2 г Н

2,7 г H_2O » x_2

$$18:2,7 = 2:x_2; x_2 = \frac{2,7 \cdot 2}{18} = 0,3; x_2 = 0,3 \text{ г Н}$$

3) Если в исследуемом веществе содержится кислород, то его находят по разности массы вещества и суммы масс углерода и водорода:

$$m(C) + m(H) = 1,2 \text{ г} + 0,3 \text{ г} = 1,5 \text{ г};$$

$$m(O) = 2,3 \text{ г} - 1,5 \text{ г} = 0,8 \text{ г}$$

4) Находим отношение числа атомов элементов:

$$C:H:O = 1,2/12:0,3/1:0,8/16 = 0,1:0,3:0,05 = 2:6:1$$

Следовательно, простейшая формула этого вещества C_2H_6O .

5) Находим молярную массу исследуемого вещества по простейшей формуле и по относительной плотности его паров по воздуху:

$$M(C_2H_6O) = 46 \text{ г/моль};$$

$$M = 29 \cdot D_{\text{возд}} = 29 \cdot 1,59 = 46,11; M = 46,11 \text{ г/моль}$$

В данном случае простейшая формула C_2H_6O является истинной.

О т в е т. Химическая формула вещества C_2H_6O .

II. Расчеты по химическим формулам

1. Нахождение отношения масс элементов по химической формуле сложного вещества

Задача. Найдите отношение масс элементов в гидроксиде кальция.

Решение. 1) Находим молярную массу гидроксида кальция:

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40 + (16 + 1) \cdot 2 = 74; M = 74 \text{ г/моль}$$

2) Находим отношение масс кальция, кислорода и водорода:

$$\text{Ca}:\text{O}:\text{H} = 40:32:2 = 20:16:1$$

Ответ: отношение масс кальция, кислорода и водорода в гидроксиде кальция равно 20:16:1.

2. Нахождение содержания массовых долей элементов в сложном веществе

Задача. Вычислите массовые доли элементов в гидроксиде натрия.

Решение. 1) Находим молярную массу гидроксида натрия:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем массовую долю натрия:

$$W(\text{Na}) = 23/40 = 0,575 \text{ мас. д., или } 57,5\%$$

3) Вычисляем массовую долю кислорода:

$$W(\text{O}) = 16/40 = 0,4 \text{ мас. д., или } 40\%$$

4) Вычисляем массовую долю водорода:

$$W(\text{H}) = 1/40 = 0,025 \text{ мас. д., или } 2,5\%$$

5) Проверяем правильность вычисления:

$$0,575 + 0,4 + 0,025 = 1,00 \text{ (в мас. д.);}$$

$$57,5 + 40 + 2,5 = 100 \text{ (в \%)}$$

Ответ. Элементный состав NaOH следующий: массовая доля натрия 0,575 (или 57,5%), массовая доля кислорода 0,4 (или 40%) и массовая доля водорода 0,025 (или 2,5%).

Примечание. Содержание водорода можно также вычислить по разности:

$$W(\text{Na}) + W(\text{O}) = 0,575 + 0,4 = 0,975;$$

$$W(\text{H}) = 1,0 - 0,975 = 0,025;$$

$$W\%(\text{Na}) + W\%(\text{O}) = 57,5 + 40 = 97,5;$$

$$W\%(\text{H}) = 100 - 97,5 = 2,5$$

3. Нахождение массы элемента по известной массе сложного вещества

Задача. Вычислите, сколько алюминия содержат 408 т оксида алюминия.

Решение. 1) Находим молярную массу оксида алюминия:

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем массу алюминия, содержащуюся в 408 т оксида алюминия:

102 т Al_2O_3 содержат 54 т Al

408 т Al_2O_3 » x

$$102:408=54:x; x=\frac{408 \cdot 54}{102}=216; x=216 \text{ т Al}$$

(Здесь и далее вычисление ведется в тех единицах массы, которые указаны в условиях задач.)

Вычисление можно производить и так:

$$\frac{m(\text{Al})}{m(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{2M(\text{Al})}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)}$$

$$m(\text{Al}) = m(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot \frac{2M(\text{Al})}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 408 \cdot \frac{2 \cdot 27}{102} \approx 216;$$

$$m(\text{Al}) = 216 \text{ т}$$

Ответ. 408 т Al_2O_3 содержат 216 т Al.

Примечание. Если в условии задачи дано вещество с примесью, тогда предварительно вычисляют массу чистого вещества, содержащуюся в смеси. Затем поступают, как указано выше.

4. Нахождение массы сложного вещества по заданной массе элемента

Задача. В какой массе оксида меди (II) содержится 3,2 т. меди?

Решение. 1) Находим молярную массу оксида меди (II):

$$M(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80; M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем массу оксида меди (II):

64 т Cu содержится в 80 т CuO

3,2 т Cu » в x

$$64:3,2=80:x; x=\frac{3,2 \cdot 80}{64}=4; x=4 \text{ т CuO}$$

Ответ. 3,2 т Cu содержится в 4 т CuO.

III. Расчеты с использованием понятия «моль»

1. Вычисление количества вещества, соответствующего определенной массе вещества

Задача 1. Дано 32 г меди. Вычислите количество меди.

Решение. Пользуясь формулой $\nu = \frac{m}{M}$, где ν — количество вещества, m — масса вещества, M — молярная масса данного вещества, находим количество вещества меди:

$$\nu = m/M = 32/64 = 0,5; \nu(\text{Cu}) = 0,5 \text{ моль}$$

Можно рассуждать и так:

64 г меди составляют 1 моль

32 г меди » x

$$64:32 = 1:x; x = \frac{32 \cdot 1}{64} = 0,5; x = 0,5 \text{ моль Cu}$$

Ответ. 32 г меди составляют 0,5 моль.

Задача 2. Какое количество вещества составляют 66 г оксида углерода (IV)?

Решение. 1) Находим молярную массу оксида углерода (IV):

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем количество вещества оксида углерода (IV):

$$\nu = m/M = 64/44 = 1,5; \nu(\text{CO}_2) = 1,5 \text{ моль}$$

Ответ. 66 г оксида углерода (IV) составляют 1,5 моль.

2. Вычисление массы вещества по известному числу молей вещества

Задача 1. Дано 0,25 моль серы. Вычислите массу серы.

Решение.

$$\nu = m/M; m = \nu \cdot M = 0,25 \cdot 32 = 8; m(\text{S}) = 8 \text{ г}$$

Ответ. 0,25 моль серы соответствуют 8 г серы.

Задача 2. Дано 2 моль серной кислоты. Вычислите массу серной кислоты.

Решение. 1) Вычисляем молярную массу серной кислоты:

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

2) Определяем массу серной кислоты:

$$\nu = m/M; m = \nu \cdot M = 2 \cdot 98 = 196; m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}$$

Ответ. 2 моль серной кислоты соответствуют 196 г серной кислоты.

3. Вычисление числа атомов и молекул, содержащихся в определенной массе вещества

Задача 1. Сколько атомов содержится в 20 г кальция?

Решение. 1) Вычисляем количество вещества, соответствующее 20 г кальция:

$$\nu = m/M = 20/40 = 0,5; \nu(\text{Ca}) = 0,5 \text{ моль}$$

2) Вычисляем число атомов кальция:

1 моль содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов

0,5 моль » x атомов

$$1:0,5 = 6,02 \cdot 10^{23}:x; x = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}; x = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$$

Ответ. В 20 г кальция содержится $3,01 \cdot 10^{23}$ атомов.

Задача 2. Сколько молекул содержится в 36 г воды?

Решение. 1) Определяем молярную массу воды:

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

2) Находим количество вещества воды:

$$v = m/M = 36/18 = 2; \nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ моль}$$

3) Определяем число молекул воды:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} \text{ содержит } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \\ 2 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} \quad \gg \quad \quad \quad x \end{array}$$
$$1:2 = 6,02 \cdot 10^{23}:x; \quad x = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{24};$$
$$x = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ молекул } \text{H}_2\text{O}$$

О т в е т. В воде массой 36 г содержится $1,204 \cdot 10^{24}$ молекул.

IV. Расчеты, связанные с использованием плотностей, относительных плотностей и молярного объема газов

1. Нахождение плотности и относительной плотности газа по химической формуле данного газа

Задача. Вычислите плотность и относительные плотности оксида углерода (IV) по водороду, метану и воздуху (плотность обозначается буквой ρ , а относительная плотность буквой D (1, с. 139).

Решение. 1) Вычисляем молярные массы газов:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; \quad M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{возд}} = 29 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем плотности оксида углерода (IV):

$$\begin{array}{l} \rho = 44/22,4 = 1,96; \quad \rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/л}; \\ D(\text{CH}_4) = 44/16 = 2,75; \quad D(\text{H}_2) = 44/2 = 22; \\ D_{\text{возд}} = 44/29 = 1,52 \end{array}$$

О т в е т. $\rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/л}$ (масса 1 л при н. у.); $D(\text{H}_2) = 22$; $D(\text{CH}_4) = 2,75$; $D_{\text{возд}} = 1,5$.

Такого вида расчеты широко применяются на практике, так как часто требуется определить, тяжелее или легче данный газ по отношению к воздуху.

2. Вычисление объема определенной массы газообразного вещества (н. у.)

Задача. Какой объем занимают 48 г кислорода?

Вариант 1

Решение. 1) Вычисляем молярную массу кислорода:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

2) Находим, какой объем занимают 48 г кислорода:

$$\begin{array}{l} 32 \text{ г } \text{O}_2 \text{ занимают объем } 22,4 \text{ л} \\ 48 \text{ г } \text{O}_2 \quad \gg \quad \quad \quad x \end{array}$$
$$32:48 = 22,4:x; \quad x = \frac{48 \cdot 22,4}{32} = 33,6; \quad x = 33,6 \text{ л } \text{O}_2$$

О т в е т. Кислород массой 48 г занимает объем 33,6 л.

1) Вычисляем молярную массу кислорода:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

2) Находим количество вещества, которому соответствует 48 г кислорода:

$$\nu = \frac{m}{M}; \nu(\text{O}_2) = \frac{48}{32} = 1,5 \text{ моль}$$

3) Рассчитываем объем, который занимают 1,5 моль кислорода (н. у.):

$$\nu(\text{O}_2) = 1,5 \cdot 22,4 = 33,6 \text{ л}$$

О т в е т. Кислород массой 48 г занимает объем 33,6 л.

3. Вычисление массы газообразного вещества, занимающего определенный объем

(При расчетах необходимо следить за тем, чтобы единицы измерения разных величин были пропорциональными. Так, если масса газообразного вещества выражена в килограммах, то объем следует выражать в кубических метрах.)

Задача. Вычислите массу газовой смеси, состоящей из 5,6 м³ метана и 2,24 м³ оксида углерода (II):

Р е ш е н и е. 1) Вычисляем молярные массы метана и оксида углерода (II):

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}; M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}$$

2) Определяем массу 5,6 м³ метана:

$$\begin{array}{l} \text{масса } 22,4 \text{ м}^3 \text{ CH}_4 \text{ составляет } 16 \text{ кг} \\ \text{» } 5,6 \text{ м}^3 \text{ CH}_4 \text{ » } x_1 \end{array}$$

$$22,4:5,6 = 16:x_1; x_1 = \frac{5,6 \cdot 16}{22,4} = 4; x_1 = 4 \text{ кг CH}_4$$

3) Определяем массу 2,24 м³ оксида углерода (II):

$$\begin{array}{l} \text{масса } 22,4 \text{ м}^3 \text{ CO составляет } 28 \text{ кг} \\ \text{» } 2,24 \text{ м}^3 \text{ CO » } x_2 \end{array}$$

$$22,4:2,24 = 28:x_2; x_2 = \frac{2,24 \cdot 28}{22,4} = 2,8; x_2 = 2,8 \text{ кг CO}$$

4) Находим общую массу газовой смеси:

$$4 \text{ кг} + 2,8 \text{ кг} = 6,8 \text{ кг}$$

О т в е т. Общая масса газовой смеси 6,8 кг.

4. Вычисление массы вещества по уравнениям химических реакций, в которых участвуют или образуются газы

Задача. Какой объем кислорода и воздуха потребуется, чтобы сжечь 224 м³ оксида углерода (II), если содержание в нем негорючих примесей в объемных долях равно 0,25 (или 25%)?

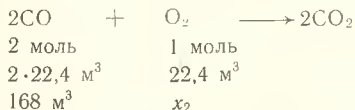
Решение. 1) Вычисляем, сколько чистого оксида углерода (II) содержится в смеси:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ м}^3 \text{ смеси содержат } 75 \text{ м}^3 \text{ CO} \\ 224 \text{ м}^3 \text{ смеси} \quad \gg \quad x_1 \end{array}$$

$$100:224 = 75:x_1; \quad x_1 = \frac{224 \cdot 75}{100} = 168; \quad x_1 = 168 \text{ м}^3 \text{ CO}$$

Вычисление можно провести и так: $v(\text{CO}) = 224 \text{ м}^3 \cdot 0,75 = 168 \text{ м}^3 \text{ CO}$.

2) Определяем, какой объем кислорода потребуется, чтобы сжечь 168 м^3 оксида углерода (II):



$$44,8:168 = 22,4:x_2; \quad x_2 = \frac{168 \cdot 22,4}{44,8} = 84; \quad x_2 = 84 \text{ м}^3 \text{ O}_2$$

Если молярные объемы обозначить буквой V , а данные и вычисляемые объемы газов обозначить V_o , то вычисление можно производить и так:

$$\frac{2V(\text{CO})}{V(\text{O}_2)} = \frac{V_o(\text{CO})}{V_o(\text{O}_2)};$$

$$V_o(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) \frac{V_o(\text{CO})}{2V(\text{CO})} = 22,4 \frac{168}{44,8} = 84; \quad V_o(\text{O}_2) = 84 \text{ м}^3 \text{ O}_2$$

3) Находим объем воздуха, необходимый для реакции:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ м}^3 \text{ воздуха содержат } 21 \text{ м}^3 \text{ кислорода} \\ x_3 \quad \quad \quad \gg \quad \quad \quad \gg \quad \quad \quad 84 \text{ м}^3 \quad \quad \quad \gg \end{array}$$

$$100:x_3 = 21:84; \quad x_3 = \frac{100 \cdot 84}{21} = 400; \quad x_3 = 400 \text{ м}^3 \text{ воздуха}$$

Ответ. Потребуется $84 \text{ м}^3 \text{ O}_2$ или 400 м^3 воздуха.

V. Расчеты, связанные с определением массовой доли растворенного вещества в растворе

1. Вычисление массы растворенного вещества и растворителя, если известны массовая доля растворенного вещества и масса раствора

Задача 1. Вычислите массу хлорида натрия и воды, необходимых для приготовления 500 г раствора, в котором содержание хлорида натрия в массовых долях равно $0,05$ (или 5%).

Решение. 1) Находим, какая масса хлорида натрия необходима для приготовления указанного раствора. При решении можно использовать два подхода:

1 массовая доля соответствует 500 г
0,05 массовых долей » x

$$1:0,05=500:x; x=\frac{0,05 \cdot 500}{1}=25; x=25 \text{ г NaCl}$$

Рассуждать можно и так:

а) 100 г раствора содержат 5 г NaCl

500 г » » x

$$100:500=5:x; x=\frac{5 \cdot 500}{100}=25; x=25 \text{ г NaCl}$$

б) $m(\text{NaCl}) = 500 \text{ г} \cdot 0,05 = 25 \text{ г}$

2) Вычисляем какая масса воды потребуется:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г} - 25 \text{ г} = 475 \text{ г}$$

О т в е т. Потребуется 25 г NaCl и 475 г воды.

Задача 2. Какой объем хлороводорода (н. у.) и воды потребуется, чтобы приготовить 1 л раствора ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$), в котором содержание хлороводорода в массовых долях равно 0,1 (или 10%)?

Р е ш е н и е. 1) Вычисляем массу 1 л раствора, в котором содержится хлороводорода в массовых долях, равных 0,1 (или 10%).

Вычисление можно провести по известной вам формуле из курса физики:

$$\rho = m/V; m = \rho \cdot V$$

$$m_{\text{раствора}} = 1000 \cdot 1,05 = 1050; m_{\text{раствора}} = 1050 \text{ г}$$

2) Находим массу хлороводорода, содержащегося в 1050 г раствора соляной кислоты указанной концентрации:

1 мас. д. соответствует 1050 г

0,1 мас. д. » x₁

$$1:0,1=1050:x_1; x_1=\frac{1050 \cdot 0,1}{1}=105;$$

x₁ = 105 г HCl или

$$m(\text{HCl}) = 1050 \cdot 0,1 = 105; m = 105 \text{ г}$$

3) Вычисляем, какой объем (н. у.) занимают 105 г хлороводорода:

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

36,5 г HCl занимают объем 22,4 л

105 г HCl » » x₂

$$36,5:105=22,4:x_2; x_2=\frac{105 \cdot 22,4}{36,5}=64,44; x_2=64,44 \text{ л HCl}$$

4) Находим, сколько потребуется воды для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1050 \text{ г} - 105 \text{ г} = 945 \text{ г}$$

О т в е т. Потребуется 64,44 л HCl и 945 мл воды.

2. Вычисления, связанные с разбавлением растворов

Задача 1. Какой объем раствора ($\rho = 1,80 \text{ г/см}^3$), в котором содержание H_2SO_4 в массовых долях равно 0,88, потребуется, чтобы приготовить 1 л раствора, содержание H_2SO_4 в котором будет равным в массовых долях 0,1 ($\rho = 1,069 \text{ г/см}^3$)?

Решение. 1) Вычисляем массу 1 л раствора, в котором содержание H_2SO_4 в массовых долях равно 0,1 (или 10%):

$$m_{\text{раствора}} = 1000 \cdot 1,069 = 1069; m_{\text{раствора}} = 1069 \text{ г}$$

2) Определяем массу чистой серной кислоты, которая требуется:

100 г приготавливаемого раствора содержат 10 г H_2SO_4

1069 г » » » x_1

$$100:1069 = 10:x_1; x_1 = \frac{1069 \cdot 10}{100} = 106,9; x_1 = 106,9 \text{ г}$$

или $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1069 \cdot 0,1 = 106,9$, $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 106,9 \text{ г}$

3) Находим, сколько потребуется раствора, в котором массовая доля серной кислоты равна 0,88 (или 88%):

100 г раствора содержат 88 г H_2SO_4

x_2 » » 106,9 г H_2SO_4

$$100:x_2 = 88:106,9; x_2 = \frac{100 \cdot 106,9}{88} = 121,5; x_2 = 121,5 \text{ г раствора}$$

4) Вычисляем, какой объем занимают 121,5 г раствора, в котором массовая доля H_2SO_4 равна 0,88 (или 88%):

$$V_{\text{раствора}} = 121,5 / 1,80 = 67,5; V_{\text{раствора}} = 67,5 \text{ мл}$$

О т в е т. Потребуется 67,5 мл раствора, в котором содержится 0,88 массовых долей серной кислоты.

Задача 2. Какой объем воды потребуется для разбавления 200 мл раствора ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$), содержание HNO_3 в котором в массовых долях составляет 0,68 (или 68%), чтобы получить раствор с содержанием HNO_3 , равным 0,1 (или 10%)?

Решение. 1) Находим массу 200 мл разбавляемого раствора азотной кислоты:

$$m_{\text{раствора}} = 200 \cdot 1,4 = 280; m_{\text{раствора}} = 280 \text{ г}$$

2) Вычисляем массу чистой азотной кислоты, содержащейся в 280 г разбавляемого раствора:

100 г раствора содержат 68 г HNO_3

280 г « » x_1

$$100:280 = 68:x_1; x_1 = \frac{280 \cdot 68}{100} = 190,4; x_1 = 190,4 \text{ г } \text{HNO}_3$$

$$\text{или } m(\text{HNO}_3) = 280 \cdot 0,68 = 190,4 \text{ г}$$

3) Вычисляем, какую массу 10%-ного раствора можно приготовить из 190,4 г чистой азотной кислоты:

100 г раствора содержат 10 г HNO_3
 x_2 » » 190,4 г HNO_3

$$100:x_2 = 10:190,4; x_2 = \frac{100 \cdot 190,4}{10} = 1904; x_2 = 1904 \text{ г } \cdot \text{HNO}_3$$

$$\text{или } m(\text{HNO}_3) = 190,4:0,1 = 1904 \text{ г}$$

4) Находим объем воды, который необходимо прилить для приготовления раствора заданной концентрации:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1904 \text{ г} - 280 \text{ г} = 1624 \text{ г}$$

1624 г воды соответствуют 1624 мл

О т в е т. Требуется прилить 1624 мл воды.

VI. Расчеты по уравнениям химических реакций

При решении задач по уравнениям химических реакций рекомендуется соблюдать указанную ниже последовательность:

1. Если вещества даны с примесями, то сначала вычисляют массу чистого вещества, содержащегося в смеси.

2. Составляют уравнение соответствующей химической реакции.

3. В уравнении реакции одной чертой подчеркивают химические формулы веществ, массы которых требуется вычислить.

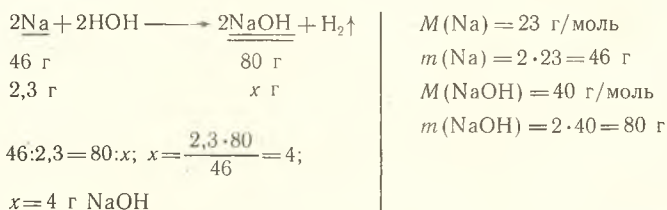
4. Вычисляют количества тех веществ, формулы которых подчеркнуты.

5. Найденные числа пишут под соответствующими химическими формулами и производят вычисления, как показано ниже.

1. **Вычисление массы вещества (исходного или получаемого) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (получаемого или исходного)**

Задача 1. Какая масса гидроксида натрия образуется при взаимодействии 2,3 г натрия с водой?

Решение. Составляем уравнение реакции и находим массы, соответствующие тем количествам вещества, которые заданы уравнением:



Вычисление можно производить и так:

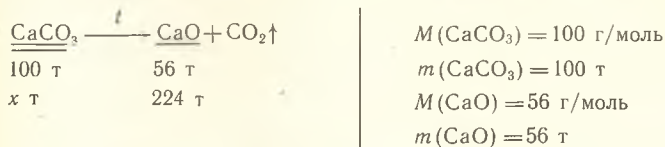
$$\frac{2M(\text{Na})}{2M(\text{NaOH})} = \frac{m(\text{Na})}{m(\text{NaOH})}$$

$$m(\text{NaOH}) = 2M(\text{NaOH}) \frac{m(\text{Na})}{2M(\text{Na})} = 80 \frac{2,3}{46} = 4; m(\text{NaOH}) = 4 \text{ г}$$

О т в е т. Образуется 4 г гидроксида натрия.

Задача 2. Какая масса карбоната кальция потребуется, чтобы получить 224 т оксида кальция?

Решение. Составляем уравнение реакции и производим вычисление:



$$x:100 = 224:56; x = \frac{100 \cdot 224}{56} = 400; x = 400 \text{ т CaCO}_3$$

Ответ. Требуется 400 т CaCO₃.

2. Вычисление массы вещества (исходного или получаемого) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (получаемого или исходного), содержащего определенную массу примесей

Задача 1. Какая масса оксида кальция может быть получена из 500 т известняка, в котором массовая доля примесей составляет 0,2 (или 20%)?

Решение. 1) Находим массу чистого карбоната кальция:

100 т известняка содержат 80 т CaCO₃

500 т » » x

$$100:500 = 80:x; x = \frac{500 \cdot 80}{100} = 400; x = 400 \text{ т CaCO}_3$$

2) Составляем уравнение реакции и производим вычисление:



$$100:400 = 56:x_1; x_1 = \frac{400 \cdot 56}{100} = 224; x_1 = 224 \text{ т CaO}$$

Ответ: Можно получить 224 т CaO.

Задача 2. Какая масса жженой извести, в которой массовая доля оксида кальция составляет 0,9 (или 90%), может быть получена из 800 т карбоната кальция?

Решение. 1) Составляем уравнение реакции и вычисляем, сколько можно получить CaO без примесей:



$$100:800 = 56:x_1; x_1 = \frac{800 \cdot 56}{100} = 448; x_1 = 448 \text{ т (чистого CaO)}$$

2) Находим массу жженой извести с примесями:

90 т чистого CaO содержится в 100 т жженой извести
 448 т » CaO » в x_2

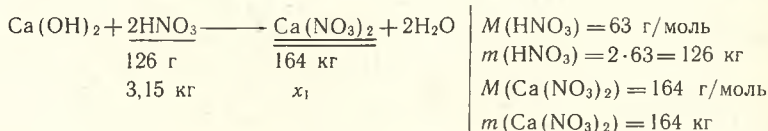
$$90:448 = 100:x_2; x_2 = \frac{448 \cdot 100}{90} = 497,8; x_2 = 497,8 \text{ т жженой извести.}$$

Ответ. Можно получить 497,8 т жженой извести, в которой массовая доля оксида кальция составляет 0,9 (или 90%).

3. Вычисление массы продукта реакции, если известна массовая доля выхода продукта реакции по сравнению с теоретически возможным (и обратная задача)

Задача 1. На гашеную известь, взятую в необходимом количестве, действовали 3,15 кг чистой азотной кислоты. Какую массу нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ получили, если практический выход в массовых долях составляет 0,98 (или 98%) по сравнению с теоретическим?

Решение. 1) Согласно уравнению реакции находим теоретический выход:



$$126:3,15 = 164:x_1; x_1 = \frac{3,15 \cdot 164}{126} = 4,1; x_1 = 4,1 \text{ кг Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ (теоретический выход)}$$

3) Находим 98%-ный выход:

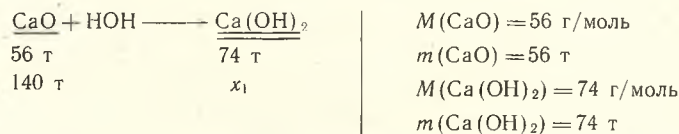
4,1 кг $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ соответствуют 100%-ному выходу
 x_2 » » 98%-ному выходу

$$4,1:x_2 = 100:98; x_2 = \frac{4,1 \cdot 98}{100} = 4,02; x_2 = 4,02 \text{ кг Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ (практический выход)}$$

Ответ. Получили 4,02 кг $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Задача 2. Из 140 т жженой извести получили 182 т гашеной извести. Сколько процентов, или массовых долей, это составляет от теоретически возможного выхода?

Решение. 1) Согласно уравнению реакции находим теоретически возможный выход:



$$56:140 = 74:x_1; x_1 = \frac{140 \cdot 74}{56} = 185; x_1 = 185 \text{ т Ca}(\text{OH})_2 \text{ (теоретический выход)}$$

2) Находим практический выход:

$$185 \text{ т Ca(OH)}_2 - 100\%$$

$$182 \text{ т Ca(OH)}_2 - x_2$$

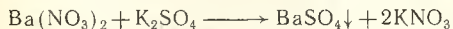
$$185:182 = 100:x_2; x_2 = \frac{182 \cdot 100}{185} = 98,38; x_2 = 98,38\% \text{ (практический выход)}$$

О т в е т. Практический выход составляет 98,38%, или 0,9838 мас. д.

4. Вычисление массы продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке.

Задача 1. Вычислите массу сульфата бария, выпадающего в осадок при сливании растворов, один из которых содержит 522 г нитрата бария, а второй — 500 г сульфата калия.

Р е ш е н и е. 1) Составляем уравнение реакции:



1 моль	1 моль	1 моль
261 г	174 г	233 г
522 г	500 г	x

$$\left. \begin{aligned} M(\text{Ba(NO}_3)_2) &= 261 \text{ г/моль} \\ m(\text{Ba(NO}_3)_2) &= 261 \text{ г} \\ M(\text{K}_2\text{SO}_4) &= 174 \text{ г/моль} \\ m(\text{K}_2\text{SO}_4) &= 174 \text{ г} \\ M(\text{BaSO}_4) &= 233 \text{ г/моль} \\ m(\text{BaSO}_4) &= 233 \text{ г} \end{aligned} \right\}$$

2) Находим количество каждого из веществ, которые содержатся в растворе:

$$v = m/M;$$

$$v(\text{Ba(NO}_3)_2) = 522:261 = 2; v(\text{Ba(NO}_3)_2) = 2 \text{ моль};$$

$$v(\text{K}_2\text{SO}_4) = 500:174 = 2,9; v(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2,9 \text{ моль}$$

3) По исходному уравнению видно, что 1 моль нитрата бария реагирует с 1 моль сульфата калия. Следовательно, сульфат калия дан в избытке. Поэтому расчет ведут по веществу, которое дано в недостатке:

При взаимодействии 261 г $\text{Ba(NO}_3)_2$ образуется 233 г BaSO_4

» » 522 г $\text{Ba(NO}_3)_2$ » x

$$261:522 = 233:x; x = \frac{522 \cdot 233}{261} = 466;$$

$$x = 466 \text{ г BaSO}_4$$

О т в е т. В осадок выпадает 466 г BaSO_4 .

Задача 2. Вычислите массу нитрата натрия, образующегося при взаимодействии 630 кг раствора, в котором массовая доля HNO_3 составляет 0,5 (или 50%), с 170 кг раствора, содержащего гидроксид натрия в массовых долях, равных 0,4 (или 40%).

Р е ш е н и е. 1) Находим, какая масса чистых веществ дана:

а) 100 кг раствора содержат 50 кг HNO_3

630 кг » » x₁

$$100:630 = 50:x_1; x_1 = \frac{630 \cdot 50}{100} = 315;$$

$$x_1 = 315 \text{ кг HNO}_3 \text{ (чистая)}$$

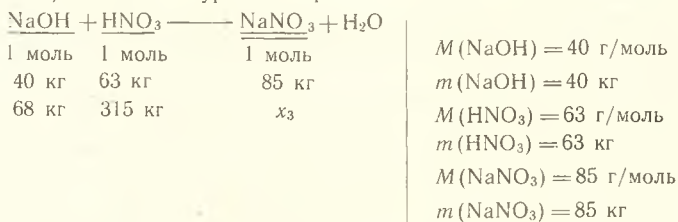
б) 100 кг раствора содержат 40 кг NaOH

$$170 \text{ кг} \quad \gg \quad \gg \quad x_2$$

$$100:170 = 40:x_2; x_2 = \frac{170 \cdot 40}{100} = 68;$$

$$x_2 = 68 \text{ кг NaOH (чистый)}$$

2) Составляем уравнение реакции:



3) Находим количество каждого из веществ:

$$v = m/M;$$

$$v(\text{NaOH}) = 68:40 = 1,7; v(\text{NaOH}) = 1,7 \text{ моль};$$

$$v(\text{HNO}_3) = 315:63 = 5; v(\text{HNO}_3) = 5 \text{ моль}$$

4) Из уравнения реакции видно, что азотная кислота дана в избытке. Расчет ведем по гидроксиду натрия:

Из 40 кг NaOH получается 85 кг NaNO₃

$$\gg 68 \text{ кг NaOH} \quad \gg \quad x_3$$

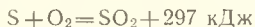
$$40:68 = 85:x_3; x_3 = \frac{68 \cdot 85}{40} = 144,5; x_3 = 144,5 \text{ кг NaNO}_3$$

О т в е т. Получается 144,5 кг NaNO₃.

VII. Расчеты по термохимическим уравнениям

1. Вычисление на основе термохимического уравнения количества выделенной или поглощенной теплоты по известной массе одного из реагирующих веществ

Задача. Вычислите по термохимическому уравнению количество теплоты, выделяемой при сгорании 1 кг серы:



Решение. Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 1 моль серы (32 г) выделяется 297 кДж теплоты. Учитывая это, записываем:

При сгорании 32 г серы выделяется 297 кДж

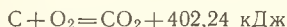
$$\gg \quad \quad \quad 1000 \text{ г} \quad \gg \quad \quad \quad x$$

$$32:1000=297:x; x=\frac{1000 \cdot 297}{32} \approx 9281; x=9281 \text{ кДж}$$

Ответ. При сгорании 1 кг серы выделяется 9281 кДж теплоты.

2. Нахождение масс реагирующих веществ, если известно, какое количество теплоты выделилось в данной реакции

Задача. По термохимическому уравнению



вычислите, сколько сгорело угля, если при реакции выделилось 33520 кДж теплоты.

Решение. Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 1 моль угля, т. е. 12 г, выделяется 402,24 кДж теплоты.

Учитывая это, записываем:

Если выделилось 402,24 кДж, то сгорело 12 г угля

» » 33520 кДж, » » x

$$402,24:33520=12:x; x=\frac{33520 \cdot 12}{402,24}=1000;$$

$$x=1000 \text{ г}$$

Ответ. 33520 кДж теплоты выделяется при сгорании 1 кг угля.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Таблица 1. Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	—	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	М	—	—	Н	М	—	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р — растворимые (больше 10 г в 1000 г воды); М — малорастворимые (от 10 г и до 0,01 г в 1000 г воды); Н — нерастворимые (меньше 0,01 г в 1000 г воды); черточка — разлагаются водой или не существуют.

ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ

Глава I

§ 6. 1. 11,43 г Cu; 27,14 г FeSO₄. 2. 0,59 г.

Глава II

§ 12. 1. P₂S₅. 2. 10,4 кДж.

§ 13. 1. а) 3,36 м³; б) 9750 м³. 2. 122,5 г.

Глава III

§ 16. 1. 0,005 моль/л·с, или $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л·с. Концентрация вещества В уменьшилась на $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. 2. 243 раза. 3. 15,68 т. 4. 4 т.

Глава IV

§ 20. 1. 2,76 г; 3,63 л. 2. 1400 м³; 1,0625 т.

§ 23. 1. 8888,89 м³. 2. Кислая; 54,11 г KNO₃.

§ 27. 1. 15,68 т. 2. 28,06% и 60,68%. 3. 11,7 т. 4. 0,5047, или 50,47%.

Глава V

§ 34. 1. 100800 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.

§ 39. 1. 3,75 кг. 2. 221,76 кг Na₂CO₃; 209,205 кг CaCO₃ и 753,14 кг SiO₂.

Глава VI

§ 46. 1. 8,875 г; 2,8 л. 2. 108 г. 3. 22,4 м³ H₂ и 22,4 м³ Cl₂. 4. 5,49 г Cu; 13,03 г FeSO₄. 5. Масса равна 5,08 г. 6. 355,51 г PbO и 215,71 SnO₂.

Глава VII

§ 47. 1. 160 г. 2. 0,6964 (69,64%); 35,71 г. 3. 75,43 г KHCO₃. 4. 1:9.

§ 49. 1. 20%. 2. 40; кальций. 3. 0,8445 (84,45%). 4. 88,81 г Na₂CO₃.

§ 50. 1. 9 г. 2. Al 18% и Cu 82%. 3. 10 мл.

Глава VIII

§ 53. 1. 3,069 т. 2. 0,8286 (82,86%).

Глава IX

§ 59. 1. 65,17% Fe и 4,67% Si. 2. 930 кДж. 3. 403200 м³. 4. 66,32 т. 5. 2,854 т. 6. 0,545%.

ОГЛАВЛЕНИЕ

глава I. Электролитическая диссоциация

§ 1. Сущность процесса электролитической диссоциации	3
§ 2. Диссоциация кислот, щелочей и солей	8
§ 3. Слабые и сильные электролиты. Степень диссоциации	10
§ 4. Реакции ионного обмена	12
§ 5. Окислительно-восстановительные реакции	16
§ 6. Гидролиз солей	18
Лабораторные опыты	21
Практическая работа 1	22

глава II. Подгруппа кислорода

§ 7. Положение химических элементов подгруппы кислорода в периодической системе химических элементов, строение их атомов	23
§ 8. Строение простых веществ. Аллотропия	25
§ 9. Сера в природе и ее получение	26
§ 10. Физические свойства серы	27
§ 11. Химические свойства серы	27
§ 12. Применение серы	28
§ 13. Серная кислота	29
Лабораторные опыты	32

глава III. Основные закономерности течения химических реакций.

§ 14. Скорость химических реакций и ее зависимость от условий протекания	33
§ 15. Химическое равновесие. Условия его смещения	37
§ 16. Производство серной кислоты контактным способом	37
Лабораторные опыты	44
Практическая работа 2	44

глава IV. Подгруппа азота

§ 17. Положение элементов подгруппы азота в периодической системе химических элементов, строение их атомов	45
--	----

§ 18. Азот. Физические и химические свойства азота	46
§ 19. Аммиак	47
§ 20. Соли аммония	53
§ 21. Азотная кислота	58
§ 22. Соли азотной кислоты	61
§ 23. Круговорот азота в природе	62
§ 24. Фосфор	64
§ 25. Оксид фосфора (V)	66
§ 26. Ортофосфорная кислота. Ортофосфаты	66
§ 27. Минеральные удобрения	68
Лабораторные опыты	73
Практическая работа 3	74
Практическая работа 4	75

глава V. Подгруппа углерода

§ 28. Положение элементов подгруппы углерода в периодической системе химических элементов, строение их атомов	78
§ 29. Углерод	79
§ 30. Оксид углерода (II)	83
§ 31. Оксид углерода (IV)	85
§ 32. Угольная кислота	87
§ 33. Соли угольной кислоты	88
§ 34. Круговорот углерода в природе	90
§ 35. Кремний и его свойства	92
§ 36. Оксид кремния (IV)	93
§ 37. Кремниевая кислота	94
§ 38. Соли кремниевой кислоты	95
§ 39. Силикатная промышленность	97
Лабораторные опыты	101
Практическая работа 5	102

глава VI. Общие свойства металлов

§ 40. Положение металлов в периодической системе и особенности строения атомов	103
§ 41. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения	104
§ 42. Электролиз	106
§ 43. Физические свойства металлов	110
§ 44. Характерные химические свойства металлов	111
§ 45. Сплавы	115

§ 46. Коррозия металлов и ее предупреждение	116
Лабораторные опыты	120

**глава VII. Металлы главных под-
групп I—III групп пе-
риодической системы
химических элементов
Д. И. Менделеева**

§ 47. Характеристика щелочных металлов	122
§ 48. Характеристика магния и кальция. Соединения кальция	127
§ 49. Кальций и его соединения	128
§ 50. Алюминий	133
Лабораторные опыты	139
Практическая работа 6	139

глава VIII. Железо

§ 51. Положение железа в периодической системе химических элементов и строение его атома	140
--	-----

§ 52. Нахождение железа в природе, его получение и свойства	140
§ 53. Соединения железа	142
Практическая работа 7	144
Практическая работа 8	145

глава IX. Металлургия

§ 54. Понятие о металлургии. Металлы в современной технике	146
§ 55. Основные способы промышленного получения металлов	147
§ 56. Производство чугуна	147
§ 57. Производство стали	151
§ 58. Проблема безотходных производств в металлургии и охрана окружающей среды	155
§ 59. Профессии работников металлургиче- ских производств	156
Приложение	158

ПОЛЕЗНЫЕ ИСКОПАЕМЫЕ



ПОЛЕЗНЫЕ ИСКОПАЕМЫЕ		ПОЛЕЗНЫЕ ИСКОПАЕМЫЕ	
■ Каменный уголь	▲ Железные руды	А Аллювиальные руды	+ Асбест
▨ Бурый уголь	▼ Марганцевые руды	— Медные руды	Г Графит
▨ Горючие сланцы	⊠ Хромитовые руды	⊕ Полиметаллические руды	⊞ Поваренная соль
▲ Нефть	Н Никелевые руды	○ Оловянные руды	⊠ Глауберова соль
△ Природный газ	В Вольфрамистые руды	Р Ртутные руды	⊕ Алмазы
	М Молибденистые руды	⊙ Золото	▲ Сера

0 500 км