

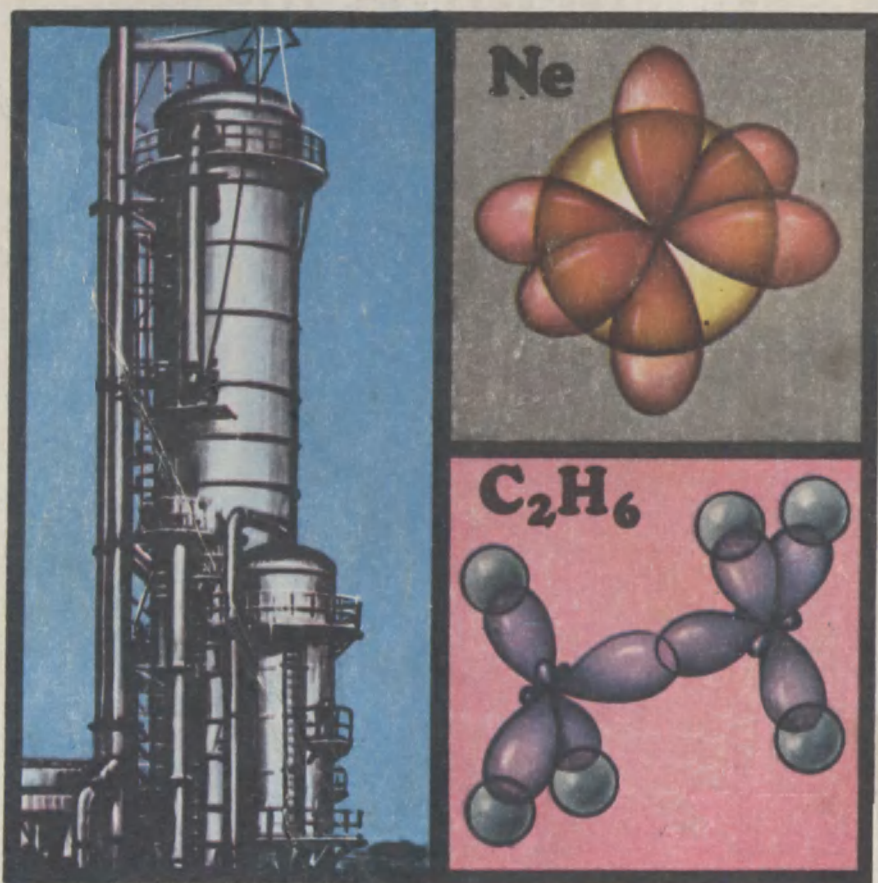
Г. Е. РУДЗИТИС, Ф. Г. ФЕЛЬДМАН

# ХИМИЯ

7-11

ХИМИЯ

7-11





# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

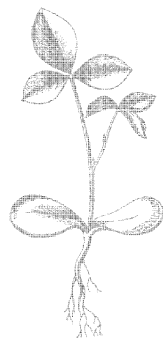
ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В													
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
I	1	1 <b>H</b> ВОДОРОД 1,00797						(H)			2 <b>He</b> ГЕЛИЙ 4,0026				
II	2	3 <b>Li</b> ЛИТИЙ 6,939	4 <b>Be</b> БЕРИЛЛИЙ 9,01218	5 <b>B</b> БОР 10,811	6 <b>C</b> УГЛЕРОД 12,01115	7 <b>N</b> АЗОТ 14,0067	8 <b>O</b> КИСЛОРОД 15,9994	9 <b>F</b> ФТОР 18,9984			10 <b>Ne</b> НЕОН 20,183				
III	3	11 <b>Na</b> НАТРИЙ 22,9898	12 <b>Mg</b> МАГНИЙ 24,312	13 <b>Al</b> АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 <b>Si</b> КРЕМНИЙ 28,086	15 <b>P</b> ФОСФОР 30,9738	16 <b>S</b> СЕРА 32,064	17 <b>Cl</b> ХЛОР 35,453			18 <b>Ar</b> АРГОН 39,948				
IV	4	19 <b>K</b> КАЛИЙ 39,102	20 <b>Ca</b> КАЛЬЦИЙ 40,08	21 <b>Sc</b> СКАНДИЙ 44,956	22 <b>Ti</b> ТИТАН 47,90	23 <b>V</b> ВАНАДИЙ 50	24 <b>Cr</b> ХРОМ 51,996	25 <b>Mn</b> МАРГАНЕЦ 54,938	26 <b>Fe</b> ЖЕЛЕЗО 55,847	27 <b>Co</b> КОБАЛЬТ 58,9332	28 <b>Ni</b> НИКЕЛЬ 58,71				
	5	29 <b>Cu</b> МЕДЬ 63,546	30 <b>Zn</b> ЦИНК 65,37	31 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ 69,72	32 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ 72,59	33 <b>As</b> МЫШЬЯК 74,9216	34 <b>Se</b> СЕЛЕН 78,96	35 <b>Br</b> БРОМ 79,904				36 <b>Kr</b> КРИПТОН 83,80			
V	6	37 <b>Rb</b> РУБИДИЙ 85,47	38 <b>Sr</b> СТРОНЦИЙ 87,62	39 <b>Y</b> ИТТРИЙ 88,905	40 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ 91,22	41 <b>Nb</b> НИОБИЙ 92,906	42 <b>Mo</b> МОЛИБДЕН 95,94	43 <b>Tc</b> ТЕХНЕЦИЙ [99]	44 <b>Ru</b> РУТЕНИЙ 101,07	45 <b>Rh</b> РОДИЙ 102,905	46 <b>Pd</b> ПАЛЛАДИЙ 106,4				
	7	47 <b>Ag</b> СЕРЕБРО 107,868	48 <b>Cd</b> КАДМИЙ 112,40	49 <b>In</b> ИНДИЙ 114,82	50 <b>Sn</b> ОЛОВО 118,69	51 <b>Sb</b> СУРЬМА 121,75	52 <b>Te</b> ТЕЛЛУР 127,60	53 <b>I</b> ИОД 126,9044				54 <b>Xe</b> КСЕНОН 131,30			
VI	8	55 <b>Cs</b> ЦЕЗИЙ 132,905	56 <b>Ba</b> БАРИЙ 137,34	57 <b>La*</b> ЛАНТАН 138,91	72 <b>Hf</b> ГАФНИЙ 178,49	73 <b>Ta</b> ТАНТАЛ 180,948	74 <b>W</b> ВОЛЬФРАМ 183,85	75 <b>Re</b> РЕНИЙ 186,2	76 <b>Os</b> ОСМИЙ 190,2	77 <b>Ir</b> ИРИДИЙ 192,2	78 <b>Pt</b> ПЛАТИНА 195,09				
	9	79 <b>Au</b> ЗОЛОТО 196,967	80 <b>Hg</b> РТУТЬ 200,59	81 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ 204,37	82 <b>Pb</b> СВИНЕЦ 207,19	83 <b>Bi</b> ВИСМУТ 208,980	84 <b>Po</b> ПОЛОНИЙ [210]	85 <b>At</b> АСТАТ 210				86 <b>Rn</b> РАДОН [222]			
VII	10	87 <b>Fr</b> ФРАНЦИЙ [223]	88 <b>Ra</b> РАДИЙ [226]	89 <b>Ac**</b> АКТИНИЙ [227]	104 <b>Ku</b> КУРЧАТОВИЙ [260]	105 <b>Ns</b> НИЛЬСБОРИЙ [261]	106								
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		<b>R<sub>2</sub>O</b>	<b>RO</b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>RO<sub>2</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	<b>RO<sub>3</sub></b>	<b>R<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	<b>RO<sub>4</sub></b>						
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					<b>RH<sub>4</sub></b>	<b>RH<sub>3</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>R</b>	<b>HR</b>							
* ЛАНТАНОИДЫ		58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140,12	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕОДИМ 140,907	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144,24	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ [145]	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150,35	63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151,96	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158,924	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164,930	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167,26	69 <b>Tm</b> ТУЛИЙ 168,934	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173,04	71 <b>Lu</b> ЛЮТЕЦИЙ 174,97
* * АКТИНОИДЫ		90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232,038	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 <b>U</b> УРАН 238,03	93 <b>Np</b> НЕПТУНИЙ [237]	94 <b>Pu</b> ПЛУТОНИЙ [242]	95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ [243]	96 <b>Cm</b> КЮРИЙ [247]	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ [247]	98 <b>Cf</b> КАЛИФОРНИЙ [249]	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ [253]	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ [256]	102 <b>No</b> НОБЕЛИЙ [256]	103 <b>Lr</b> ЛОУРЕНСИЙ [257]

**Г. Е. РУДЗИТИС, Ф. Г. ФЕЛЬДМАН**

# **ХИМИЯ**

**ПРОБНЫЙ УЧЕБНИК для учащихся 7—11 классов  
ВЕЧЕРНЕЙ (СМЕННОЙ) СРЕДНЕЙ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ  
ШКОЛЫ**

**МОСКВА «ПРОСВЕЩЕНИЕ» 1979**



Scan AAW

24я72  
Р83

*Рекомендовано  
Главным управлением школ  
Министерства просвещения СССР  
в качестве пробного учебника  
для учащихся вечерней (сменной)  
общеобразовательной школы*

Р  $\frac{60601-675}{103(03)-79}$  инф. письмо 4306021400

© Издательство «Просвещение», 1979 г.



## ВВЕДЕНИЕ

Этот учебник химии предназначен вам, учащимся, работающим на производстве. Прежде чем им пользоваться, внимательно ознакомьтесь с введением. Здесь вы найдете методические указания по изучению нового материала, по повторению и закреплению приобретенных знаний.

Химия — интересная и сложная наука. Для овладения ею необходимо не только усвоить фактический материал (основные законы, определения, химический язык и т. д.), но и научиться применять полученные знания как для ответа на различные вопросы, возникающие при изучении химии и других смежных с нею наук, так и для разрешения проблем, которые могут встретиться вам на производстве или в быту.

Учиться нужно систематически и настойчиво. Особое внимание следует обратить на формулировку основных закономерностей и важнейших понятий химии. Наряду с учебником всегда имейте при себе рабочую тетрадь для записи химических формул и уравнений реакций. Для успешного усвоения новых закономерностей и фактов требуется знание пройденного материала. Чтобы облегчить вам повторение, в тексте учебника указаны страницы, которые нужно внимательно прочитать.

Усвоение и запоминание всего учебного материала по химии значительно облегчается, если в учебном процессе соблюдается определенная система. Именно поэтому авторы стремились весь учебный материал изложить по единому плану. Так, например, при изложении учебного материала о веществах соблюдается следующий единый план:

1. Строение молекулы и общая характеристика данного вещества.
2. Нахождение в природе.
3. Способы получения: а) в лаборатории; б) в промышленности.
4. Физические свойства.
5. Химические свойства.
6. Применение.

Материал о химических элементах в учебнике изложен аналогично. Определенный план соблюдается и при рассмотрении химических законов. В учебнике даются советы, в какой последовательности составлять химические формулы, уравнения химических реакций.

При усвоении и повторении большого теоретического и фактического материала вам помогут таблицы и схемы, которые предлагаются наряду с изложением программного материала. В учебнике даны также образцы и последовательность решения наиболее типичных задач.

Так как не все из вас имеют возможность присутствовать на лабораторных занятиях (особенно это относится к заочникам), то в учебнике излагается не только ход выполнения опытов, но и ожидаемые результаты. Это дает возможность при подготовке к обязательным практическим работам самостоятельно продумать ход выполнения опытов.

Чтобы помочь вам в работе с учебником, наиболее важный материал, например формулировки важнейших понятий и определений, в книге дан *курсивом*. Петитом (мелким шрифтом) напечатан дополнительный материал, описание лабораторных опытов, практических работ, вопросы, упражнения и задачи для самопроверки и т. п.

В целях повышения знаний, связанных с изучением курса химии, по возможности используйте дополнительную литературу.

Для того чтобы после изучения учебного материала вы могли убедиться в качестве своих знаний, старайтесь ответить на все вопросы, выполнить упражнения и решить задачи, которые даны в учебнике в конце каждого раздела. Ход выполнения упражнений, формулировки основных законов и понятий записывайте в рабочих тетрадях. Только после успешного выполнения этой работы вы можете быть уверены, что учебный материал усвоен.

Мы надеемся, что рекомендуемая в учебнике единая система изучения всего теоретического и фактического материала химии значительно облегчит вашу самостоятельную подготовку к урокам, консультациям, зачетам и экзаменам.

## Глава I. ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

## § 1. ПРЕДМЕТ ХИМИИ

Повторите из курса физики § 3 «Некоторые физические понятия»<sup>1</sup>.

Химия — наука о веществах, их свойствах, превращениях и явлениях, сопровождающих эти превращения.

Веществ очень много, и все они отличаются по свойствам. Например, сахар и поваренная соль — твердые кристаллические вещества белого цвета, но они отличаются по вкусу и растворимости в воде; вода и ацетон — бесцветные жидкости, но вода не имеет запаха, а ацетон, который вам известен как хороший растворитель лаков и красок, обладает характерным запахом; кислород и водород — бесцветные газы, однако водород в 16 раз легче кислорода.

Одна из задач химии — научиться различать вещества по их физическим и химическим свойствам. Например, всем известное вещество — поваренную соль — можно охарактеризовать так: твердое вещество белого цвета, соленого вкуса, хрупкое, растворимое в воде, температура плавления  $801^{\circ}\text{C}$ , температура кипения  $1440^{\circ}\text{C}$ . Указывают и другие характерные физические свойства (плотность, электрическая проводимость и т. д.). Вещества различают и по химическим свойствам, с которыми мы ознакомимся в дальнейшем. Другая задача химии — получение различных веществ, многих из которых в природе нет: пластмасс, некоторых минеральных удобрений (суперфосфата, аммиачной селитры), лекарств (аспирина, стрептоцида) и т. д. Эти вещества получают путем различных химических превращений.

Велика роль химической науки в создании материально-технической базы коммунизма в СССР. Для реализации этой задачи необходимо, чтобы в нашей стране промышленное и сельскохозяйственное производство обеспечило население изобилием товаров потребления. Продуктивность сельскохозяйственного производства в свою очередь во многом зависит от того, как химическая промышленность обеспечит его минеральными удобрениями.

<sup>1</sup> Перышкин А. В., Родина Н. А. Физика. Учебник для шестого класса. М., Просвещение, 1978.



ниями и средствами защиты растений от вредителей. Не менее важна роль химии в производстве строительных материалов, синтетических тканей, пластмассовых изделий, медикаментов.

В Программе КПСС сказано: «Одна из крупнейших задач — всемерное развитие химической промышленности, полное использование во всех отраслях народного хозяйства достижений современной химии, в огромной степени расширяющей возможности роста народного богатства, выпуска новых более совершенных и дешевых средств производства и предметов народного потребления».

Ответьте на вопрос 1 (с. 12)

## § 2. ВЕЩЕСТВА И ИХ СВОЙСТВА

Человек в повседневной жизни встречается с различными предметами: машинами, инструментами, приборами, посудой и т. д. Для их изготовления используются металлы и другие вещества.

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

Одни и те же предметы часто состоят из разных веществ. Так, например, для изготовления труб одной и той же формы используются медь, свинец. Наоборот, для изготовления разных предметов, например электрического провода, посуды, фольги и т. д., используется одно и то же вещество — алюминий.

Многие тела и предметы состоят из нескольких различных веществ. Так, например, в состав зерна входят крахмал, белок, растительные жиры и некоторые другие вещества.

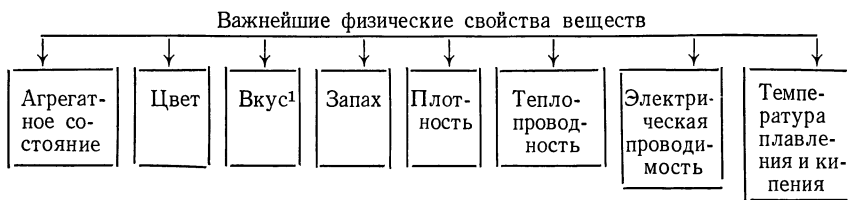
Известно более трех миллионов веществ, обладающих различными свойствами.

*Свойствами называются признаки, позволяющие отличить одни вещества от других или установить сходство между ними.*

Из курса физики известно, что каждое чистое вещество обладает определенными физическими свойствами (схема 1).

Например, дистиллированная вода — жидкость без цвета, вкуса и запаха; ее плотность  $1 \text{ г/см}^3$  при  $+4^\circ\text{C}$ , температура плавления  $0^\circ\text{C}$ , температура кипения  $100^\circ\text{C}$ ; она плохо проводит теплоту и электрический ток.

Схема 1



<sup>1</sup> Некоторые ученые вкус и запах относят к химическим свойствам.

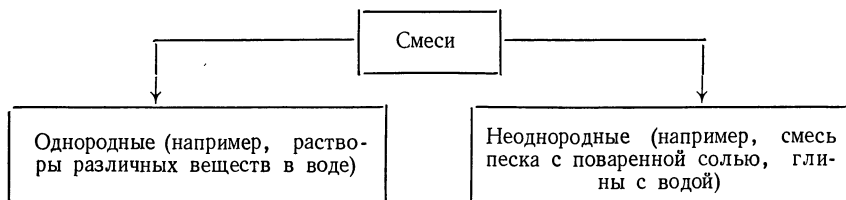
Из жизненного и производственного опыта вам известны некоторые химические свойства веществ, например способность угля гореть, железа ржаветь. Проявление химических свойств сопровождается образованием других веществ.

Ответьте на вопросы 2—5 (с. 12).

### § 3. СМЕСИ, РАЗДЕЛЕНИЕ СМЕСЕЙ

В природе все вещества встречаются в виде смесей (схема 2).

Схема 2



*Чистыми являются только такие вещества, которые обладают строго постоянными физическими свойствами, например дистиллированная вода.*

*Однородными обычно называют такие смеси, в которых даже с помощью микроскопа нельзя обнаружить частицы других веществ, например растворы сахара или поваренной соли.*

*Неоднородными принято называть такие смеси, в которых невооруженным глазом или при помощи микроскопа можно заметить частицы других веществ.*

Для химических лабораторий и промышленности часто тре-

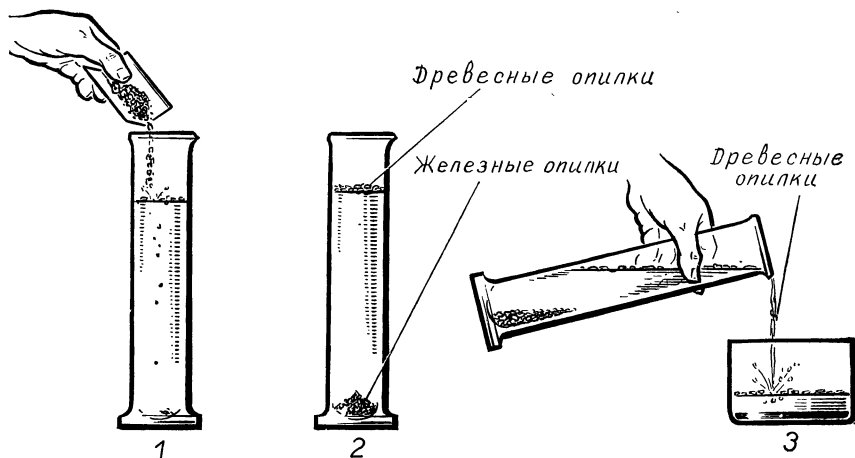
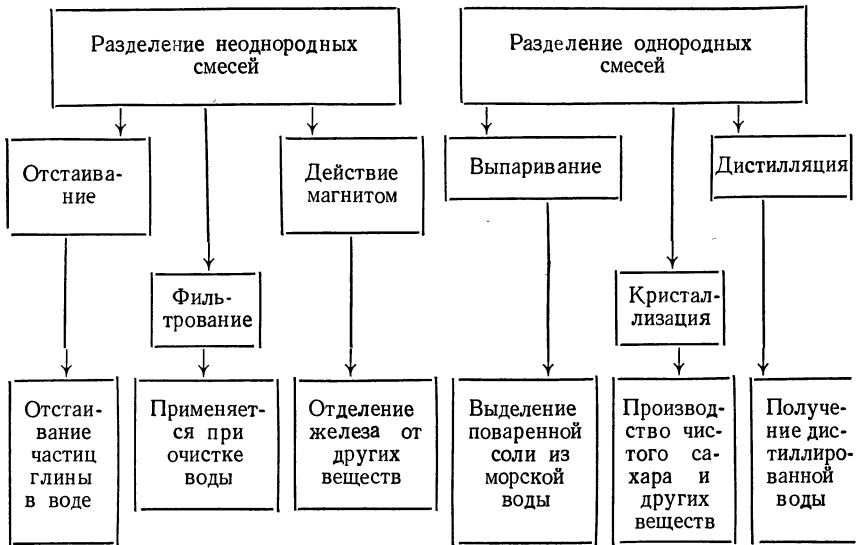


Рис. 1. Отделение железных опилок от древесных.

Основные способы разделения смесей



буются чистые вещества. Существуют различные способы очистки веществ, которые основаны на разделении смесей.

Ознакомимся более подробно с этими способами.

**Выделение веществ из неоднородной смеси отстаиванием, фильтрованием или действием магнита.** 1. *Выделение веществ из неоднородной смеси, образованной нерастворимыми в воде веществами с различной плотностью.* Этот способ основан на том, что входящие в состав смеси вещества не растворяются в воде и одно из них всплывает на поверхность. Например, железные опилки от древесных можно отделить, взбалтывая эту смесь с водой, а затем отстаивая. Железные опилки опускаются на дно

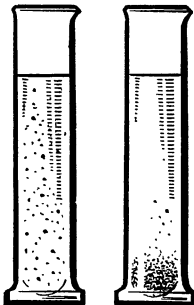


Рис. 2. Осаждение песка из смеси с поваренной солью.

сосуда, а древесные всплывают, и их можно слить (рис. 1, 1, 2, 3). 2. *Выделение веществ из неоднородной смеси, образованной растворимыми и нерастворимыми в воде веществами.* Для выделения поваренной соли смесь взбалтывают с водой. Поваренная соль растворяется, а песок оседает (рис. 2). Чтобы ускорить отделение нерастворимых частиц из раствора, смесь фильтруют (рис. 3). Нерастворимые частицы песка остаются на фильтровальной бумаге, а прозрачный раствор поваренной со-



ли проходит через фильтр. Чтобы выделить из воды растворенное вещество (поваренную соль), полученный раствор выпаривают.

3. *Выделение веществ из смеси малорастворимых друг в друге жидкостей с различной плотностью.* Смеси бензина с водой, нефти с водой, растительного масла с водой быстро расслаиваются, поэтому их можно разделить с помощью делительной воронки или колонки (рис. 4 и 5). Иногда жидкости с различной плотностью отделяют центрифугированием, например сливки от молока.

4. *Выделение веществ из неоднородной смеси магнитом.* Если имеется, например, смесь порошков железа и серы, то их можно разделить при помощи магнита.

**Выделение веществ из однородной смеси кристаллизацией и дистилляцией.** 1. *Выделение веществ из однородной смеси кристаллизацией.* Чтобы растворенное вещество, например поваренную соль, выделить в чистом виде из раствора, последний выпаривают (рис. 6). Вода испаряется, а в фарфоровой чашке остается чистая поваренная соль. Иногда применяют упари-

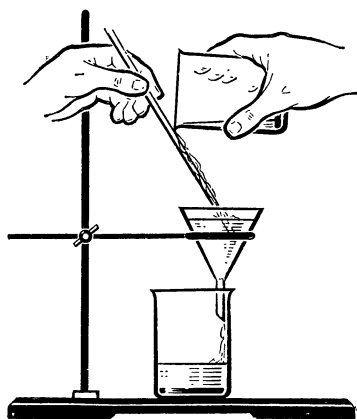


Рис. 3. Фильтрование.

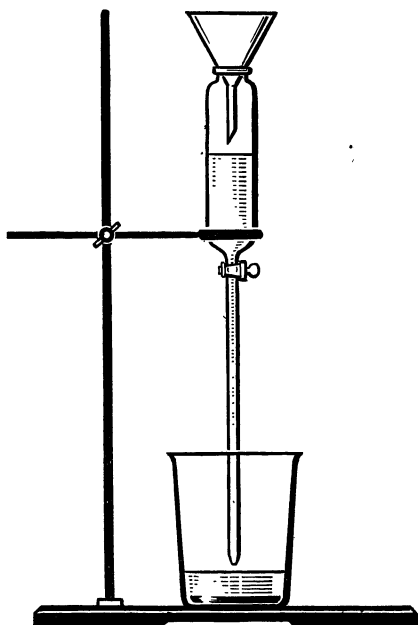


Рис. 4. Делительная воронка.

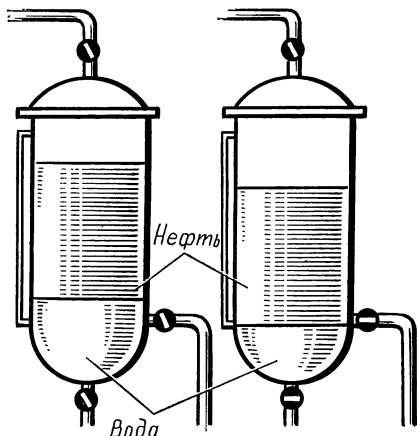


Рис. 5. Бензоотделительная колонка.

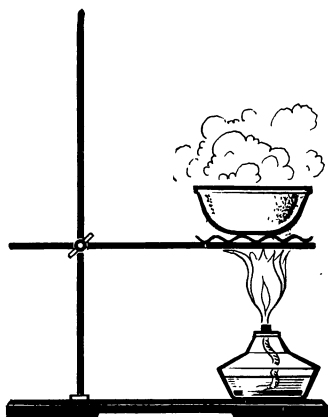


Рис. 6. Выпаривание.

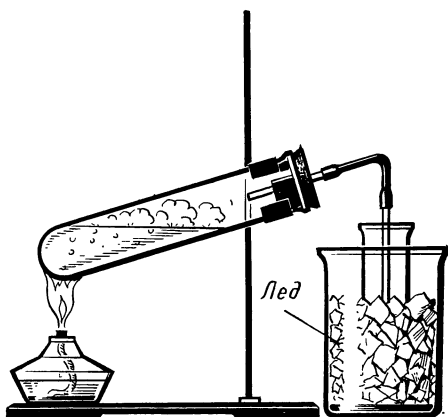


Рис. 7. Дистилляция.

вание, т. е. частичное испарение воды. В результате этого образуется более концентрированный раствор, при охлаждении которого растворенное вещество выделяется в виде кристаллов. Этот способ очистки веществ называется *кристаллизацией*. Однако эти способы применимы в тех случаях, если в чистом виде необходимо выделить только растворенное вещество. Если же требуется получить как растворенное вещество, так и растворитель, в этих случаях пользуются *дистилляцией*, или *перегонкой*.

2. *Выделение веществ из однородной смеси дистилляцией. Дистилляция (перегонка)* — прием разделения смесей путем испарения летучих жидкостей с последующей конденсацией их паров. Этот способ разделения смесей основан на различии в температурах кипения растворимых друг в друге компонентов. К дистилляции относят также отгонку жидкости от твердого вещества. Чтобы отделить медный купорос, его голубой раствор наливают в пробирку и нагревают (рис. 7). Образующиеся водяные пары конденсируются в другой пробирке. После продолжительного нагревания в первой пробирке остается чистый медный купорос, а во второй — дистиллированная вода.

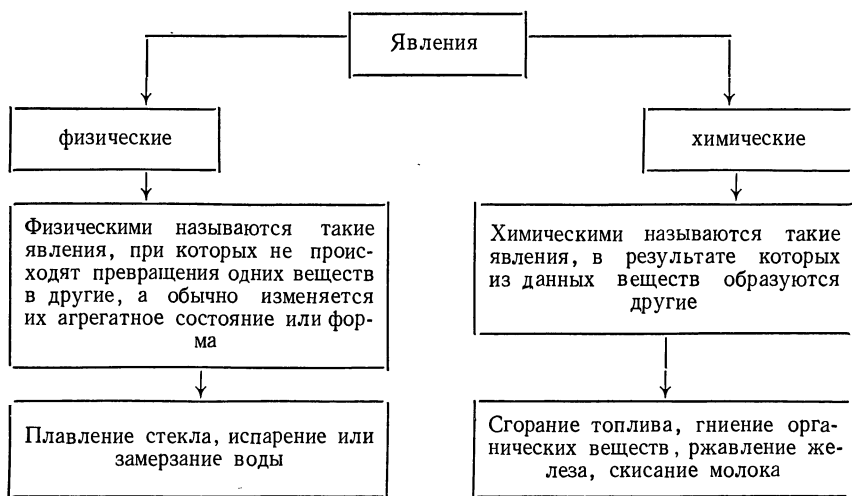
Ответьте на вопросы 6—9 (с. 13).

#### § 4. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

Повторите из курса физики § 2 «Чем занимается физика?».

*Различные изменения, которые происходят с веществами, называются явлениями*, например испарение воды, плавление стекла, сгорание топлива, ржавление металлов и т. д. Различают физические и химические явления (схема 4).

**Признаки химических реакций.** При химических реакциях исходные вещества превращаются в другие вещества, обладающие



другими свойствами. Об этом можно судить по ряду внешних признаков. К основным признакам химических реакций относятся: 1) *выделение теплоты* (иногда света); 2) *изменение окраски*; 3) *появление запаха*; 4) *образование осадка*; 5) *выделение газа*.

**Условия возникновения и течения химических реакций.** Всем известно, что полено дров труднее поджечь, чем тонкую лучинку. Еще труднее загорается кусок угля, угольная же пыль воспламеняется легко и сгорает очень бурно, иногда со взрывом. Чем это можно объяснить? Оказывается, что для начала химической реакции необходимо привести в тесное соприкосновение молекулы реагирующих веществ. Это достигается *измельчением* и *перемешиванием*, что значительно увеличивает площадь соприкосновения реагирующих веществ. Наиболее тонкое дробление веществ происходит при их растворении. Поэтому в растворах многие вещества вступают в химические реакции очень быстро.

Однако измельчение и перемешивание веществ — это только одно из условий возникновения химической реакции. Так, например, при перемешивании древесных опилок с воздухом при обычной температуре опилки не загораются. Для того чтобы началась химическая реакция, необходимо *нагревание до определенной температуры*.

**Реакции экзотермические и эндотермические.** Химические реакции протекают в различных условиях. Во многих случаях, например горение бензина, природного газа и других горючих веществ, нагревание требуется только для возникновения реакции (нагревание служит как бы толчком). При таких реакциях теплота выделяется.

*Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются*



*экзотермическими* (от греч. «экзо» — *наружу* и «термо» — *теплота*).

Известны и такие реакции, для протекания которых требуется непрерывное нагревание или приток другого вида энергии, необходимых как для возникновения, так и для продолжения данной реакции. Например, известняк превращается в жженую известь при непрерывном нагревании, вода разлагается в результате непрерывного действия электрического тока.

*Реакции, протекающие с поглощением теплоты, называются эндотермическими* (от греч. «эндо» — *внутри*).

**Значение физических и химических явлений.** Известно, какое значение имеют физические явления, которые происходят вокруг нас. Например, выпадение дождя связано с испарением воды и конденсацией водяных паров. Давление водяного пара используется в различных паровых двигателях. В промышленном производстве металлам, пластмассам и другим материалам придается определенную форму (при штамповке, прокате) и в результате получают многообразные предметы.

Большое значение имеют химические реакции. Они используются для получения металлов (железа, алюминия, меди, цинка, свинца, олова и т. д.), а также пластмасс, минеральных удобрений, медикаментов и других веществ. Во многих случаях они служат источником получения различных видов энергии. При сгорании топлива энергия выделяется в виде теплоты, которую используют в быту и в промышленности. Сложные биохимические процессы, протекающие в растениях, в организмах животных и человека, связаны с различными химическими превращениями.

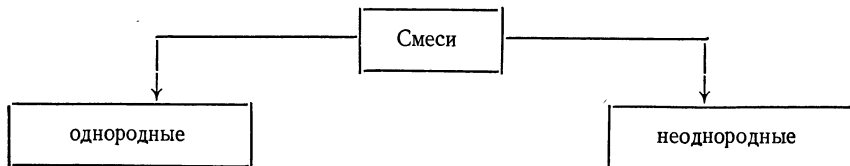
Ответьте на вопросы 10—14 (с. 13),

#### **Вопросы и упражнения**

1. Что изучает химия? Каковы ее важнейшие задачи и значение?
2. Чем отличаются понятия «вещество» и «тело»? Поясните примерами.
3. Даны следующие понятия: «железо», «микрометр», «медь», «шестерня», «стекло», «ртуть», «напильник», «алюминий», «нож», «сахар». Какие из них обозначают вещество, а какие — предметы?
4. Какими сходными и отличительными свойствами обладают следующие вещества: а) поваренная соль и сахар; б) уксусная кислота и вода?
5. На основе производственного опыта и используя дополнительную литературу, сравните свойства меди и серы, заполнив таблицу.

Характерные свойства	Медь	Сера
Электрическая проводимость		
Теплопроводность		
Металлический блеск		
Цвет		
Плотность		
Температура плавления		
Ковкость		

6. Пользуясь приведенной ниже схемой, запишите в тетрадах примеры однородных и неоднородных смесей. Ответ поясните.



7. Даны смеси: а) спирта и воды; б) речного песка и сахара; в) медных и железных опилок; г) воды и бензина. Как разделить эти смеси? Поясните, на каких свойствах основано разделение этих веществ.

8. Можно ли фильтрованием выделить из раствора поваренную соль? Почему?

9. Дана смесь поваренной соли с песком и водой. Как из нее выделить поваренную соль и песок? Какие свойства отдельных компонентов смеси при этом учитываются?

10. Зарисуйте в тетради таблицу и заполните ее примерами на основе личного производственного и жизненного опыта.

Примеры явлений		Значение в жизни и на производстве
физических	химических	

11. Какие из перечисленных явлений относятся к физическим и какие к химическим: а) ржавление железа; б) замерзание воды; в) горение бензина; г) плавление алюминия? Приведите пояснения.

12. Какие реакции называются: а) экзотермическими; б) эндотермическими? Почему эти реакции получили такое название?

13. Какое значение имеет нагревание при протекании: а) экзотермических реакций; б) эндотермических реакций?

14. Каковы условия возникновения и течения химических реакций? Поясните на конкретных примерах.

## § 5. УЧЕНИЕ О МОЛЕКУЛАХ И АТОМАХ

Повторите из курса физики раздел «Первоначальные сведения о строении вещества».

**Возникновение атомно-молекулярного учения.** Древнегреческий философ Демокрит 2500 лет назад высказал мысль о том, что все тела в природе состоят из мельчайших, невидимых, непроницаемых, неделимых, вечно движущихся частиц — атомов. В переводе «атом» означает «неделимый». Позднее, в средние века, учение об атомах преследовалось религией, которая тормозила развитие науки в целом и химии в частности.

Учение о молекулах и атомах было разработано в середине XVIII в. великим русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым (1711—1765). Он утверждал, что тела в природе состоят из корпускул (молекул), в состав которых в свою очередь входят элементы (атомы). Многообразие веществ ученый прозорливо объяснял соединением разных атомов в молекулах и различным расположением атомов в них. Удивительно верной и смелой для того времени оказалась мысль М. В. Ломоносова о

том, что некоторые корпускулы (молекулы) могут состоять из одинаковых элементов (атомов).

Учение об атомах получило дальнейшее развитие в трудах известного английского ученого Джона Дальтона (1766—1844). Основная его заслуга в том, что он ввел понятие об атомных весах (массах) и впервые предложил выражать состав веществ при помощи химических формул.

Джон Дальтон изучал состав различных веществ, состоящих из одних и тех же атомов, например состав черного и красного оксидов меди.

Название вещества	Соотношение масс	
	кислорода	меди
Черный оксид меди	1	4
Красный оксид меди	1	8

Почему в красном оксиде на одно и то же количество кислорода меди приходится в два раза больше, чем в черном оксиде? Дж. Дальтон писал, что это явление оказалось бы мистическим, если бы не объяснялось атомной теорией: согласно учению об атомах состав двух оксидов меди можно объяснить так: в черном оксиде один атом кислорода соединен с одним атомом меди, а в красном оксиде один атом кислорода — с двумя атомами меди.

В связи с тем что масса атома очень мала, английский ученый Дж. Дальтон предложил использовать относительные атомные массы, т. е. число, которое показывает, во сколько раз один атом тяжелее другого. Так как самое легкое вещество — водород, он предложил массу атома водорода принять за единицу. Анализ показал, что в воде одна массовая часть водорода связана с восьмью массовыми частями кислорода. Дж. Дальтон предположил, что молекула воды состоит из одного атома водорода и одного атома кислорода, и на этом основании сделал вывод, что атомная масса кислорода равна восьми. Позднее было доказано, что в состав молекулы воды входят два атома водорода и один атом кислорода. Поэтому если принять атомную массу водорода за единицу, то атомная масса кислорода должна быть равна 16.

То, что атомы действительно существуют, подтверждают многие химические реакции. Так, например, при пропускании постоянного тока через воду (рис. 8) в одной из трубок прибора собирается газ, в котором тлеющая лучинка ярко вспыхивает. Это кислород. В другой трубке собирается вдвое больше газа, который при поднесении зажженной лучинки загорается. Это водород. Объясняется это явление следующим образом. Мельчайшая

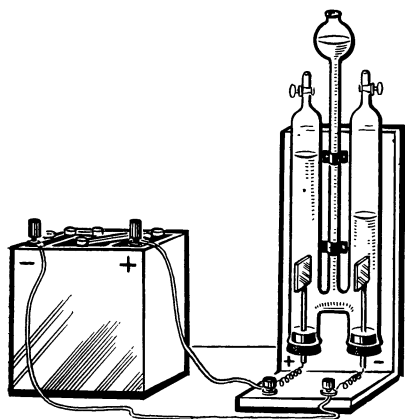


Рис. 8. Аппарат для разложения воды.

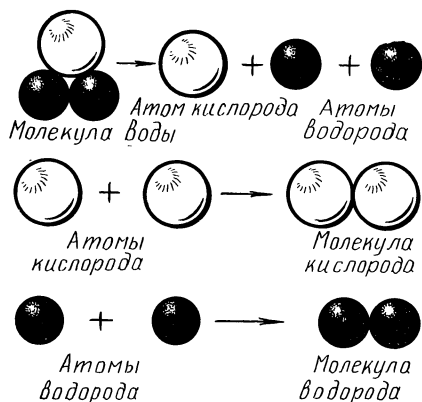


Рис. 9. Распад молекулы воды и образование молекул кислорода и водорода.

частица воды — молекула — состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. При пропускании постоянного тока через воду ее молекулы распадаются и образуются химически неделимые частицы — атомы кислорода и водорода. Затем атомы соединяются по два и из двух молекул воды образуются одна двухатомная молекула кислорода и две — водорода (рис. 9).

Некоторые положения об атомно-молекулярной теории, высказанные М. В. Ломоносовым за полвека до Дж. Дальтона, оказались более достоверными, научными. Например, английский ученый категорически отрицал возможность существования молекул, состоящих из одинаковых атомов. Его взгляды отрицательно сказались на развитие химической науки.

Учение о молекулах и атомах окончательно было признано только в 1860 г. на Всемирном съезде химиков в Карлсруэ.

**Молекулы и атомы.** Из курса физики вам уже известно, что большинство веществ состоят из молекул, а последние — из атомов.

*Молекулы — это мельчайшие частицы вещества, состав которых и химические свойства такие же, как у данного вещества. Молекулы — предельный результат механического дробления вещества.*

*Атомы — это мельчайшие химически неделимые частицы, из которых состоят молекулы.*

Молекулы в отличие от атомов являются химически делимыми частицами.

**Основные положения атомно-молекулярного учения. 1. Вещества состоят из молекул<sup>1</sup>.**

<sup>1</sup> Многие вещества состоят из отдельных атомов и других частиц, с которыми вы ознакомитесь позднее.

2. Между молекулами имеются промежутки, величина которых зависит от агрегатного состояния вещества и температуры. Расстояния между молекулами газов больше. Этим объясняется их легкая сжимаемость. Труднее сжимаются жидкости, где промежутки между молекулами значительно меньше. В твердых веществах промежутки между молекулами еще меньше, поэтому они почти не сжимаются.

3. Молекулы находятся в непрерывном движении. Скорость движения молекул зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения молекул возрастает.

4. Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания, величина которых зависит от агрегатного состояния веществ. Наиболее эти силы выражены в твердых веществах, наименее — в газах.

5. Молекулы состоят из еще более мелких частиц — атомов, которые, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.

6. Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида массой, размерами и свойствами.

**Объяснение физических и химических явлений с точки зрения атомно-молекулярного учения.** Атомно-молекулярное учение дает возможность обосновать физические и химические явления. Так, например, процесс диффузии, знакомый вам из курса физики, объясняется способностью молекул (атомов, частиц) одного вещества проникать между молекулами (атомами, частицами) другого вещества. Это происходит потому, что молекулы (атомы, частицы) находятся в непрерывном движении и между ними имеются промежутки.

Сущность химических реакций заключается в разрушении одних молекул и образовании из тех же атомов других молекул, т. е. происходит перегруппировка атомов.

Например, при разложении воды электрическим током молекулы воды сначала распадаются на атомы водорода и кислорода, из которых образуются двухатомные молекулы кислорода и водорода.

Ответьте на вопросы 1—11 (с. 20—21).

## § 6. АТОМНАЯ МАССА

Хотя массы атомов очень малы, их числовые значения определены с большой точностью. Масса атома, выраженная в граммах, величина очень мала. Масса самого легкого атома — водорода — составляет 0, 000 000 000 000 000 000 000 001 663 г. Атом кислорода примерно в шестнадцать раз тяжелее; его масса — 0,000 000 000 000 000 000 000 026 608 г. Пользоваться такими числами неудобно. Поэтому для измерения атомных и молекулярных масс применяют так называемую атомную единицу массы (а. е. м.).

Атомная единица массы — это  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода. Она равна  $\frac{1}{602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000}$  г (или  $\frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}}$  г), т. е. атомная единица массы составляет ничтожную часть грамма. Некоторое представление о том, как мала эта единица, дает следующий пример: масса 1 а.е. м. примерно во столько раз меньше 1 г, во сколько раз масса человека меньше массы земного шара.

Если массы атомов выражать в атомных единицах массы, то получаются удобные для расчетов числа: для водорода — 1,0079, для кислорода — 16,0, для серы — 32,00, а для железа — 55,847 (округленно — 56).

Массу атома данного элемента, выраженную в атомных единицах массы, называют относительной атомной массой. Эта величина безразмерная и обозначается  $A_r$  (индекс «г» — начальная буква английского слова relative). Она показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода.

Ответьте на вопросы 12—14 (с. 21).

## § 7. ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

В химии известны вещества, молекулы которых способны разлагаться с образованием двух или нескольких других веществ. К ним, например, относятся вода (с. 15) и другие вещества.

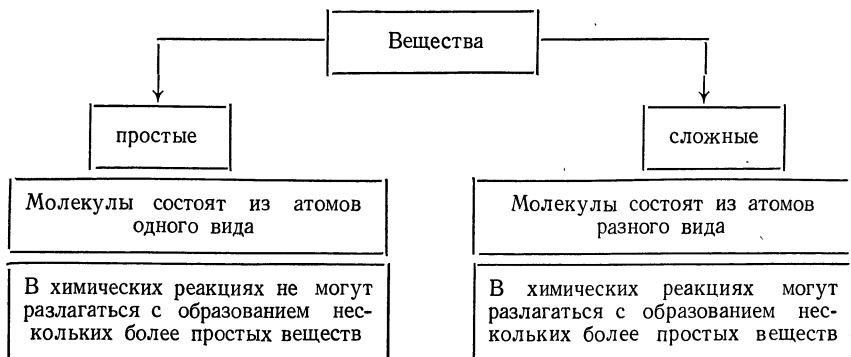
Вода — пример сложного вещества (рис. 9).

Кислород, водород и некоторые другие вещества нельзя химически далее разложить. Это простые вещества.

Молекулы простых веществ состоят из атомов одного вида, а молекулы сложных веществ — из атомов разного вида (схема 5).

Например, молекулы кислорода (простое вещество) состоят только из атомов кислорода, а молекулы воды (сложное вещество) — из атомов водорода и кислорода (рис. 9).

Схема 5



Ответьте на вопросы 15 и 16 (с. 21).

## § 8. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ ЗНАКИ

В химии, кроме терминов «атом» и «молекула», часто употребляют понятие «элемент».

*Химический элемент — это атомы одного и того же вида.* Так, например, все атомы водорода — это элемент водород; все атомы кислорода и ртути соответственно элементы кислород и ртуть. В настоящее время известно 106 видов атомов, т. е. 106 химических элементов.

Понятия «химический элемент», «атом», «простое вещество» различны.

Химический элемент — это не один какой-то отдельный атом, а все вообще атомы одного вида. Пользуясь понятием «химический элемент», атомам дают такое определение: *атом — мельчайшая частица химического элемента* (с. 15).

Отличить понятия «химический элемент» и «простое вещество» можно при сравнении свойств простых и сложных веществ. Например, простое вещество — кислород — бесцветный газ, необходимый для дыхания, поддерживающий горение. Мельчайшая частица простого вещества кислорода — молекула — состоит из двух атомов. Кислород входит также в состав оксида углерода (угарный газ) (рис. 10) и воды (рис. 9). Однако было бы неправильно утверждать, что в состав воды, оксида углерода входит простое вещество кислород. Химически связанный кислород не обладает свойствами простого вещества, он не может быть использован для дыхания. Рыбы, например, дышат не химически связанным кислородом, входящим в состав молекулы воды, а свободным, растворенным в ней. Поэтому, когда речь идет о составе каких-либо химических соединений, следует понимать, что в эти соединения входят не простые вещества, а соответствующего вида атомы, т. е. соответствующие элементы.

При разложении сложных веществ атомы могут выделяться в свободном состоянии и, соединяясь, образовывать простые вещества. *Простые вещества состоят из атомов одного элемента.*

Различие понятий «химический элемент» и «простое вещество» подтверждается и тем, что один и тот же элемент может об-

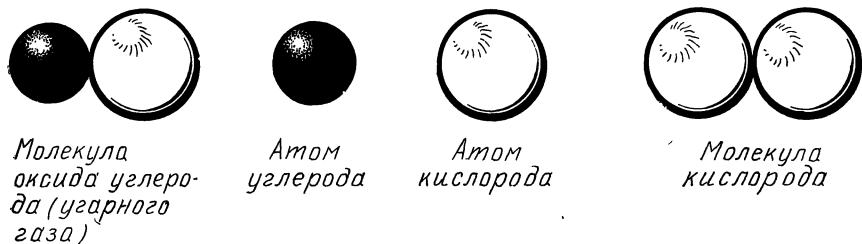


Рис. 10. Молекула оксида углерода — мельчайшая частица сложного вещества. Атомы углерода и кислорода — мельчайшие частицы соответствующих элементов. Молекула кислорода — мельчайшая частица простого вещества.



разовать несколько простых веществ. Например, атомы элемента кислорода могут образовать двухатомные молекулы кислорода и трехатомные — озона. Кислород и озон — совершенно различные простые вещества. Этим объясняется тот факт, что простых веществ известно гораздо больше, чем химических элементов.

**Знаки химических элементов.** По предложению шведского химика И. Берцелиуса химические элементы обозначают начальной или начальной и одной из последующих букв латинского названия элемента. Водород (по лат. hydrogenium — *гидрогениум*) обозначается буквой Н, ртуть (по лат. hydrargyrum — гидраргирум) — буквами Нg и т. д.

Эти буквы латинского названия элементов *приняты за химические знаки, или химические символы.*

*Химический символ обозначает:*

1) *Название химического элемента:*

О	Fe
кислород	железо
один атом	один атом
кислорода	железа

2) *Один атом данного элемента:*

3) *Массу атома данного элемента, выраженную в атомных единицах массы:*

$A_{\text{rO}} = 16$	$A_{\text{rFe}} = 56$
----------------------	-----------------------

Т а б л и ц а 1

**Названия, химические знаки и атомные массы (округленные)  
важнейших элементов**

Название элемента	Химический знак	Атомная масса	Произношение химического знака
Азот	N	14	Эн
Алюминий	Al	27	Алюминий
Барий	Ba	137	Барий
Бор	B	11	Бор
Бром	Br	80	Бром
Водород	H	1	Аш
Железо	Fe	56	Феррум
Золото	Au	197	Аурум
Иод	I	127	Иод
Калий	K	39	Калий
Кальций	Ca	40	Кальций
Кислород	O	16	О
Кремний	Si	28	Силициум
Магний	Mg	24	Магний
Марганец	Mn	55	Марганец
Медь	Cu	64	Купрум
Натрий	Na	23	Натрий
Ртуть	Hg	201	Гидраргирум
Свинец	Pb	207	Плюмбум
Сера	S	32	Эс
Серебро	Ag	108	Аргентум
Углерод	C	12	Це
Фосфор	P	31	Пэ
Фтор	F	19	Фтор
Хлор	Cl	35,5	Хлор
Цинк	Zn	65	Цинк

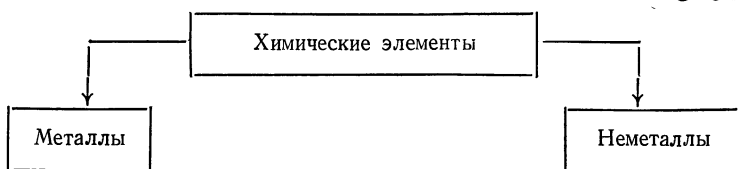
Если требуется обозначить не один, а несколько атомов, то перед химическим знаком ставят соответствующую цифру — коэффициент (с. 24). Например, три атома водорода —  $3\text{H}$ , пять атомов кислорода —  $5\text{O}$ .

Массу нескольких атомов данного элемента определяют умножением атомной массы на соответствующий коэффициент. Например, масса трех атомов железа ( $3\text{Fe}$ ) составляет  $56 \cdot 3 = 168$ .

Химический символ отражает и другие важные величины, с которыми ознакомимся в дальнейшем.

**Металлы и неметаллы.** Все химические элементы делят на *металлы* и *неметаллы*. Все металлы в свободном состоянии, т. е. в виде простых веществ, имеют ряд общих свойств. Некоторыми одинаковыми свойствами обладают также все неметаллы. Однако между металлами и неметаллами существуют отличия (схема 6).

Схема 6



Железо Fe, медь Cu, алюминий Al, ртуть Hg, золото Au, серебро Ag и др.

1. Твердые вещества (исключение — ртуть)

2. «Металлический» блеск

3. Хорошие проводники теплоты и электричества

4. Ковкие

Углерод C, сера S, фосфор P, иод I, кислород O, водород H и др.

1. Твердые, жидкие (бром) и газообразные

2. «Металлическим» блеском не обладают

3. Изоляторы

4. Хрупкие

Ответьте на вопросы 17—19 (с. 21).

#### Вопросы и упражнения

1. Охарактеризуйте роль М. В. Ломоносова и Дж. Дальтона в создании атомно-молекулярного учения.

2. Какие опыты вам известны (из курса физики и химии), подтверждающие следующие положения: а) вещества состоят из молекул; б) молекулы состоят из атомов?

3. Железо образует с серой два соединения, состав которых указан в таблице:

Название вещества	Соотношение масс	
	железа	серы
Сульфид железа	7	4
Дисульфид железа	7	8

Подумайте, какая в этом примере аналогия с оксидами меди. Объясните, что подтверждают данные этой таблицы.

4. Чем отличаются понятия «атом» и «молекула»?

5. Изложите сущность основных положений атомно-молекулярного учения.

6. Какие явления подтверждают: а) движение молекул; б) наличие между молекулами промежутков?

7. Чем отличается движение молекул в газах, жидкостях, твердых веществах?

8. Как учение о молекулах объясняет физические явления? Приведите конкретные примеры.

9. Почему для объяснения химических явлений следует руководствоваться не только понятием о молекулах, но и об атомах?

10. На основе атомно-молекулярной теории объясните процесс разложения воды.

11. При кипении вода испаряется, а при действии постоянного тока — разлагается. Поясните эти явления с точки зрения атомно-молекулярной теории.

12. Что называется атомной массой и в каких единицах она измеряется? Напишите химические знаки и атомные массы водорода, кислорода и серы. Определите, во сколько раз атом серы тяжелее атома водорода и атома кислорода.

13. Почему для измерения атомных масс приняты не обычные единицы измерения масс (мг, г, кг), а атомные единицы массы?

14. Могут ли в состав какой-либо молекулы входить следующие количества кислорода и серы: а) 8 а. е. м.; б) 16 а. е. м.; в) 64 а. е. м.; г) 24 а. е. м.? Дайте объяснения.

15. Какие вещества называются простыми и какие сложными? Из ниже перечисленных названий выпишите отдельно названия простых и сложных веществ: кислород, вода, ртуть, оксид меди (черный), железо, водород, сульфид железа, оксид ртути.

16. Как можно доказать, что кислород, ртуть и водород — простые вещества, а вода — сложное вещество?

17. Что называется химическим элементом? Чем отличаются понятия «химический элемент», «простое вещество», «атом»? Подтвердите примерами.

18. При разложении сложного вещества образуется оксид меди и вода. Какие элементы входят в состав этого вещества?

19. Что такое химические знаки, или символы? Что называется коэффициентом? Даны символы следующих элементов и указаны коэффициенты: 5С, 5Н, О, 2Hg, 3Cu, 4S, 3Fe. Начертите в тетрадах таблицу и заполните ее по указанному ниже образцу.

Символ элемента и коэффициент	Название химического элемента	Число атомов данного элемента	Масса элемента, в а. е. м.
5 С	Углерод	5	12·5=60

## § 9. СМЕСИ И СОЕДИНЕНИЯ.

### ПОСТОЯНСТВО СОСТАВА ВЕЩЕСТВ

**Смеси и соединения.** Если тщательно смешанные порошки железа и серы насыпать в стакан с водой, то порошок железа опускается на дно, а порошок серы всплывает. При действии на смесь этих веществ магнитом железный порошок притягивается

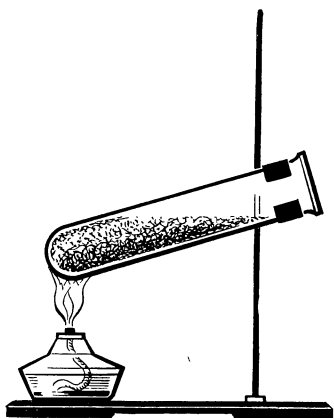


Рис. 11. Получение сульфида железа.

к магниту, а сера нет. Опыты доказывают, что сера и железо в смеси сохраняют свои свойства.

Совершенно иной результат получается, если смесь порошка из 4 г серы и 7 г железа нагревают в пробирке до начала химической реакции (рис. 11). Далее реакция идет за счет выделяющейся теплоты, так как она экзотермическая. После охлаждения пробирку с веществом разбивают, содержащее измельчают и с порошком проделывают такие же опыты, как со смесью порошка серы и железа. На образовавшееся в результате реакции вещество магнит не действует. Полученный порошок в воде не разделяется на серу и железо. Этот опыт

показывает, что в результате реакции получилось новое вещество — сульфид железа с характерными для него свойствами.

Если для получения сульфида железа вместо 7 г взять 10 г железа (на 4 г серы), то после реакции 3 г железа останутся непрореагировавшими. Это свидетельствует о том, что железо и сера реагируют только в определенных массовых соотношениях.

Такие же постоянные массовые отношения соблюдаются между элементами и в других реакциях.

Из проделанных опытов можно сделать вывод, что смеси резко отличаются от соединений (табл. 2).

Таблица 2

Смеси	Соединения
<p>1. Вещества можно смешать в любых массовых отношениях, т. е. состав смесей переменный</p> <p>2. Входящие в состав смесей вещества сохраняют все свои свойства</p> <p>3. Вещества, входящие в состав смеси, можно разделить физическими способами</p> <p>4. Механическое смешивание веществ не сопровождается выделением теплоты или другими признаками химических реакций</p>	<p>1. Состав соединений строго постоянный</p> <p>2. Входящие в состав соединений вещества свои свойства не сохраняют, так как образуется новое вещество с другими свойствами</p> <p>3. Химические соединения можно разделить только с помощью химических реакций</p> <p>4. Об образовании химических соединений можно судить по признакам химических реакций</p>

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 27).

**Постоянство состава веществ.** На опыте мы убедились, что состав сульфида железа постоянный. Постоянным составом обладают большинство чистых веществ<sup>1</sup>.

Положение о постоянстве состава было сформулировано французским ученым Ж. Прустом в начале XIX столетия. В настоящее время эта формулировка читается так: *каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.*

Более глубокое представление о постоянстве состава дает атомно-молекулярная теория. Согласно этой теории чистые вещества состоят из одинаковых молекул. Например, в молекулу воды входят два атома водорода и один атом кислорода. Если вспомнить атомные массы кислорода (16) и водорода (1), то легко можно понять, что состав молекул воды выражается массовым отношением 1 : 8. Состав молекул может измениться только на целое число атомов, но в таком случае образуется совершенно другое вещество с другими свойствами. Так, например, кроме молекул воды, существуют и такие молекулы, в состав которых входят два атома водорода и два атома кислорода, т. е. имеющие состав 1 : 16. Такое вещество называется пероксидом водорода; оно обладает совершенно другими свойствами, нежели вода.

Теоретическое и практическое значение постоянства состава заключается в том, что на его основе состав молекул можно выразить при помощи химических знаков. Рассмотрим это на конкретном примере. Нам известно, что железо соединяется с серой в массовых отношениях 7 : 4. Зная атомные массы железа и серы, можно вычислить число атомов в молекуле сульфида железа<sup>2</sup>:

7 мас. ч. железа соединяется с 4 мас. ч. серы  
56 мас. ч. железа соединяется с  $x$  мас. ч. серы

$$x = \frac{56 \cdot 4}{7} = 32$$

Так как атомная масса серы 32, а железа 56, то в молекулу сульфида железа входят один атом железа и один атом серы, т. е. состав молекулы можно выразить формулой FeS, что является химической формулой сульфида железа. Подобным образом выводятся химические формулы и других веществ.

На основе постоянства состава можно производить различные практические расчеты.

**Задача 1.** Сколько потребуется серы, чтобы она без остатка соединилась с 2,8 кг железных опилок, если эти элементы соединяются в массовых отношениях 4 : 7?

---

<sup>1</sup> В настоящее время известны также соединения с переменным составом.

<sup>2</sup> В данном примере термин «молекула» употребляется условно (с. 15).

*Решение.*

7 кг железа реагируют с 4 кг серы  
2,8 кг   »                   »           с  $x$  кг   »

$$x = \frac{4 \cdot 2,8}{7} = 1,6 \text{ (кг)}$$

*Ответ.* Потребуется 1,6 кг серы.

Очень важно научиться решать задачи, в которых одно из веществ дано в избытке или недостатке.

**Задача 2.** Смешали 2 г порошка серы с 4 г железных опилок, смесь нагрели. Сколько образовалось сульфида железа, если сера с железом соединяется в массовых отношениях 4 : 7?

*Решение.*

2 г серы — это половина от 4 г, поэтому и железа нужно не 7 г, а 3,5 г. Следовательно, в реакцию вступят 3,5 г железа и 2 г серы, а 0,5 г железа будет в избытке. В результате получится 5,5 г сульфида железа.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4—7 (с. 27).

## § 10. ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ. МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА

**Химические формулы.** На основе постоянства состава веществ можно вычислить число атомов в молекуле и выразить ее состав с помощью химических знаков. Например, в молекуле сульфида железа на один атом железа приходится один атом серы (§ 9), поэтому химическая формула вещества  $\text{FeS}$ . В молекуле воды водород соединен с кислородом в массовых отношениях 1 : 8 (с. 14). По аналогии с сульфидом железа можно определить химическую формулу воды —  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Числа, которые показывают, сколько атомов содержится в молекуле, называются индексами.* Так, например, цифра 2 у водорода в химической формуле воды является индексом.

Состав вещества можно отразить посредством химических знаков и индексов; это выражение называется *химической формулой*. Следовательно, обозначения  $\text{FeS}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  — химические формулы сульфида железа и воды. Читаются эти формулы так: феррум-эс и аш-два-о. Молекулы кислорода и водорода состоят из двух атомов. Поэтому их состав выражается формулами  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$  (о-два, аш-два). Индекс «1» в химических формулах не пишут.

Если требуется обозначить несколько молекул, тогда перед химической формулой ставят соответствующее число, например  $5\text{H}_2\text{O}$  (пять аш-два-о) и  $3\text{FeS}$  (три феррум-эс).

*Числа, стоящие перед химическими формулами (или перед химическими знаками), называются коэффициентами* (рис. 12).

На рисунке 12 изображенную формулу воды с коэффициентом 5 ( $5\text{H}_2\text{O}$ ) следует понимать так: в пяти молекулах воды содержится 10 атомов водорода и 5 атомов кислорода.

**Молекулярная масса.**  
Массы молекул, так же как массы атомов, выражают в атомных единицах массы.

Молекулярной массой вещества называется масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы.

Пользуясь химическими формулами, производят различные расчеты. Рассмотрим, как по химическим формулам вычисляют молекулярную массу, процентный состав веществ и массовые отношения элементов в данном соединении.

**Задача 1.** Вычислите молекулярную массу серной кислоты, химическая формула которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (аш-два-эс-о-четыре).

*Решение.*

Для вычисления молекулярной массы необходимо суммировать атомные массы элементов, образующих соединение:

$$M_{\text{rH}_2\text{SO}_4} = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

*Ответ.* Молекулярная масса серной кислоты 98.

**Задача 2.** Вычислите процентный состав серной кислоты.

*Решение.*

1. Вычисляют молекулярную массу серной кислоты:

$$M_{\text{rH}_2\text{SO}_4} = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

2. Сколько процентов водорода входит в состав серной кислоты?

98 мас. ч. серной кислоты содержит 2 мас. ч. водорода  
100 » » » » »  $x_1$  » »

$$x = \frac{100 \cdot 2}{98} \approx 2,04$$

3. Сколько процентов серы входит в состав серной кислоты?

98 мас. ч. серной кислоты содержит 32 мас. ч. серы  
100 » » » »  $x_2$  » »

$$x_2 = \frac{100 \cdot 32}{98} \approx 32,65$$

4. Сколько процентов кислорода входит в состав серной кислоты?

Содержание кислорода (%) находят по разнице:

$$100 - (32,65 + 2,04) = 65,31$$

*Ответ.* Процентный состав серной кислоты: водорода — 2,04%, серы — 32,65%, кислорода — 65,31%.

Если известен процентный состав вещества, то можно найти его химическую формулу.

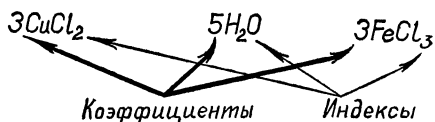


Рис. 12. Коэффициенты и индексы.



**Задача 3.** Найдите химическую формулу вещества, если в его состав входят: кальций Ca — 40%, углерод C — 12% и кислород O — 48%.

*Решение.*

Делением процентных количеств элементов на величины их атомных масс находим атомные отношения в веществе:

$$\text{Ca} : \text{C} : \text{O} = \frac{40}{40} : \frac{12}{12} : \frac{48}{16} = 1 : 1 : 3$$

Расчет показывает, что в данном веществе на 1 атом кальция приходится 1 атом углерода и 3 атома кислорода.

*Ответ.* Формула данного вещества  $\text{CaCO}_3$ .

**Задача 4.** Определите массовые отношения элементов в серной кислоте.

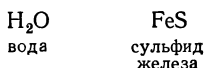
Зная атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить массовые соотношения этих элементов. В молекуле серной кислоты на 2 мас. ч. водорода приходится 32 мас. ч. серы и 64 мас. ч. кислорода:

$$\text{H} : \text{S} : \text{O} = 2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32$$

Это означает, что на 49 мас. ч. серной кислоты приходится 1 мас. ч. водорода, 16 мас. ч. серы и 32 мас. ч. кислорода. Массовые части можно измерить любыми единицами (г, кг, т). Так, 49 г серной кислоты содержат 1 г водорода, 16 г серы и 32 г кислорода.

Что же обозначает химическая формула? Рассмотрим это на примере молекул воды и сульфида железа.

1. Название вещества:



2. Одну молекулу данного вещества:



3. Качественный состав:

В состав воды входят  
элементы водород и  
кислород

В состав сульфида железа  
входят элементы железо и  
сера

4. Молекулярную массу:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 2 + 16 = 18$$

$$M_{\text{FeS}} = 56 + 32 = 88$$

5. Массовые соотношения элементов в данном веществе<sup>1</sup>:

$$2\text{H} : \text{O} = 2 : 16 = 1 : 8$$

$$\text{Fe} : \text{S} = 56 : 32 = 7 : 4$$

Ответьте на вопросы и выполните упражнения: 8—14 (с. 27).

<sup>1</sup> Химическая формула характеризует вещество и с другой стороны, с чем мы ознакомимся в дальнейшем.

## Вопросы и упражнения

1. По каким признакам отличаются химические соединения от смесей? Охарактеризуйте их.

2. Сравните атомные массы железа и серы и поясните, почему эти элементы соединяются в массовых отношениях 7 : 4.

3. Охарактеризуйте реакцию взаимодействия железа с серой с точки зрения атомно-молекулярной теории.

4. Кем и когда была сформулирована закономерность постоянства состава вещества? Дайте определение и поясните сущность этой закономерности с точки зрения атомно-молекулярной теории.

5. Водород соединяется с серой в массовых отношениях 1 : 16. Пользуясь атомными массами этих элементов, выведите химическую формулу сероводорода. Какое значение имеет постоянство состава веществ для выведения химических формул?

6. Зная атомные массы элементов, составьте химическую формулу сульфата меди, если массовые отношения в нем меди, серы и кислорода соответственно равны 2 : 1 : 2.

7. Какое значение имеет постоянство состава в химической науке и на практике? Поясните примерами.

8. Что показывает химическая формула? Приведите примеры.

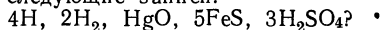
9. Можно ли выразить массы сульфида железа в следующих числах (в а. е. м.): а) 44; б) 176; в) 150; г) 264? Почему?

10. Напишите химические формулы веществ, если известно, что в состав их входят: а) атом железа и 3 атома хлора; б) 2 атома алюминия и 3 атома кислорода; в) атом кальция, атом углерода и 3 атома кислорода. Вычислите молекулярные массы данных веществ.

11. Вычислите процентный состав: 1) сульфата меди  $\text{CuSO}_4$ ; 2) оксида железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; 3) азотной кислоты  $\text{HNO}_3$ .

12. Найдите химические формулы веществ, если известен их процентный состав: 1) нитрата серебра: Ag — 63,6%, N — 8,2%, O — 28,2%; 2) угольной кислоты: H — 3,2%, C — 19,4%, O — 77,4%; 3) оксида железа: Fe — 77,8%, O — 22,2%.

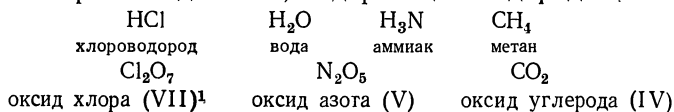
13. Что означают следующие записи:



14. По образцу, приведенному на странице 26, поясните, что обозначают следующие химические формулы:  $\text{HgO}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuO}$ .

## § 11. ВАЛЕНТНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

**Понятие о валентности.** Химические формулы веществ можно вывести на основании данных о их составе. Однако чаще всего при составлении химических формул учитываются закономерности, которым подчиняются элементы, соединяясь между собой. Чтобы понять сущность этих закономерностей, следует ознакомиться со свойством атомов, которое называется *валентностью*. Для вывода понятия «валентность» рассмотрим химические формулы некоторых соединений, содержащих водород и кислород:



Как видно из приведенных примеров, атомы элементов хлора, кислорода, азота, углерода обладают свойством присоеди-

<sup>1</sup> В скобках римскими цифрами указана валентность данного элемента.

нять не любое, а только определенное число атомов водорода и кислорода. Таким же свойством обладают и другие элементы в различных соединениях.

*Валентность — это свойство атомов элемента присоединять определенное число атомов других элементов.*

Атомы водорода не могут присоединять более одного атома другого элемента, поэтому валентность водорода принята за единицу. Валентность же других элементов можно выразить числом, показывающим, сколько атомов водорода может присоединить к себе атом данного элемента. Например, в молекуле хлороводорода атом хлора присоединил к себе один атом водорода, следовательно, хлор одновалентен. Валентность кислорода равна двум (II), ибо его один атом присоединяет 2 атома водорода. Азот в молекуле аммиака трехвалентен (III), а углерод — четырехвалентен (IV).

Валентность элементов определяют также по кислороду, который двухвалентен. Например, ртуть Hg и медь Cu образуют оксиды HgO и CuO. Так как кислород двухвалентен и в этих оксидах на один атом элемента приходится по одному атому кислорода, то ртуть и медь тоже двухвалентны.

*Атомы химических элементов проявляют валентность только в соединениях.*

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 30).

## **§ 12. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВАЛЕНТНОСТИ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ФОРМУЛАМ ИХ СОЕДИНЕНИЙ. СОСТАВЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ ПО ВАЛЕНТНОСТИ**

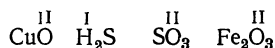
Определение валентности элементов по формулам их соединений. Зная формулы веществ, состоящих из двух элементов, и валентность одного из них, можно определить валентность другого элемента. Например, если дана формула оксида меди CuO, то валентность меди можно определить следующим способом. Валентность кислорода равна двум, а на один его атом приходится один атом меди, следовательно, валентность меди тоже равна двум.

Несколько сложнее определить валентность по формулам, содержащим не один, а несколько атомов двух различных химических элементов. Например, чтобы определить валентность железа в оксиде железа Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, рассуждают так. Валентность кислорода равна двум. Но так как в данной молекуле содержатся 3 атома кислорода, то общее число валентностей всех трех атомов кислорода будет равно шести (2·3). Эти шесть валентностей приходятся на 2 атома железа. Следовательно, на один атом железа приходится три единицы валентности (6:2).

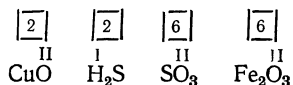
Приведенные примеры позволяют вывести простое правило: *число единиц валентностей всех атомов одного элемента должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента.* Эти рассуждения дают возможность использовать ниже-

приведенную схему при определении валентности элементов по формулам.

1. Пишут химическую формулу вещества и отмечают валентность известного элемента:



2. Находят и записывают общее число валентностей данного элемента:



3. Вычисляют и проставляют над химическими знаками валентность второго элемента. Для этого общее число валентностей делят на индекс второго элемента:



При определении валентности элемента по формуле следует всегда помнить, что: 1) *величина валентности не может быть числом дробным*; 2) *числовое значение валентности не бывает больше восьми*; 3) *некоторые химические элементы имеют переменную валентность*.

**Составление химических формул по валентности.** Чтобы составить химическую формулу, необходимо знать валентность элементов, образующих данное соединение. Валентности некоторых важнейших элементов даны в таблице 3.

Таблица 3

Валентность атомов некоторых элементов в химических соединениях

Валентность	Элементы	Примеры формул кислородных соединений
<i>Элементы с постоянной валентностью</i>		
I	H, Na, K, Li	H <sub>2</sub> O, Na <sub>2</sub> O
II	O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn	MgO, CaO
III	Al, B	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
<i>Элементы с переменной валентностью</i>		
I и II	Cu	Cu <sub>2</sub> O, CuO
II и III	Fe, Co, Ni	FeO, Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
II и IV	Sn, Pb	SnO, SnO <sub>2</sub>
III и V	P	PH <sub>3</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
II, III и VI	Cr	CrO, Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , CrO <sub>3</sub>
II, IV и VI	S	H <sub>2</sub> S, SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub>

При составлении химических формул следует пользоваться нижеприведенной схемой.

1. Пишут рядом химические знаки элементов, которые входят в состав соединения:



2. Над знаками химических элементов проставляют их валентность:



3. Определяют наименьшее кратное чисел, выражающих валентность обоих элементов:



4. Делением наименьшего кратного на валентность соответствующего элемента находят индексы (индекс «1» не пишут):



При составлении химических формул элементов с переменной валентностью рядом с названием вещества пишут в скобках цифру, показывающую валентность данного элемента в этом соединении. Например, оксид меди (II) —  $\text{CuO}$ , оксид меди (I) —  $\text{Cu}_2\text{O}$ , хлорид железа (II) —  $\text{FeCl}_2$ , хлорид железа (III) —  $\text{FeCl}_3$ .

Выполните упражнения 5—8 (с. 30). Решите задачи 1 и 2 (с. 31).

### Вопросы и упражнения

1. Что такое валентность химических элементов? Поясните на конкретных примерах.

2. Почему валентность водорода принята за единицу?

3. В реакции железа с соляной кислотой 1 атом металла вытесняет 2 атома водорода. Как это можно объяснить, пользуясь понятием о валентности?

4. Медь с водородом соединений не образует, но соединяется с некоторыми другими элементами. Как определить ее валентность?

5. Определите валентность элементов по формулам:  $\text{HgO}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

6. Даны символы элементов и указана их валентность. Составьте соответствующие химические формулы:  $\text{LiO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{PO}$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{KO}$ ,  $\text{PH}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{BO}$ ,  $\text{HS}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CrCl}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CH}$ .

7. Пользуясь таблицей 3, составьте химические формулы соединений элементов:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{VO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{NiO}$ .

8. Составьте формулы оксидов меди (I), железа (III), вольфрама (VI), железа (II), углерода (IV), серы (VI), олова (IV), марганца (VII).

### Решите задачи

1. Вычислите молекулярные массы: а) оксида железа (III); б) оксида фосфора (V); в) оксида марганца (VII).
2. Определите процентное содержание элементов в оксиде меди (I) и в оксиде меди (II).

## § 13. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ

Вещества вступают в химические реакции, в результате которых образуются другие вещества. Происходят ли какие-либо изменения с общей массой веществ? По этому вопросу ученые высказывали различные предположения.

Знаменитый английский ученый Р. Бойль (1627—1691) прокаливал в открытой реторте различные металлы, взвешивая их до и после нагревания, и обнаружил, что металлы становятся тяжелее. Основываясь на данных опытов, он сделал неправильный вывод, что масса веществ в результате химических реакций может изменяться.

Р. Бойль утверждал, что существует какая-то «огненная материя», которая по существу являлась прообразом флогистона. Немного позже немецкий ученый Э. Шталь создал так называемую *флогистонную теорию*. Эта теория объясняла увеличение массы металлов при прокаливании их на открытом воздухе за счет улетучивания флогистона, который обладает как будто отрицательной массой.

М. В. Ломоносов в отличие от Р. Бойля прокаливал металлы не на открытом воздухе, а в запаянных ретортах и взвешивал их до прокаливании и после. Он доказал, что масса веществ до и после реакции остается без изменения и что при прокаливании к металлу присоединяется какая-то часть воздуха (кислород в то время не был еще открыт). Сделать правильный вывод из проделанных опытов М. В. Ломоносову помогла разработанная им атомно-молекулярная теория (с. 15). Результаты этих опытов он сформулировал в 1748 г. в виде закона: «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому». В настоящее время этот закон формируется так: *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ*.

Подтвердить правильность закона сохранения массы вещества можно и на более простом опыте, чем это делал М. В. Ломоносов. В колбу (рис. 13) помещают немного красного фосфора, закрывают пробкой и взвешивают на весах (1). Затем колбу с фосфором осторожно нагревают (2). О том, что произошла химическая реакция, судят по появлению в колбе белого дыма — оксида фосфора (V). Вторичным взвешиванием убеждаются, что в результате реакции масса веществ не изменилась (3).

С точки зрения атомно-молекулярной теории закон сохранения массы объясняется так: в результате химических реакций

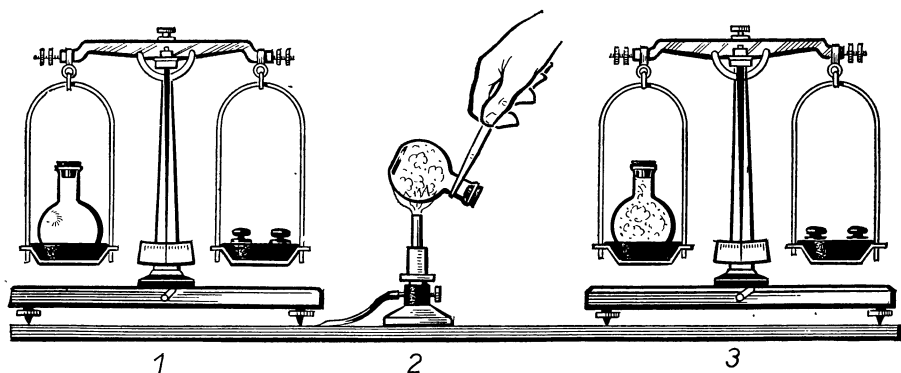


Рис. 13. Экспериментальная проверка закона сохранения массы веществ.

атомы не теряются и не возникают вновь, но происходит лишь их перегруппировка, т. е. молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

**Значение закона сохранения массы веществ.** 1. Открытие закона сохранения массы веществ нанесло серьезный удар флогистонной теории и религии. Стало ясно, что учение религии о якобы создании богом мира из ничего не соответствует действительности.

2. Открытие закона сохранения массы веществ способствовало дальнейшему развитию химии как науки.

3. Пользуясь законом сохранения массы веществ, производят практически важные расчеты. Например, можно вычислить, сколько потребуется исходных веществ, чтобы получить 44 кг сульфида железа (II), если железо и сера вступают в реакцию в массовых отношениях 7:4. Согласно закону сохранения массы веществ при взаимодействии 7 кг железа и 4 кг серы образуется 11 кг сульфида железа (II). А так как необходимо получить 44 кг сульфида железа (II), т. е. в 4 раза больше, то и исходных веществ также потребуется в 4 раза больше: 28 кг железа ( $7 \cdot 4$ ) и 16 кг серы ( $4 \cdot 4$ ).

В дальнейшем мы убедимся, что с учетом закона сохранения массы веществ можно производить различные расчеты по уравнениям химических реакций.

4. На основе закона сохранения массы веществ составляют уравнения химических реакций.

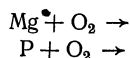
Ответьте на вопросы 1—3 (с. 37).



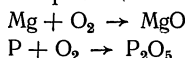
## § 14. ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

*Химическими уравнениями называется условное отображение химических реакций посредством знаков и формул.* Химические уравнения реакций показывают, какие вещества вступают в реакцию и какие образуются. При составлении уравнений реакций поступают следующим образом:

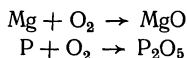
1. Пишут формулы веществ, вступающих в реакцию, и затем ставят стрелку. При этом нужно помнить, что молекулы простых газообразных веществ почти всегда состоят из двух атомов ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$  и т. д.):



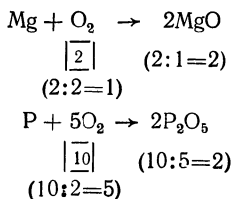
2. В правой части (после стрелки) пишут формулы веществ, образующихся в результате реакции:



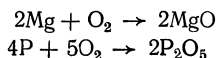
3. Уравнение реакции составляют на основе закона сохранения массы веществ, т. е. слева и справа должно быть одинаковое число атомов. Это достигается расстановкой коэффициентов перед формулами веществ. Вначале уравнивают число атомов, которых в молекулах реагирующих веществ содержится больше. В наших примерах такими являются атомы кислорода:



Находят наименьшее кратное чисел этих атомов в левой и правой части от стрелки. В примере взаимодействия магния с кислородом наименьшим кратным является число 2, а в примере с фосфором — число 10. При делении наименьшего кратного на число соответствующих атомов (в приведенных примерах — на число атомов кислорода) в левой и в правой части от стрелки находят соответствующие коэффициенты, как показано в нижеприведенной схеме:



Уравнивают число атомов остальных элементов. В наших примерах следует уравнивать число атомов магния и фосфора<sup>1</sup>:



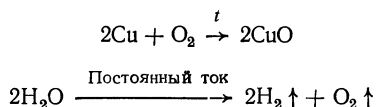
Выполните упражнения 4 (с. 37).

<sup>1</sup> В тех случаях, когда при составлении химических уравнений тепловые эффекты реакций не указывают, вместо знака равенства ставят стрелку.

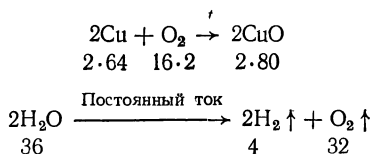
## § 15. МАССОВЫЕ ОТНОШЕНИЯ ВЕЩЕСТВ ПРИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

Пользуясь уравнениями химических реакций, всегда можно подсчитать, в каких массовых отношениях вещества расходуются и получаются. Для этого поступают так.

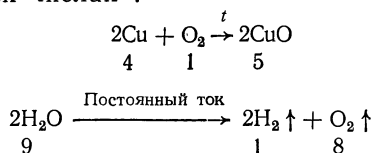
1. Составляют уравнение данной химической реакции<sup>1</sup>:



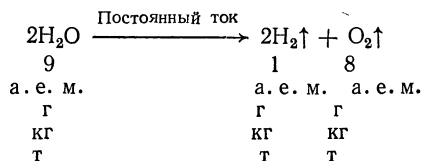
2. Под химическими знаками и формулами с учетом коэффициентов подписывают массовые количества соответствующих веществ:



3. После сокращения получают массовые отношения, выраженные в простых числах<sup>2</sup>:



Полученные массовые отношения можно выразить не только в атомных единицах массы, но и в любых единицах измерения массы, например:



Выполните упражнение 5 (с. 38).

## § 16. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

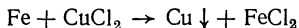
По механизму течения химические реакции подразделяются на четыре основных типа: 1) *реакции разложения*; 2) *реакции соединения*; 3) *реакции замещения*; 4) *реакции обмена* (с. 72).

<sup>1</sup> Если в результате реакции выделяется газообразное вещество, то рядом с его формулой в уравнении реакции ставят стрелку, направленную вверх, а если образуется осадок — стрелку, направленную вниз.

<sup>2</sup> Для того чтобы началась реакция, во многих случаях требуется нагревание. Тогда в уравнениях реакций над стрелкой ставят знак  $t$ .

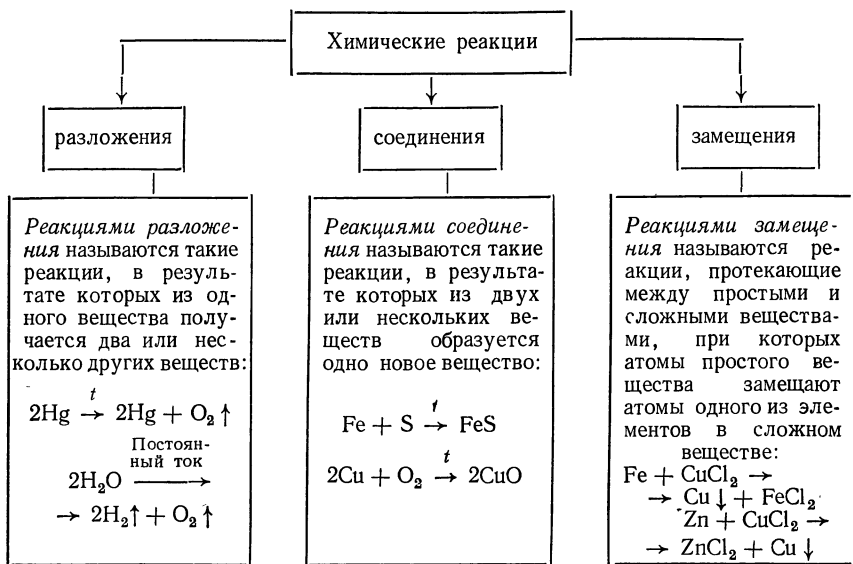
С реакциями разложения мы ознакомились на примере разложения воды (с. 14). Реакция соединения нам известна из примера взаимодействия серы с железом (с. 21).

Чтобы рассмотреть реакции замещения, выполняют следующий опыт. В голубой раствор хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  опускают очищенный железный гвоздь (или железные опилки). Гвоздь (опилки) тотчас покрывается налетом меди, а раствор из голубого становится зеленоватым, так как вместо хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  образуется хлорид железа (II)  $\text{FeCl}_2$ . Происходящую химическую реакцию выражают уравнением:



При сравнении рассмотренных выше химических реакций можно дать им определения и выявить характеризующие их признаки (схема 7).

Схема 7



Выполните упражнение 6—8 (с. 38).

### Лабораторные опыты

**Примеры химических явлений.** *Опыт 1.* Накалите в пламени медную пластинку или проволоку. Затем выньте ее из пламени и очистите образовавшийся черный налет ножом на клочок бумаги. Опыт повторите несколько раз.

**Задания.** 1. Сравните свойства образовавшегося черного порошка и металлической меди. 2. Какое явление наблюдалось в этом опыте? 3. К какому типу химических реакций относится это явление? Составьте уравнение этой реакции.

*Опыт 2.* Налейте в пробирку 1 мл пероксида водорода и насыпьте немного оксида марганца (IV). Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Происходит бурное выделение газа. Тлеющая лучинка загорается.

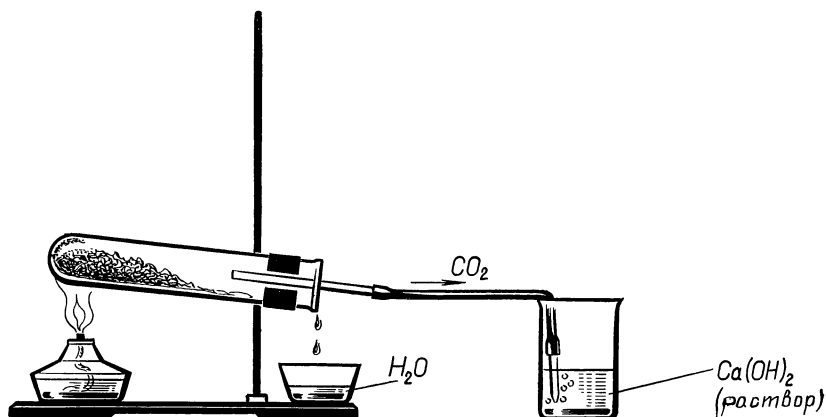


Рис. 14. Разложение основного карбоната меди (II).

**Задания.** 1. Какой газ выделился? 2. Какие признаки подтверждают, что произошло химическое явление?

**Разложение основного карбоната меди (II). Опыт.** Поместите немного порошка основного карбоната меди (II) в пробирку и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой.

Проверьте герметичность собранного прибора. Для этого конец газоотводной трубки опустите в стакан с водой не глубже чем на 1 см, а пробирку зажмите в руке. Если при этом в воду выделяются пузырьки воздуха, то прибор собран герметично (объясните почему). Если пузырьки воздуха не выделяются, то необходимо проверить сочленения отдельных деталей прибора.

Закрепите пробирку в штативе так, как показано на рисунке 14 (доннышко пробирки должно быть немного выше, чем ее отверстие).

Конец газоотводной трубки опустите в стакан с известковой водой. Сначала обогрейте в пламени всю пробирку, а потом нагревайте ее там, где находится порошок. Цвет порошка из зеленого становится черным; на стенках пробирки появляются капельки воды; известковая вода мутнеет.

**Задания.** 1. Сравните свойства образовавшегося черного порошка с веществом, которое получилось при прокаливании медной пластинки, и сделайте вывод. 2. Какой газ выделился при опыте? 3. Почему при нагревании основного карбоната меди (II) пробирку надо держать в наклонном положении?

**Реакция соединения серы с железом. Опыт.** Тщательно перемешайте порошки железа и серы в массовых отношениях 7 : 4. На полученную смесь подействуйте магнитом. Железо притягивается к магниту, а сера не притягивается.

Смесь порошков железа и серы поместите в пробирку и обогрейте ее в пламени (рис. 11). Затем смесь в пробирке сильно накалите в одном месте. Как только начнется бурная реакция, нагревание прекратите. Масса смеси продолжает сильно накаливаться и без нагревания.

Дайте пробирке остыть, затем разбейте ее и содержимое размельчите в порошок. На полученный порошок магнит не действует.

**Задания.** 1. Объясните с точки зрения атомно-молекулярной теории сущность реакции, которая происходит между железом и серой. 2. Почему нагревание требовалось только для начала реакции? 3. Почему магнит действует на смесь порошков железа и серы только до нагревания? 4. К какому типу относится реакция взаимодействия железа с серой? Является ли она экзотермической или эндотермической? Ответ мотивируйте.

**Реакция замещения меди железом. Опыт.** Налейте в пробирку (примерно на  $\frac{1}{4}$  ее объема) раствора хлорида меди (II) и опустите в него очищен-

ный железный гвоздь: поверхность гвоздя покрывается медью. Выньте гвоздь из раствора, рассмотрите его и поместите в тот же раствор немного железных опилок. Через некоторое время железные опилки покрываются медью, а цвет раствора меняется с голубого на зеленоватый.

**Задания.** 1. Какие признаки свидетельствуют, что произошла химическая реакция? 2. Объясните сущность этой реакции с точки зрения атомно-молекулярной теории. Составьте уравнение этой реакции.

### Практическая работа 1

#### Очистка поваренной соли.

1. *Растворение загрязненной поваренной соли* (смесь соли с песком).

В стакан с загрязненной солью налейте примерно 20 мл воды. Чтобы ускорить растворение, содержимое стакана перемешивайте стеклянной палочкой. Если при этом вся соль не растворится, добавьте еще воды. Так можно получить насыщенный при комнатной температуре раствор поваренной соли.

2. *Очистка полученного раствора при помощи фильтрования.* Для изготовления фильтра листок фильтровальной бумаги шириной в два раза больше диаметра воронки дважды складывают пополам, примеряют к воронке и отрезают полукруг так, чтобы край бумаги был на 0,5 см ниже края воронки (рис. 15). Вложенный в воронку фильтр смочите водой и расправьте его, чтобы он плотно примыкал к воронке. Воронку вставьте в кольцо штатива. Конеч ее должен касаться внутренней стенки стакана, в который стекает отфильтрованный раствор. Мутный раствор наливайте на фильтр по стеклянной палочке (рис. 3). В стакан стекает прозрачный фильтрат.

3. *Выпаривание раствора.* Полученный фильтрат вылейте в фарфоровую чашку, поставьте ее на кольцо штатива, нагревайте в пламени и периодически перемешивайте до полного испарения воды. Полученную соль сравните с исходной.

#### Вопросы и упражнения

1. Кем, когда и как был открыт закон сохранения массы? Дайте формулировку этого закона и пояснения с точки зрения атомно-молекулярного учения.

2. В реторту (рис. 16) насыпали порошок цинка, закрыли ее, взвесили и содержимое прокалили. Когда реторта остыла, ее вновь взвесили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли зажим. Остались ли чашки весов в равновесии и почему?

3. Какое теоретическое и практическое значение имеет закон сохранения массы веществ? Приведите примеры.

4. Придерживаясь последовательности, указанной на странице 33, составьте уравнения реакций по следующим схемам:

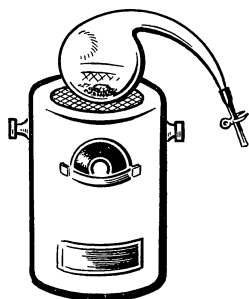
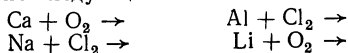


Рис. 16. Реторта.

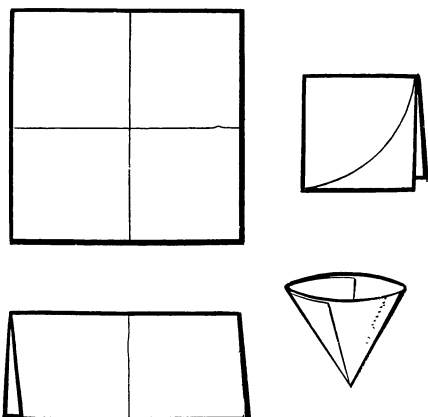
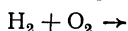
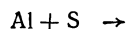
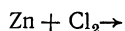
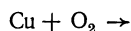


Рис. 15. Изготовление фильтра.

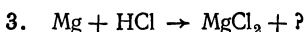
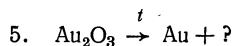
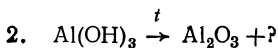
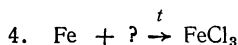
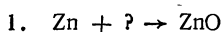


5. Составьте уравнение взаимодействия алюминия с кислородом и вычислите массовые соотношения между исходными веществами и продуктами реакции.

6. Напишите по два уравнения реакций каждого типа и объясните их сущность с точки зрения атомно-молекулярного учения.

7. Даны металлы: кальций Ca, алюминий Al, литий Li. Составьте уравнения химических реакций этих металлов с кислородом, хлором и серой, если известно, что сера в соединениях с металлами и водородом двухвалентна.

8. Перепишите приведенные ниже схемы уравнений реакций, вместо знаков вопроса напишите формулы соответствующих веществ, расставьте коэффициенты и поясните, к какому типу относится каждая из указанных реакций:



## Глава II. КИСЛОРОД, ВОЗДУХ, ГОРЕНИЕ

### § 1. КИСЛОРОД, ЕГО ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

#### Общая характеристика

Химический знак кислорода — O.

Атомная масса — 16.

Химическая формула простого вещества — O<sub>2</sub>.

Молекулярная масса — 32.

В соединениях кислород двухвалентен.

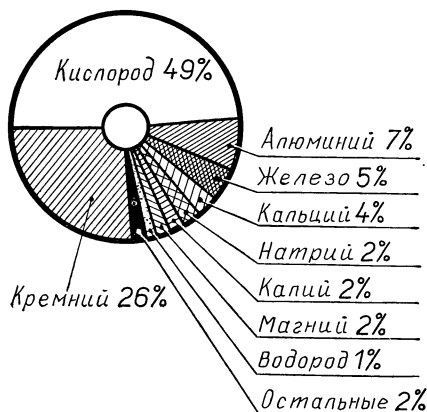


Рис. 17. Распространение элементов в природе.

#### Нахождение в природе.

Кислород — самый распространенный элемент в земной коре (рис. 17). Воздух содержит в свободном состоянии 20,9% кислорода, что составляет приблизительно  $\frac{1}{5}$  по объему.

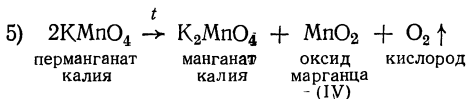
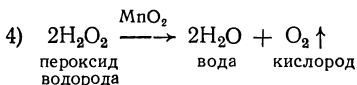
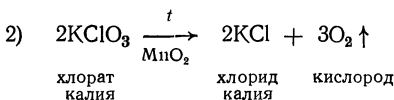
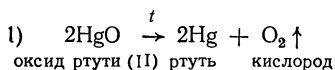
В связанном состоянии кислород входит в состав почти всех окружающих нас веществ. Так, например, вода, песок, многие горные породы и минералы, встречающиеся в земной коре, содержат кислород. Кислород является также важной составной частью многих ор-

ганических соединений, например белков, жиров и углеводов, имеющих исключительно большое значение в жизни растений, животных и человека.

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 45)

## § 2. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА

**В лаборатории кислород можно получить** из некоторых сложных веществ, которые способны разлагаться:



Кислород, который в этих реакциях выделяется, можно собрать методом вытеснения воздуха (рис. 18) или над водой (рис. 19).

Химические реакции ускоряются в присутствии некоторых веществ. Так, например, для разложения хлората калия  $\text{KClO}_3$  (бертолетова соль) его необходимо нагреть примерно до  $400^\circ\text{C}$ . В присутствии же оксида марганца (IV)  $\text{MnO}_2$  бурное разложение хлората калия начинается уже при  $200^\circ\text{C}$ . Оксид марганца (IV) ускоряет также реакцию разложения пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Если в пробирку (рис. 20) поместить немного этого вещества и прилить пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , то даже без нагревания на-

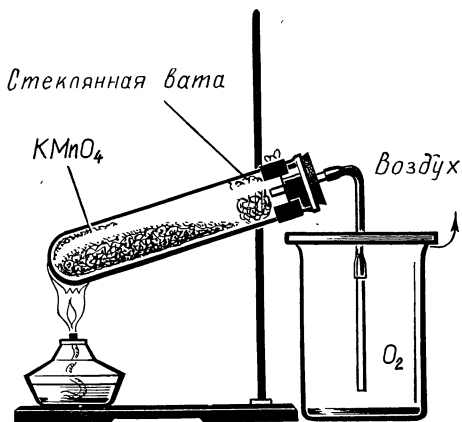


Рис. 18. Получение кислорода методом вытеснения воздуха.



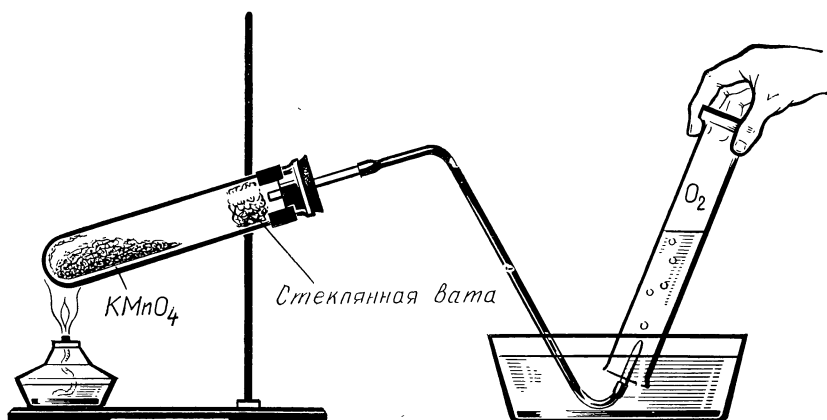


Рис. 19. Получение кислорода методом вытеснения воды.

чинается бурная реакция с выделением кислорода. После фильтрования смеси можно убедиться, что на фильтре остается такое же количество оксида марганца (IV), сколько его было взято. Оставшийся после реакции оксид марганца (IV) пригоден для разложения новых порций хлората калия или пероксида водорода. Следовательно, оксид марганца (IV) ускоряет реакции разложения хлората калия и пероксида водорода, но сам при этом не расходуется.

*Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами при этом не расходуются, называются катализаторами.*

Катализаторы широко применяют в химической промышленности. С их помощью удается повысить производительность химических процессов, снизить себестоимость выпускаемой продукции и более полно использовать сырье.

**Получение кислорода в промышленности.** В промышленности кислород получают из воздуха, который представляет собой смесь различных газов; основные компоненты в нем — азот и кислород. Для получения кислорода воздух охлаждают ниже  $-140^{\circ}\text{C}$  и под давлением сжижают. Так как температура кипения жидкого азота ( $-196^{\circ}\text{C}$ ) ниже температуры

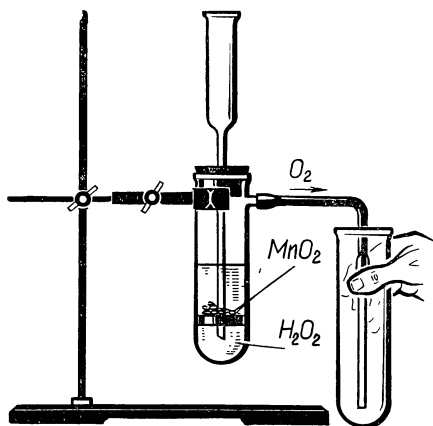


Рис. 20. Ускорение реакции разложения пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV).

кипения жидкого кислорода ( $-183^{\circ}\text{C}$ ), то азот испаряется, а жидкий кислород остается. Хранят его в стальных баллонах под давлением  $10 \times 10^4$ — $15 \cdot 10^4$  Па.

Ответьте на вопросы 3 и 4 (с. 45).

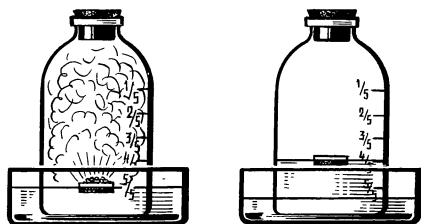


Рис. 21. Сжигание фосфора под колоколом.

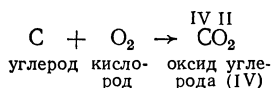
### § 3. СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

**Физические свойства.** Кислород — бесцветный газ, без вкуса и без запаха, мало растворим в воде (в 100 объемах воды при  $20^{\circ}\text{C}$  растворяется 3,1 объема кислорода). Кислород немного тяжелее воздуха (1 л кислорода при нормальных условиях<sup>1</sup> весит 1,43 г, а 1 л воздуха — 1,29 г). При нормальном давлении и температуре  $-183^{\circ}\text{C}$  кислород сжижается, а при снижении температуры до  $-218,8^{\circ}\text{C}$  затвердевает.

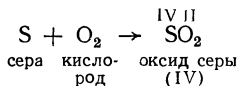
**Химические свойства.** Кислород энергично реагирует с многими веществами, при этом выделяются теплота и свет. Такие реакции называют *реакциями горения*.

Выяснить сущность реакций горения вещества в кислороде можно опытным путем. Например, сжигают под колоколом фосфор (рис. 21). При его сгорании в колоколе поднимается вода, так как расходуется кислород воздуха. Следовательно, реакция горения — это присоединение кислорода к веществу.

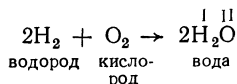
Если опустить в сосуд с кислородом тлеющий уголек, то он раскаляется добела и сгорает. Чтобы определить, какое образовалось вещество, в сосуд наливают известковую воду. Она мутнеет, так как при горении угля образуется оксид углерода (IV):



Сера горит в кислороде ярким синим пламенем с образованием газа с резким запахом, оксида серы (IV):

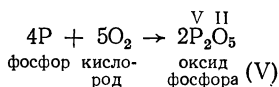
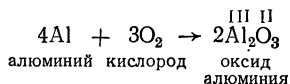
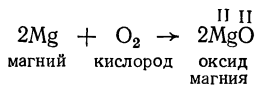


При горении водорода образуется вода:

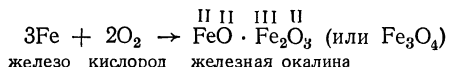


<sup>1</sup> Нормальные условия (сокращенно н. у.) — температура  $0^{\circ}\text{C}$  и нормальное атмосферное давление 760 мм рт. ст.

Магний Mg, алюминий Al и фосфор P сгорают в кислороде с ярким ослепительным светом:



В кислороде горят и такие вещества, которые обычно считают негорючими, например железо. Если к тонкой стальной проволоке прикрепить спичку, зажечь ее и опустить в сосуд с кислородом, то от спички загорится и железо. Горение железа происходит с треском и разбрасыванием ярких искр — расплавленных капель железной окалины  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . В этом соединении 2 атома железа трехвалентны и 1 атом двухвалентен. Поэтому реакцию горения железа в кислороде можно выразить следующим уравнением:



**Озон. Аллотропия.** Кислород  $\text{O}_2$  может превратиться в озон, молекула которого состоит из 3 атомов кислорода —  $\text{O}_3$ .

В лаборатории озон получают в приборе — *озонаторе* (рис. 22), который состоит из стеклянной трубки, обвитой снаружи металлической проволокой. Внутри трубки проходит другая металлическая проволока. Стеклянную трубку озонатора наполняют кислородом и концы проволоки присоединяют к полюсам индукционной катушки для получения тока высокого напряжения. Между проволоками и, следовательно, через кислород проходит электрический разряд. В результате кислород превращается в озон:

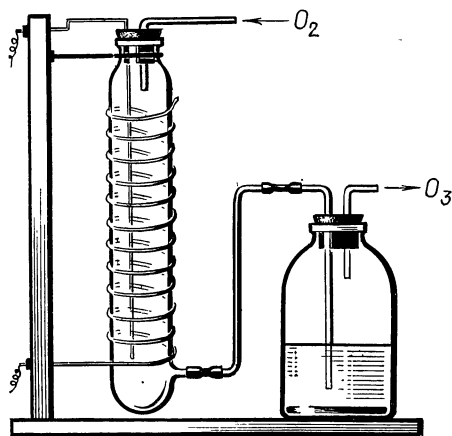
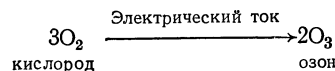


Рис. 22. Озонатор.



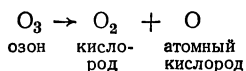
В природе озон образуется во время грозы вследствие электрических разрядов или в результате

окисления смолы хвойных деревьев. Этим и объясняется свежесть воздуха в хвойных лесах и после грозы.

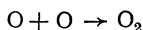
При обычных условиях озон — это газ с характерным запахом в 1,5 раза тяжелее кислорода. Озон гораздо лучше растворяется в воде, чем кислород.

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

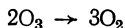
Озон химически значительно активнее кислорода. Так, например, некоторые вещества (фосфор, спирт) в озоне воспламеняются, каучук становится хрупким, а красители под действием озона обесцвечиваются. Особая химическая активность озона объясняется тем, что его молекулы легко распадаются:



Образующийся атомный кислород более энергично реагирует с веществами, чем молекулярный. Атомы кислорода могут соединяться попарно в молекулы:



Суммарно превращение озона в кислород выражают следующим уравнением:



В дальнейшем мы убедимся, что, кроме кислорода, и другие химические элементы (сера, фосфор, углерод) в свободном состоянии могут образовать несколько простых веществ.

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

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

**Окисление. Оксиды.** В химии вместо выражения «вещество горит» чаще всего употребляют слова «вещество окисляется». Как мы в дальнейшем убедимся, понятие «окисление» является более общим, чем понятие «горение».

Взаимодействие какого-либо вещества с кислородом относится к реакциям окисления. В результате взаимодействия веществ с кислородом образуются различные оксиды.

*Оксиды — это сложные вещества, молекулы которых состоят из двух элементов, одним из которых является кислород.*

Почти все химические элементы образуют оксиды. Исключением являются лишь некоторые инертные элементы (с. 47). Известны химические элементы, которые непосредственно с кислородом не соединяются. К ним относятся серебро Ag, золото Au и др. Оксиды этих элементов получают косвенным путем.

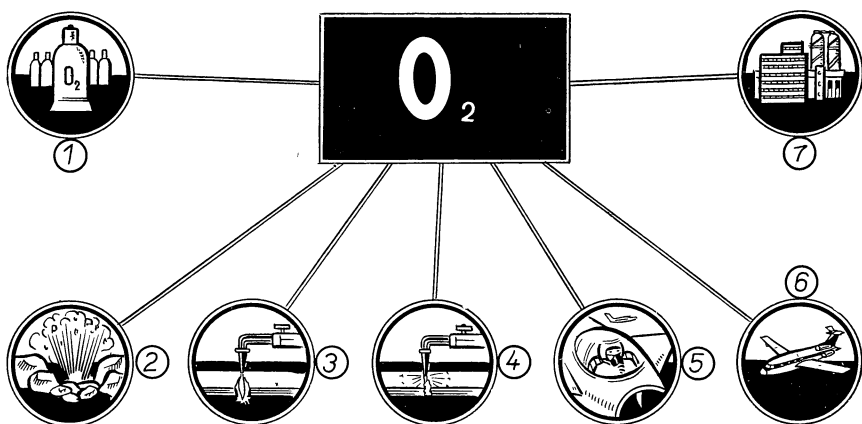


Рис. 23. Применение кислорода:

в медицине (1); на взрывных работах (2); для сварки металлов (3); для резки металлов (4); в авиации для дыхания (5); в авиации для двигателей (6); в металлургии (7).

Чтобы составить химические формулы оксидов и написать уравнения реакций окисления, можно пользоваться приемами, которые приведены на страницах 29 и 33.

Ответьте на вопросы 5—8 (с. 45). Решите задачи 1—3 (с. 45).

#### § 4. ПРИМЕНЕНИЕ КИСЛОРОДА

Применение кислорода основано на его химических свойствах (рис. 23).

В больших количествах кислород используют для ускорения химических реакций в разных отраслях химической промышленности и в металлургии. Например, при выплавке чугуна для повышения производительности доменных печей в них подают воздух, обогащенный кислородом.

При сжигании смеси ацетилена или водорода с кислородом в специальных горелках (рис. 24) температура пламени достигает  $3000^{\circ}\text{C}$ . Такое пламя используется для сварки металлов. Если берут кислород в избытке, то пламенем можно резать металл.

Пропитывая жидким кислородом порошок угля, древесные опилки и другие вещества, получают взрывчатые смеси.

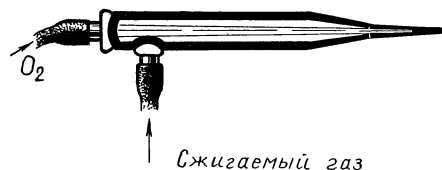


Рис. 24. Ацетилено-кислородная горелка.

Жидкий кислород применяют в ракетных двигателях.

В медицине кислород применяют для облегчения затрудненного дыхания. В этом случае кислородом заполняют специальные резиновые подушки.

Кислородные маски необ-

ходимы в высотных полетах, в космосе и при работе под водой или под землей.

Выполните упражнения 9 и 10.

#### **Вопросы и упражнения**

1. Назовите химический элемент, наиболее распространенный в земной коре. Где, в каком количестве и в каком виде встречается этот элемент?

2. Какое значение имеет кислород в жизни растений и животных? В живых организмах при окислении глюкозы  $C_6H_{12}O_6$  выделяется необходимая для их жизнедеятельности энергия. Напишите уравнение этой реакции, если известно, что в конечном итоге образуются оксид углерода (IV)  $CO_2$  и вода  $H_2O$ .

3. Как получают кислород в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций. Чем отличаются эти способы друг от друга?

4. Что такое катализаторы и каково их значение в химии?

5. Охарактеризуйте физические и химические свойства кислорода. Составьте уравнения соответствующих реакций, в которых под формулами всех веществ напишите их названия и проставьте валентность элементов в соединениях.

6. Охарактеризуйте свойства кислорода и озона и на их примере поясните сущность явления аллотропии.

7. Что называется окислением, какие вещества относят к оксидам? Напишите уравнения химических реакций, в результате которых образуются оксиды следующих элементов: а) кремния; б) цинка; в) бария; г) водорода и д) алюминия.

8. При разложении минерала малахита  $Cu_2CO_3(OH)_2$  образуются три оксида. Напишите уравнение этой реакции.

9. Пользуясь рисунком 23, перечислите области применения кислорода.

10. Составьте конспект ответа, характеризующего кислород, по следующему плану: 1) общая характеристика; 2) нахождение в природе; 3) получение в лаборатории и промышленности; 4) физические свойства; 5) химические свойства; 6) применение.

#### **Решите задачи**

1. Вычислите процентный состав: а) оксида серы (IV); б) перманганата калия  $KMnO_4$ .

2. Определите, какое из соединений железа —  $Fe_2O_3$  или  $Fe_3O_4$  — богаче железом.

3. Расскажите, в каких массовых отношениях реагируют и образуются вещества: а) при сгорании фосфора; б) при окислении глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

### **§ 5. ВОЗДУХ И ЕГО СОСТАВ**

**Состав воздуха.** Вопрос о составе воздуха в науке был решен не сразу.

В средние века учение о газах было запрещено и преследовалось церковью. Из-за непонимания роли воздуха в химических процессах возникла флогистонная теория. Первые правильные представления о воздухе дал русский ученый М. В. Ломоносов. Именно поэтому ему удалось открыть закон сохранения массы (с. 31).

В 1774 г. французский ученый А. Лавуазье доказал, что воздух — это смесь двух в основном газов — азота и кислорода. Он нагревал металлическую ртуть в воздухе под колоколом (рис. 25)

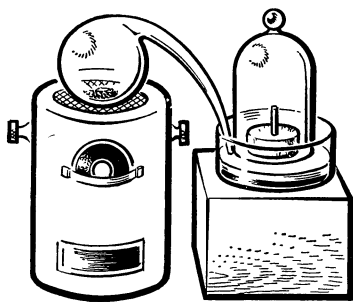


Рис. 25. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха.

в течение 12 суток. В результате уровень ртути в колоколе поднялся примерно на  $\frac{1}{5}$ . На поверхности ртути образовался порошок оранжевого цвета. Оставшийся под колоколом газ был непригоден для дыхания. Мыши в нем погибли, зажженная свеча гасла, но в отличие от углекислого газа (оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$ ) известковая вода от него не мутнела. Этот газ был назван азотом. При прокаливании образовавшегося порошка оранжевого цвета (оксид ртути (II)  $\text{HgO}$ ) выделился

объем кислорода, равный тому объему газа, на который он уменьшился во время нагревания ртути под колоколом. Этими опытами было доказано, что в воздухе содержится примерно  $\frac{4}{5}$  азота и  $\frac{1}{5}$  кислорода (по объему).

Качественный состав воздуха можно доказать более простым опытом. Сжигают фосфор не в кислороде, а в воздухе (с. 41). При этом вода в колоколе поднимается примерно на  $\frac{1}{5}$ , так как при горении фосфора расходуется только кислород, а азот в реакцию не вступает (см. рис. 21).

В конце XIX в. более точными исследованиями было доказано, что в состав воздуха, кроме кислорода и азота, входят еще 5 газообразных простых веществ: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe. Долгое время не удавалось получить соединения этих элементов. Поэтому их называли *благородными газами*. Кроме того, в воздухе содержится оксид углерода (IV) и водяные пары. Примерный состав воздуха показан в таблице 4.

В воздухе больших городов, где много заводов, содержание оксида углерода (IV) может быть значительно выше. В промышленных районах в воздух попадают и другие газы, например оксид серы (IV), оксиды азота и пыль. В нашей стране проводятся мероприятия по борьбе с загрязнением воздуха. Так, например,

Таблица 4

Состав воздуха

Составные части	Количество газов, в %	
	по объему	по массе
Азот	78,08	75,50
Кислород	20,95	23,10
Благородные газы (главным образом аргон)	0,94	1,30
Оксид углерода (IV)	0,03	0,046

в дымоходах ставят фильтры — поглотители вредных газов, культивируют зеленые растения, которые усваивают оксид углерода (IV) и выделяют кислород. Кроме того, на крупных заводах, в метро и т. д. устраивают мощные сооружения для очистки воздуха от пыли, бактерий, вредных газов, а иногда для обогащения воздуха кислородом.

**Благородные газы.** К благородным газам относятся гелий, неон, аргон, криптон и ксенон. На их долю приходится примерно 1% воздуха. Все они отличаются чрезвычайно малой активностью. Только недавно ученым удалось получить несколько соединений, в которых отдельные из этих элементов проявляют максимальную валентность 8.

С каждым годом расширяется область применения благородных газов. Легкость и негорючесть гелия позволяют заполнять воздушные шары, в инертной среде аргона производят электросварку легко окисляющихся металлов. По той же причине неон, аргон, криптоном и ксеноном заполняют электрические лампочки вместо азота. Смесь гелия с кислородом применяют для дыхания при подводных работах. Если через разреженные благородные газы пропускать электрический ток, то они излучают свет разной окраски. Например, аргон дает синее свечение, неон — оранжевое. Поэтому их используют для световых реклам и в маяках.

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 49).

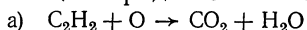
**Горение веществ в воздухе.** Горение веществ в воздухе происходит медленнее, чем в кислороде, потому что кислорода в воздухе содержится  $\frac{1}{5}$  часть по объему.

Нам уже известно, что при горении атомы простых веществ соединяются с атомами кислорода и образуются оксиды. Теперь выясним, как происходит горение сложных веществ.

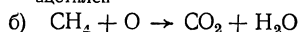
При горении парафиновой свечи в химическом стакане на стенках появляются капельки воды, а если в него налить известковую воду, то она мутнеет, что доказывает наличие оксида углерода (IV). Образование воды и оксида углерода (IV) при горении свечи можно объяснить так. Парафин — это смесь сложных веществ, состоящих из двух элементов — углерода и водорода. Атомы углерода и водорода при горении соединяются с атомами кислорода с образованием оксида углерода (IV) и воды. Таким образом, при горении сложного вещества образуются оксиды элементов, входящих в состав данного вещества.

При составлении уравнений реакций горения сложных веществ рекомендуется придерживаться определенного порядка.

1. Записывают формулы реагирующих и образующихся веществ. Кислород обозначают в виде атомов:



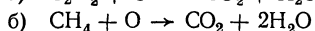
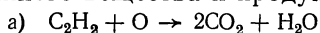
ацетилен



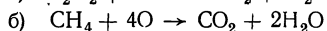
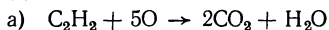
метан



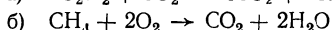
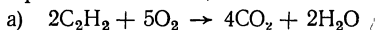
2. Уравнивают число атомов, входящих в состав сгоревшего сложного вещества и продуктов реакции:



3. При помощи коэффициентов уравнивают число атомов кислорода:



4. Кислород пишут в молекулярном виде. Если число атомов кислорода нечетное, то остальные коэффициенты удваивают:



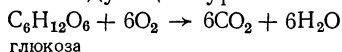
**Условия возникновения и прекращения горения.** Для того чтобы началось горение, необходимы два условия: 1) *нагревание горючего вещества до температуры воспламенения*; 2) *доступ кислорода*.

Температура воспламенения веществ различна. Сера и дерево воспламеняются при температуре около  $270^\circ C$ , уголь —  $350^\circ C$ , а белый фосфор —  $40^\circ C$ .

Чтобы горение прекратилось, следует либо охладить вещество ниже температуры воспламенения, либо прекратить к нему доступ кислорода. При тушении пожара водой создаются оба условия: вода охлаждает горящие предметы, а ее пары затрудняют к ним доступ воздуха.

**Медленное окисление.** Если какое-либо вещество медленно реагирует с кислородом, то теплота выделяется постепенно. Поэтому реагирующие вещества не нагреваются до температуры воспламенения, и горение не происходит. Такой процесс называется *медленным окислением*.

Явление медленного окисления наблюдается довольно часто. Например, в процессе гниения (окисления) навоза выделяется теплота, которая используется, например, в парниках. Как известно, выдыхаемый воздух содержит гораздо больше оксида углерода (IV) и водяных паров, чем вдыхаемый. Это объясняется тем, что в организме происходит постепенное окисление углеводов, жиров, белков и других веществ. Например, окисление глюкозы можно выразить следующим уравнением:



глюкоза

Иногда медленное окисление приносит вред народному хозяйству. Если образуются условия, затрудняющие отвод теплоты, то может произойти самовозгорание, например, промасленных тряпок, размельченных горючих материалов (уголь, опилки и т. д.). Большой ущерб народному хозяйству причиняет медленное окисление металлов, т. е. их ржавление.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—11 (с 49).

## Практическая работа 2

### Получение и свойства кислорода. 1. Получение и соби́рание кислорода.

а) Соберите прибор, как показано на рисунке 18 (с. 39), и проверьте его на герметичность. В пробирку насыпьте примерно на  $\frac{1}{4}$  ее объема перманганата калия, недалеко от ее отверстия положите рыхлый комочек ваты (желательно стеклянной) и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы конец газоотводной трубки доходил до дна стакана или цилиндра, в который будете собирать кислород.

Сначала обогрейте всю пробирку. Затем постепенно передвигайте пламя от дна пробирки в сторону пробки.

Полноту заполнения стакана (цилиндра) кислородом проверяйте тлеющей лучинкой. Как только сосуд наполнится кислородом, закройте его картоном или стеклянной пластинкой.

б) Соберите прибор, как показано на рисунке 19 (с. 40), и проверьте его на герметичность. В сосуд с водой опрокиньте пробирку с водой (или цилиндр). Затем пробирку (цилиндр) наденьте на конец газоотводной трубки и нагревайте пробирку с перманганатом калия.

Когда сосуд заполнится кислородом, закройте его под водой стеклянной пластинкой. Собранный кислород сохраните для следующих опытов.

2. Горение в кислороде угля и серы. а) Положите в железную ложечку кусочек древесного угля и раскалите его в пламени. Затем ложечку с тлеющим углем внесите в сосуд с кислородом и наблюдайте за происходящим. Когда горение прекратится, влейте в этот сосуд немного известковой воды и взболтайте. Почему происходит помутнение? Запишите уравнение реакции горения угля.

б) В железную ложечку, покрытую асбестом, положите кусочек серы и подожгите его в пламени. Наблюдайте, как сера горит в воздухе. Затем поместите горящую серу в сосуд с кислородом. Как изменилось пламя? Почему? Запишите уравнение реакции горения серы.

### Вопросы и упражнения

1. Каков состав воздуха по объему и по массе? Подумайте, почему в воздухе кислорода по массе больше, чем по объему, а у азота обратная зависимость.

2. Какими опытами можно определить состав воздуха по объему?

3. Как опытным путем А. Лавуазье доказал состав воздуха? Составьте соответствующие уравнения химических реакций.

4. Назовите, какие вы знаете благородные газы. Перечислите области их применения.

5. Чем отличается горение веществ в кислороде от горения в воздухе?

6. Какова сущность горения простых и сложных веществ? Поясните примерами.

7. Пользуясь указаниями, которые даны на страницах 33 и 47, составьте уравнения реакций горения следующих веществ: а) бария; б) алюминия; в) лития; г) фосфора; д) водорода; е) бензола  $C_6H_6$ ; ж) этана  $C_2H_6$ ; з) ацетилена  $C_2H_2$ .

8. Каковы условия возникновения и прекращения горения? Какие средства тушения пожара нужно использовать в следующих случаях: а) загорелась одежда на теле человека; б) воспламенился бензин; в) возник пожар на складе лесоматериалов; г) загорелась нефть на поверхности воды?

9. Иногда из дымовых труб заводских печей выходит черный дым. Подумайте, чем это вызвано. Как это явление можно устранить?

10. Что такое медленное окисление и какое оно имеет значение для жизненных процессов?

11. Приведите примеры отрицательной и положительной роли медленного окисления.

## Глава III. ВОДОРОД, ВОДА, РАСТВОРЫ

### § 1. ВОДОРОД, ЕГО ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

**Общая характеристика водорода:**

Химический знак — H.

Атомная масса — 1,008.

Химическая формула —  $H_2$ .

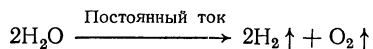
Молекулярная масса — 2,016.

В соединениях водород одновалентен.

**Нахождение в природе.** Водород — самый распространенный химический элемент во вселенной. Он является главной составной частью солнечной атмосферы, а также многих звезд. В земной коре водорода всего лишь 1%. Однако его соединения, как например вода  $H_2O$ , распространены широко. В состав природного горючего газа входит в основном соединение водорода с углеродом — метан  $CH_4$ . Водород содержится также во многих органических веществах.

### § 2. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА

**Получение водорода в лаборатории.** Один из способов получения водорода нам уже знаком. Это разложение воды постоянным электрическим током (с. 14):



Для осуществления этой реакции необходим специальный прибор с выпрямителем электрического тока.

В лабораторных условиях водород проще получить при взаимодействии некоторых металлов и кислот или активных металлов

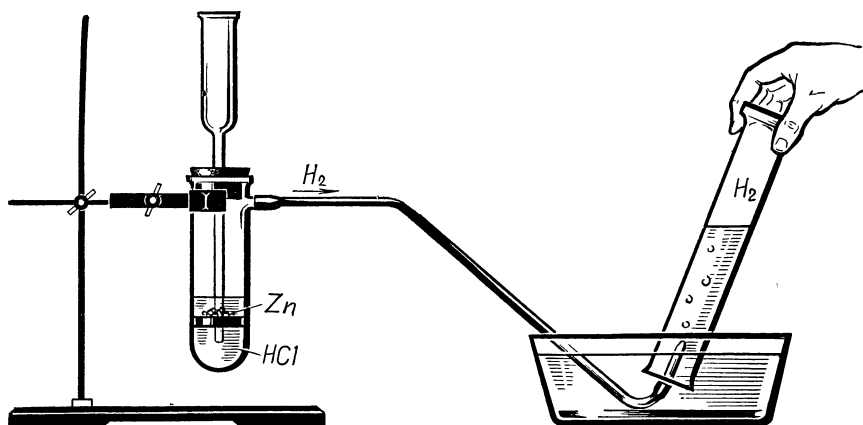


Рис. 26. Собираение водорода методом вытеснения воды.

и воды. Обычно используют цинк и растворы соляной  $\text{HCl}$  или серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислот. Для собирания водорода над водой, который выделяется в этих реакциях, можно использовать прибор, изображенный на рисунке 26. Для получения водорода пользуются также аппаратом Киппа (рис. 27). Так как водород легче воздуха, его собирают в приборе, как показано на рисунке 28. Реакции можно отразить при помощи следующих уравнений (группа  $\text{SO}_4$  двухвалентна, ибо в серной кислоте связана с двумя атомами водорода):

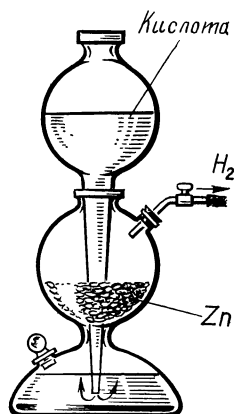


Рис. 27. Аппарат Киппа.



Водород выделяется также при взаимодействии активных металлов (например,  $\text{Na}$ ,  $\text{Ca}$ ) с водой (рис. 29). Эти реакции протекают бурно, иногда со взрывом. Поэтому для опыта следует брать небольшой кусочек металла, а пробирку прикрыть воронкой. Опытным путем установлено, что из молекулы воды вытесняется только один атом водорода и образуется одновалентная группа  $\text{OH}$  — гидроксогруппа, которая соединяется с атомами

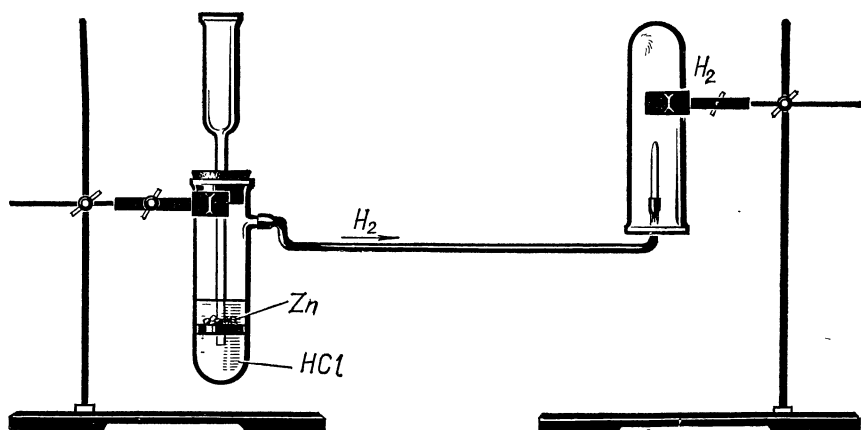


Рис. 28. Собираение водорода методом вытеснения воздуха.

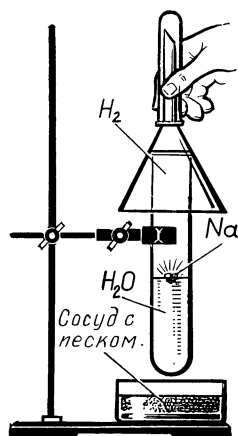


Рис. 29. Взаимодействие натрия с водой.

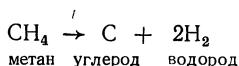
металлов. Число гидроксогрупп зависит от валентности металлов. Образующиеся соединения называются *основаниями*. Химические реакции, протекающие между активными металлами и водой, можно выразить следующими уравнениями:



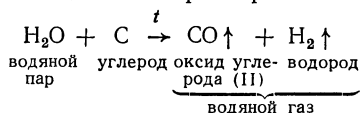
### Получение водорода в промышленности.

В технике водород получают либо из природного газа (основная составная часть которого метан  $\text{CH}_4$ ), либо из воды.

Один из способов получения водорода из природного газа основан на способности метана разлагаться при высокой температуре на водород и углерод без доступа воздуха:



Экономически выгодным способом получения водорода является взаимодействие водяного пара с раскаленным углем:



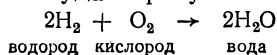
Эта реакция проводится в особых аппаратах, называемых газогенераторами.

Ответьте на вопросы 1—5 (с. 55).

## § 3. СВОЙСТВА ВОДОРОДА

**Физические свойства.** Водород — бесцветный, самый легкий газ. Он в 14,5 раза легче воздуха (1 л весит 0,09 г), поэтому мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх. Растворимость водорода в воде очень мала, а температура сжижения чрезвычайно низкая ( $-252,8^\circ\text{C}$ ).

**Химические свойства.** 1. *Водород соединяется с кислородом.* Если зажечь струю водорода (после проверки на чистоту, см. далее) и трубку с горящим водородом опустить в сосуд с кислородом, то на стенках сосуда образуются капельки воды:



Водород без примеси сгорает спокойно. Однако смесь водорода с кислородом или воздухом взрывается. Наиболее взрывчата смесь, состоящая из двух объемов водорода и одного объема кислорода, — *гремучий газ*. Если взрыв произойдет в стеклянном сосуде, то его осколки могут поранить окружающих. Поэтому, прежде чем поджигать водород, *необходимо проверить его на чистоту*. Для этого собирают водород в пробирку, которую вверх дном подносят к пламени. Если водород чистый, то он сгорает спокойно с характерным звуком «п-пах». Если же водород содержит примесь воздуха, то он сгорает со взрывом. На всех производствах, где возможно образование смеси водорода с воздухом, следует соблюдать правила техники безопасности.

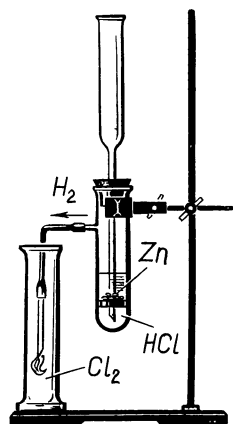
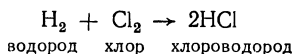


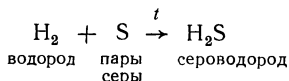
Рис. 30. Горение водорода в атмосфере хлора.

2. *Водород соединяется также с другими неметаллами и некоторыми активными металлами*. В этом можно убедиться, если выходящий из газоотводной трубки водород поджечь и погрузить в цилиндр с хлором. Водород в атмосфере хлора продолжает гореть (рис. 30). Желто-зеленый цвет хлора постепенно исчезает, так как образуется бесцветный газ — хлороводород:



Хлороводород хорошо растворяется в воде с образованием соляной кислоты HCl.

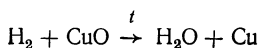
Если пропускать струю водорода в пробирку с кипящей серой, то ощущается запах тухлых яиц. Это запах газообразного сероводорода H<sub>2</sub>S:



При взаимодействии водорода с азотом получается аммиак H<sub>3</sub>N, имеющий большое практическое значение.

Водород реагирует также с активными металлами с образованием нелетучих соединений — *гидридов*: NaH, CaH<sub>2</sub>.

3. *Характерным химическим свойством водорода является его способность реагировать с оксидами некоторых металлов*. Так, например, если при нагревании пропускать над оксидом меди (II) струю водорода (рис. 31), то происходит реакция, в результате которой образуется вода и металлическая медь:



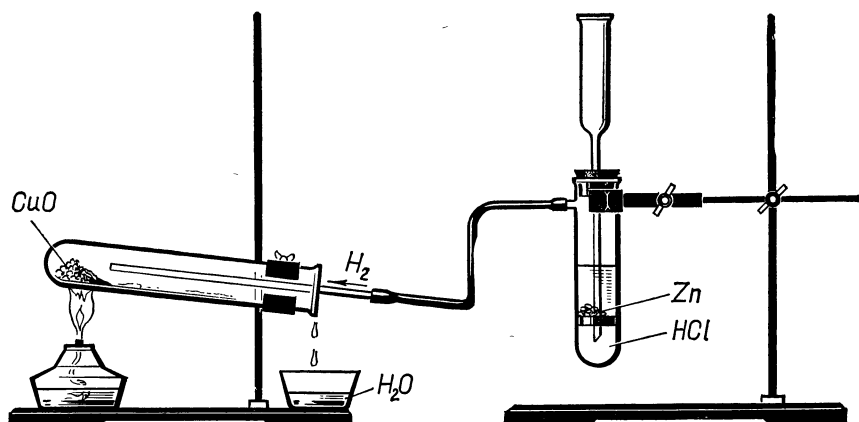


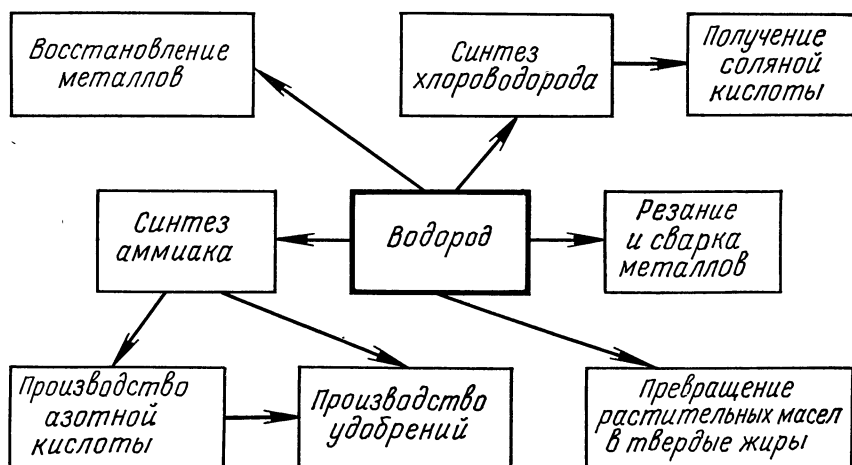
Рис. 31. Восстановление меди водородом из оксида меди (11).

Эта реакция противоположна реакции окисления, так как водород отнимает кислород от атомов меди.

Реакции, в результате которых от какого-либо соединения отнимается кислород, относятся к реакциям восстановления, а вещества, которые отнимают кислород, называются восстановителями. Процессы окисления и восстановления взаимно связаны (если один элемент окисляется, то другой восстанавливается, и наоборот).

Применение водорода основано на его легкости и на способности гореть с выделением большого количества теплоты. Водород используется также как восстановитель ценных металлов и для синтеза некоторых веществ (схема 8).

Схема 8



Более подробно с некоторыми отраслями применения водорода ознакомимся в дальнейшем курсе химии.

Ответьте на вопросы 6—11.

#### **Вопросы и упражнения**

1. Дайте общую характеристику элемента водорода. Составьте известные вам формулы химических соединений, содержащих водород.
2. Поясните, что означают записи:  $5\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $6\text{H}$  и  $3\text{H}_2$ .
3. Какова распространенность и в каком виде водород встречается в природе? Вычислите, какое из веществ богаче водородом: вода  $\text{H}_2\text{O}$  или метан  $\text{CH}_4$ .
4. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить водород. Поясните, к какому типу относятся эти реакции.
5. Водород можно получить при взаимодействии алюминия с растворами соляной и серной кислот. Составьте уравнения этих реакций.
6. Один цилиндр заполнен водородом, а другой — кислородом. Как определить, в каком цилиндре находится каждый из газов?
7. Как перелить из одного сосуда в другой: а) водород; б) кислород?
8. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства водорода.
9. Составьте уравнения реакций водорода со следующими оксидами: а) оксидом ртуты (II); б) железной окалиной  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; в) оксидом вольфрама (VI).
10. Где применяется водород?
11. Составьте конспект ответа, характеризующего водород, придерживаясь плана, указанного на странице 45.

### **§ 4. СОСТАВ ВОДЫ. АНАЛИЗ И СИНТЕЗ ВОДЫ**

#### **Общая характеристика воды:**

Химическая формула воды —  $\text{H}_2\text{O}$ .

Структурная формула<sup>1</sup> —  $\text{H} - \text{O} - \text{H}$ .

Молекулярная масса —  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \cdot 2 + 16 = 18$ .

**Анализ и синтез воды.** Мы уже ознакомились (с. 23), как на основании опытных данных выводят химическую формулу сульфида железа (II). Теперь рассмотрим этот вопрос более подробно на примере воды.

При разложении воды электрическим током (с. 14) образуются два объема водорода и один объем кислорода. Зная, что 1 л водорода при нормальных условиях имеет массу 0,089 г, а 1 л кислорода 1,429 г, можно вычислить массовые отношения выделившихся газов:

$$(0,089 \cdot 2) : 1,429 \approx 1 : 8$$

Так как в молекуле воды не может быть меньше одного атома кислорода (16 а. е. м.), а массовое отношение водорода к кислороду равна 1 : 8, то в молекуле воды должно быть 2 атома водорода (2 а. е. м.). Следовательно, формула молекулы воды  $\text{H}_2\text{O}$ .

*Метод определения состава веществ путем их разложения на более простые составные части относится к анализу* (от греч. «анализис» — разложение). В таких же массовых отношениях

<sup>1</sup> В структурной формуле каждая черточка означает единицу валентности.



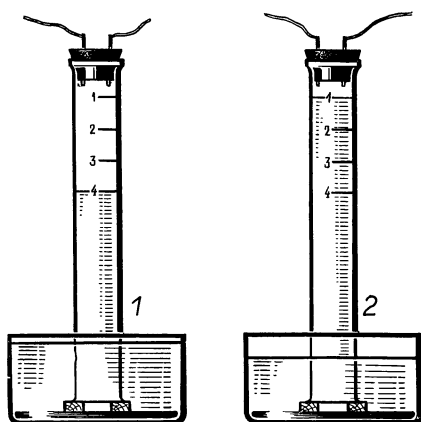


Рис. 32. Эвдиометр.

реагируют водород и кислород при образовании воды. Для проведения этой реакции используют эвдиометр (рис. 32). Это толстостенная трубка с делениями, закрытая резиновой пробкой, в которую вставлены медные проволочки. Трубку заполняют кипяченой водой и опускают открытым концом в сосуд с водой, как показано на рисунке 32. В эвдиометр вводят два объема кислорода и два объема водорода (1). Свободные концы проволочек соединяют проводами с индукционной катушкой, а последнюю — с источником электрического

тока. Между сближенными концами проволочек образуется искра — и происходит взрыв. Вода в трубке эвдиометра поднимается на три деления (2). В оставшемся одном объеме газа тлеющая лучинка вспыхивает — это кислород.

Следовательно, при образовании воды, так же как и при ее разложении, два объема водорода соединяются с одним объемом кислорода.

*Получение сложных веществ из более простых называется синтезом (от греч. «синтезис» — соединять).*

В химии для определения состава веществ и вывода их химических формул пользуются как анализом, так и синтезом, т. е. результаты одного метода проверяются другим.

## § 5. ВОДА В ПРИРОДЕ И СПОСОБЫ ЕЕ ОЧИСТКИ

Вода — распространенное вещество в природе. Ею заполнены океаны, моря, озера и реки; пары воды входят в состав воздуха. Вода содержится в организмах животных и растений. Так, например, в организме млекопитающих ее примерно 70%, а в огурцах и арбузах — около 90%.

**Очистка воды.** Природная вода всегда содержит примеси. В зависимости от целей ее использования применяют различные приемы очистки воды.

Питьевая вода не должна содержать нерастворенных примесей и болезнетворных микроорганизмов, которые обычно бывают в открытых водоемах. Если воду для питья берут из озер и рек, то ей дают отстояться в специальных бассейнах (рис. 33) и фильтруют через слои песка. Очищенную от нерастворимых веществ воду обрабатывают хлором, а иногда озоном или ультрафиолетовыми лучами, которые также убивают микроорганизмы.

Дистиллированная вода не должна содержать и растворен-

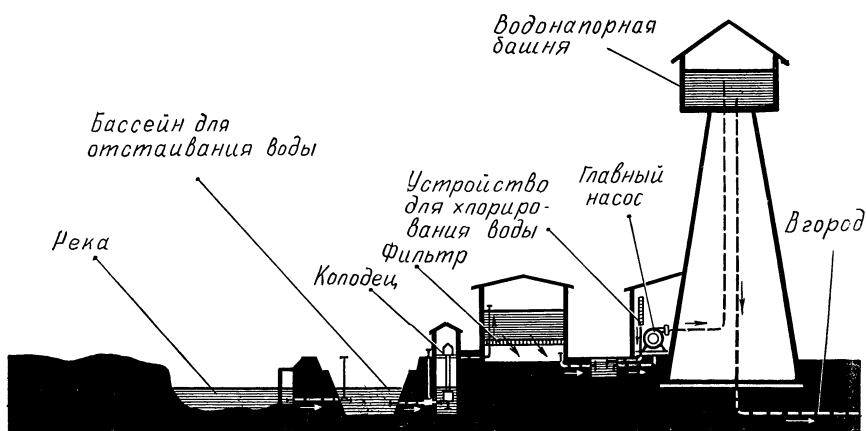


Рис. 33. Схема водоочистительной станции.

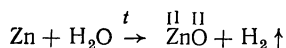
ные вещества. Чтобы очистить от них воду, применяют перегонку, или дистилляцию (с. 10). Для получения больших количеств дистиллированной воды, которая используется в аптеках, химических лабораториях, в охлаждающих системах автомашин, пользуются перегонным кубом.

Ответьте на вопросы 1—7 (с. 60).

## § 6. СВОЙСТВА ВОДЫ И ЕЕ ПРИМЕНЕНИЕ

**Физические свойства.** Чистая вода — бесцветная жидкость, без вкуса, цвета и запаха, кипит при  $100^{\circ}\text{C}$ , замерзает при  $0^{\circ}\text{C}$ , ее максимальная плотность (при  $4^{\circ}\text{C}$ ) принята за единицу измерения. Лед имеет меньшую плотность, чем жидкая вода, и всплывает на ее поверхность. Вода обладает исключительно большой теплоемкостью, поэтому она медленно нагревается и медленно остывает. Благодаря этому водные бассейны регулируют температуру на нашей планете.

**Химические свойства.** При изучении способов получения водорода мы ознакомились с некоторыми свойствами воды. Она вступает в реакции замещения с активными металлами (с. 51) и некоторыми неметаллами, например углеродом (с. 52). При повышенной температуре вода взаимодействует почти со всеми металлами. При этом из молекул воды вытесняется водород и образуются оксиды соответствующих металлов:



Под действием постоянного электрического тока или высокой температуры ( $2000^{\circ}\text{C}$ ) вода разлагается на водород и кислород (с. 14 и 50).

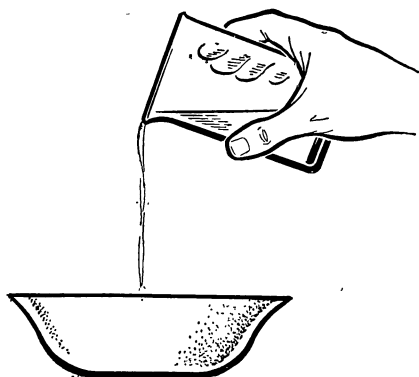
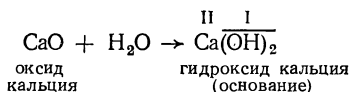


Рис. 34. Взаимодействие оксида кальция с водой.

Вода вступает в реакции соединения со многими сложными веществами. В этом можно убедиться, проделав следующие опыты.

*Опыт 1.* В фарфоровую чашку помещают немного свежепрокаленного оксида кальция  $\text{CaO}$  (жженная известь) и обливают его водой (рис. 34). При этом выделяется много теплоты, так как происходит химическая реакция. В результате образуется рыхлый порошок, при растворении которого в воде получается мыльный на ощупь раствор.

Уравнение взаимодействия оксида кальция с водой можно записать так:

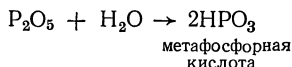


*Оксиды, гидраты<sup>1</sup> которых являются основаниями, называются основными оксидами* (см. далее, с. 82).

*Опыт 2.* Наливают в стакан немного воды и сжигают над ней в металлической ложечке красный фосфор. Образовавшийся в виде белого дыма оксид фосфора (V)  $\text{P}_2\text{O}_5$  постепенно растворяется в воде и реагирует с ней. Это подтверждает следующий опыт: к воде и к полученному раствору добавляют немного фиолетового лакмуса. При этом цвет лакмуса в воде не изменяется, а в полученном растворе лакмус окрашивается в красный цвет.

Вещества, под действием которых фиолетовый лакмус приобретает красный цвет, являются кислотами. В дальнейшем мы подробно рассмотрим их свойства.

В данном случае образовалась метафосфорная кислота:

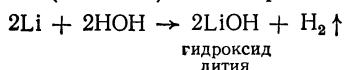


*Оксиды, гидраты которых являются кислотами, называются кислотными оксидами* (см. далее, с. 82).

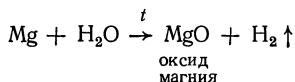
При изучении дальнейшего курса химии мы убедимся, что вода может реагировать также с кислотами, основаниями, солями и со многими органическими веществами. Примеры важнейших химических свойств воды:

<sup>1</sup> Гидраты — это соединения веществ с водой (от греч. «гидро» — вода).

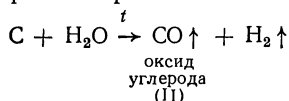
1. Вода реагирует с активными металлами, образуются растворимые гидроксиды (щелочи) и водород:



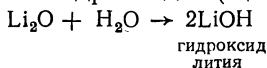
2. Вода реагирует с менее активными металлами при нагревании, продукты реакций — оксиды металлов и водород:



3. Вода реагирует с некоторыми неметаллами; получающиеся продукты реакции очень разнообразны:



4. Вода реагирует с оксидами активных металлов, при этом получают растворимые гидроксиды (щелочи):



5. Вода реагирует почти со всеми оксидами неметаллов с образованием кислот:

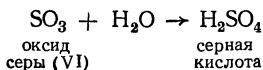
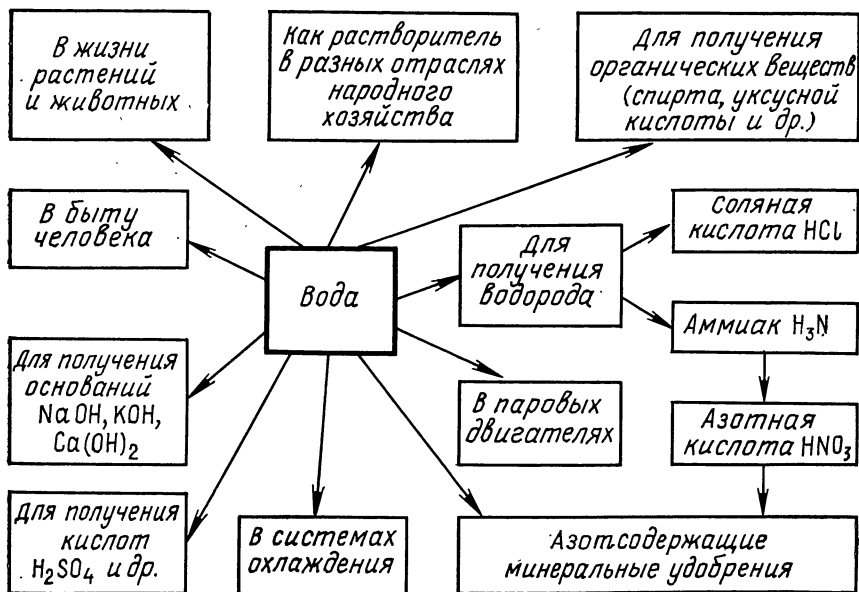


Схема 9



**Применение воды.** Роль воды в промышленности, в сельском хозяйстве и в быту очень велика и многообразна. Вода является важным сырьем для химической промышленности, например для получения водорода (с. 52); способность воды реагировать с некоторыми оксидами используется для получения оснований и кислот; вода — широко применяемый растворитель. Области использования воды показаны на схеме 9.

Ответьте на вопросы 6—9.

#### **Вопросы и упражнения**

1. Поясните, как при помощи анализа и синтеза можно доказать качественный и количественный состав воды и вывести ее химическую формулу.
2. В эвдиометре взорвали смесь, состоящую из 1 мл водорода и 6 мл кислорода. Какой газ и в каком количестве остался после взрыва?
3. Как очищается питьевая вода?
4. Как получают дистиллированную воду и где она применяется? Можно ли дождевую воду назвать дистиллированной? Ответ поясните.
5. Какую из природных вод вместо дистиллированной можно использовать в охлаждающих системах автомашин?
6. Для воды характерны реакции разложения, соединения и замещения. Составьте уравнения этих реакций и под формулами веществ напишите их названия.
7. При взаимодействии воды с другими веществами могут образоваться: а) кислоты; б) щелочи; в) щелочи и водород. Приведите по два примера уравнений реакций на каждый случай. Под формулами веществ напишите их названия.
8. Для каких целей используется вода в сельском хозяйстве и в промышленности? При ответе воспользуйтесь своим производственным опытом.
9. Составьте конспект ответа, характеризующего воду, придерживаясь плана, указанного на странице 45 (исключая вопрос о получении).

## **§ 7. РАСТВОРЫ**

В воде растворяются твердые вещества, жидкости и газы. Так, например, газированная вода — это раствор оксида углерода (IV) в воде, столовый уксус — раствор уксусной кислоты в воде. В повседневной жизни иногда неправильно растворами называют смесь глины или керосина с водой. Следует запомнить, что *характерным признаком растворов является их однородность и прозрачность*. При смешивании же ряда веществ (глины, керосина) с водой образуются мутные смеси, которые называются *эвзесиями*.

*Эвзеси, в которых мелкие, но все же видимые без помощи микроскопа частицы твердого вещества равномерно распределены между молекулами воды, называются суспензиями.* Пример суспензий — смесь глины с водой.

*Эвзеси, в которых мелкие капельки какой-либо жидкости равномерно распределены между молекулами воды, называются эмульсиями.* Например, к эмульсиям относят смесь керосина или бензина с водой, растительного масла с водой, молоко и др. Суспензии и эмульсии с течением времени отстаиваются. Поэтому лекарства, которые являются суспензиями или эмульсиями, перед употреблением взбалтывают.

*Растворами называются однородные системы, состоящие из молекул растворителя и частиц растворенного вещества, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.*

Известны также системы, которые называются *коллоидными растворами* (см. далее, с. 251). По размерам частиц они занимают промежуточное положение между взвешьями и растворами.

Отличие растворов от суспензий, эмульсий и коллоидов показано в таблице 58 (с. 252).

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 69).

## § 8. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

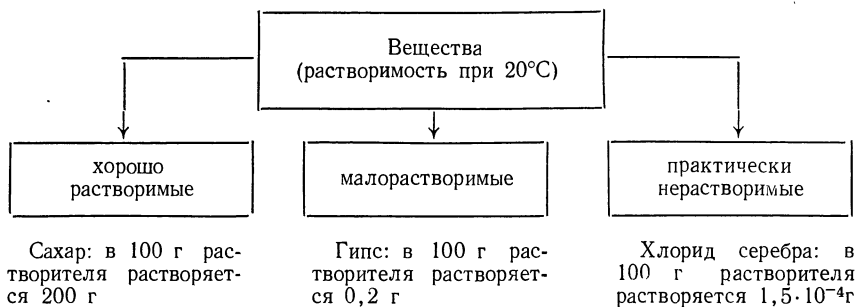
Из практики известно, что не все вещества одинаково хорошо растворяются в воде, поэтому пользуются понятием *растворимость*, или *коэффициент растворимости*.

*Растворимость измеряется числом граммов вещества, способных раствориться в 100 г растворителя при данной температуре*<sup>1</sup>.

В зависимости от растворимости различают хорошо растворимые вещества (сахар), плохо растворимые (гипс) и практически нерастворимые (сульфат бария, хлорид серебра). Совершенно нерастворимых веществ в природе нет. Даже стекло и металлы немного растворяются в воде. Если, например, кусочек стекла растереть в ступке в порошок, взболтать его с небольшим количеством воды и добавить несколько капель раствора фенолфталеина, то появляется розовое окрашивание. Это свидетельствует о том, что стекло растворяется (в чистой воде окрашивание не появляется).

Примеры хорошо растворимых, плохо растворимых и практически нерастворимых веществ указаны в схеме 10.

Схема 10



Растворы подразделяют на *ненасыщенные*, *насыщенные* и *перенасыщенные*.

Растворы, в которых при данной температуре еще может раствориться некоторое количество данного вещества, называются *ненасыщенными*.

<sup>1</sup> Растворимость иногда выражают в процентах. В таком случае имеется в виду процентная концентрация (с. 65) насыщенного раствора.

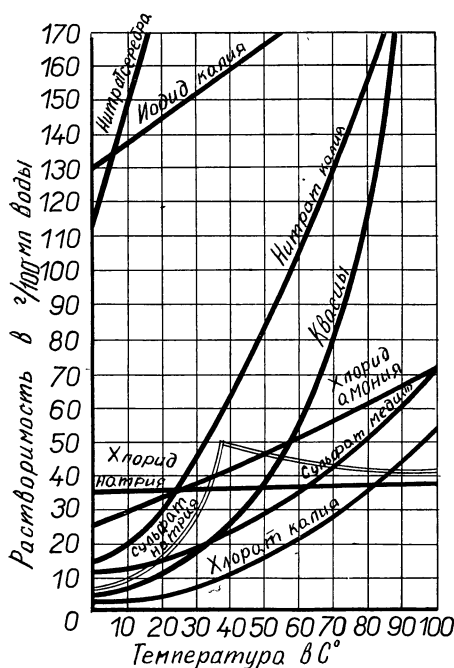


Рис. 35. Кривые растворимости некоторых солей.

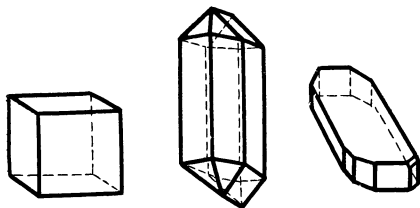


Рис. 36. Формы кристаллов.

Растворы, в которых при данной температуре вещества больше не растворяется, называются *насыщенными*.

Растворы, в которых растворенного вещества содержится больше, чем его требуется для насыщения, называются *перенасыщенными*.

**Зависимость растворимости твердых веществ от температуры.** Рассмотрим, как влияет повышение температуры на растворимость твердых веществ. Если приготовить насыщенный при обыкновенной температуре раствор сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , а затем раствор нагревать, то можно убедиться, что при повышении температуры это вещество растворяется все больше и больше. Увеличение растворимости с повышением температуры характерно для большинства твердых веществ, за исключением некоторых. Например, у гипса и извести растворимость с повышением температуры в определенных рубежах даже несколько снижается.

Зависимость изменения растворимости от температуры можно выразить графически (рис. 35). Если из

любой точки на кривой растворимости провести прямые линии к вертикальной и горизонтальной осям, то в точках пересечения этих прямых будут указаны температура и соответствующая ей растворимость данного вещества. Так, например, по графику растворимости находим, что растворимость нитрата калия (калийной селитры) при  $50^\circ\text{C}$  83 г, а растворимость этого вещества при  $70^\circ\text{C}$  130 г.

При охлаждении насыщенных растворов растворимость большинства твердых веществ уменьшается, и они выделяются в виде кристаллов различной формы (рис. 36). Такой процесс называ-

ется *кристаллизацией*. Кристаллизация происходит и при упаривании растворов.

Так как растворимость твердых веществ в зависимости от температуры (рис. 35) изменяется по-разному, то процесс кристаллизации используют на практике для отделения одних веществ от других (с. 7).

Однако если насыщенный раствор, например сульфата натрия, осторожно слить в другую колбу и закрыть ее отверстие ватой, то кристаллы при охлаждении не выпадают. Образуется перенасыщенный раствор. Кристаллизация начинается при внесении небольшого кристаллика той же соли (рис. 37).

**Растворимость жидкостей и газов.** Растворимость в воде жидкостей и газов, как и твердых веществ, различна. Например, хорошо растворяются в воде спирт и глицерин, бензин же и растительные масла образуют эмульсии (с. 69).

Водород, благородные газы (аргон, неон и др.) очень мало растворяются в воде, некоторые же газы, как например хлороводород  $\text{HCl}$  и аммиак  $\text{H}_3\text{N}$ , очень хорошо растворяются в воде.

Растворимость газов возрастает при понижении температуры и при повышении давления.

Ответьте на вопросы 3—7 (с. 69).

## § 9. ТЕПЛОВЫЕ ЯВЛЕНИЯ ПРИ РАСТВОРЕНИИ

При растворении в воде твердого гидроксида натрия  $\text{NaOH}$  или концентрированной серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  происходит сильное разогревание (рис. 38). *Особенно осторожно необходимо растворять серную кислоту*, так как из-за повышения температуры часть воды может превратиться в пар и под его давлением выбросить кислоту из сосуда. Чтобы этого избежать, *серную кислоту тонкой струей наливают в воду (но не наоборот!)* при постоянном перемешивании.

Если же, например, растворять в воде аммиачную селитру в тонкостенном стакане, поставленном на мокрую дощечку, то наблюдается столь сильное охлаждение, что стакан к ней даже примерзает (рис. 39). Почему при растворении веществ наблюдаются столь противоположные явления? Ответить на вопрос можно, основываясь на положениях атомно-молекулярной теории (с. 15).

При растворении частицы твердых веществ распределяются между молекулами растворителя. При этом необходимая энергия поглощается извне, и происходит охлаждение. По этому признаку процесс растворения следует отнести к физическим явлениям.

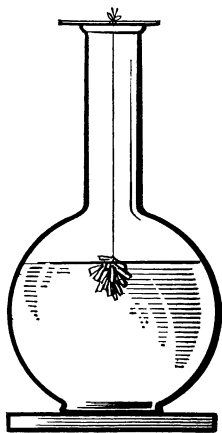


Рис. 37. Кристаллизация из перенасыщенного раствора.



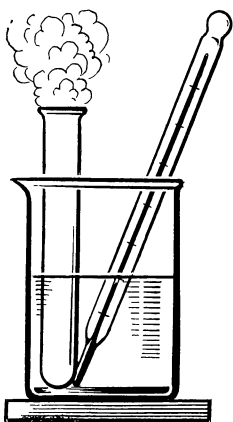


Рис. 38. Разогревание при растворении некоторых веществ в воде.

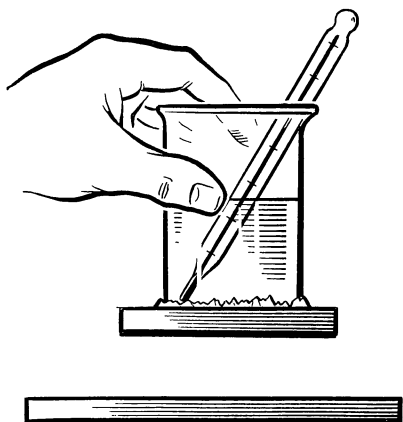


Рис. 39. Охлаждение при растворении некоторых веществ в воде.

Почему же при растворении некоторых веществ происходит разогревание? Выделение теплоты (с. 11) — это признак химической реакции. Следовательно, при растворении осуществляются и химические реакции. Например, молекулы серной кислоты реагируют с молекулами воды и образуются соединения состава  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (моногидрат серной кислоты) и  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (дигидрат серной кислоты), т. е. одна молекула серной кислоты присоединяет одну или две молекулы воды<sup>1</sup>. Взаимодействие молекул серной кислоты с молекулами воды относится к *реакции гидратации* (с. 58), а вещества, которые при этом образуются, называются *гидратами*.

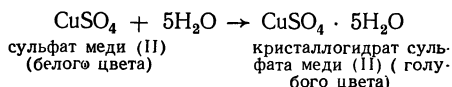
При растворении твердых веществ в воде происходят как физический, так и химический процессы. Если в результате гидратации выделяется больше энергии, чем ее тратится на разрушение кристаллов вещества, тогда растворение сопровождается разогреванием, если наоборот — охлаждением. *Растворение является физико-химическим процессом, а растворы — физико-химическими системами* (с. 61). Такое объяснение сущности процесса

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

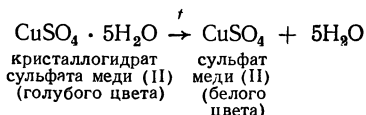
**Кристаллогидраты.** При выпаривании раствора вещество часто выделяется в виде кристаллов, содержащих химически связанную воду. Так, например, если к сульфату меди (II)  $\text{CuSO}_4$  (порошок белого цвета) прилить воду, то происходит разогревание

<sup>1</sup> Точка между формулами не является знаком умножения, а показывает, что вода с веществом связана химически.

и образуется раствор голубого цвета. При его выпаривании выделяется кристаллическое вещество синего цвета — медный купорос, имеющее состав  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Образование медного купороса из сульфата меди (II) можно выразить уравнением:



При прокаливании медного купороса происходит отщепление воды — *дегидратация*:



Кристаллические вещества, в состав которых входит химически связанная вода, называются *кристаллогидратами*. Вода, входящая в состав кристаллов, называется *кристаллизационной водой*.

Многие вещества образуют кристаллогидраты, например железный купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Ответьте на вопросы 8—10 (с. 69). Решите задачу 1 (с. 69).

## § 10. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ. ПРИМЕНЕНИЕ РАСТВОРОВ

**Концентрация растворов.** Растворы бывают концентрированные и разбавленные. Если в определенном количестве раствора содержится мало растворенного вещества, то такой раствор называется *разбавленным*, если много — *концентрированным*.

Не следует смешивать понятия «насыщенный» и «концентрированный» раствор, «ненасыщенный» и «разбавленный» раствор. Например, насыщенный раствор хлорида серебра ( $1,5 \cdot 10^{-4}$  г в 100 г воды) является весьма разбавленным, а ненасыщенный раствор сахара (100 г в 100 г воды) — концентрированным.

Концентрацию растворов часто выражают в процентах. *Процентная концентрация раствора измеряется количеством растворенного вещества, содержащегося в 100 г раствора.*

Например, если дан 2-процентный раствор хлорида натрия, то это означает, что в 100 г раствора содержится 2 г соли и 98 г воды.

Следует различать понятия «растворимость» (коэффициент растворимости) и «растворимость», выраженную в процентах. Так, например, растворимость (коэффициент растворимости) хлората калия  $\text{KClO}_3$  при  $70^\circ\text{C}$  составляет 30 г на 100 г воды. Процентная же концентрация такого раствора — 23,08%. Ее вычисляют так:

100 г      »      »      х г      »

$$x = \frac{100 \cdot 30}{130} \approx 23,08 \text{ (г)}$$

На практике очень часто требуется приготовить раствор заданной процентной концентрации. Допустим, что надо приготовить 280 г 5-процентного раствора хлорида натрия. Как это сделать?

1. Вычисляют, сколько соли и воды для этого потребуется:

100 г раствора содержит 5 г соли

280 г      »      »      х г      »

$$x = \frac{280 \cdot 5}{100} = 14 \text{ (r)}$$

$$280 - 14 = 266 \text{ (г воды, или 266 мл)}$$

2. Отвешивают 14 г соли и помещают ее в колбу. Мензуркой отмеряют 266 мл дистиллированной воды, вливают в колбу с солью и перемешивают до полного растворения.

**Зависимость между процентной концентрацией и плотностью растворов.** Нам уже известно, что плотность чистой воды при  $4^{\circ}\text{C}$  равна единице. При растворении в воде веществ плотность раствора либо уменьшается, либо увеличивается. В случае растворения в воде спирта с увеличением его концентрации плотность раствора уменьшается вплоть до  $0,79 \text{ г/см}^3$ , т. е. плотности безводного (этилового) спирта. Наоборот, с увеличением концентрации раствора серной кислоты плотность возрастает до  $1,85 \text{ г/см}^3$ , т. е. плотности безводной серной кислоты. Зависимость между плотностью и процентной концентрацией серной кислоты дана в таблице (см. приложение, с. 477).

Для определения плотности растворов пользуются ареометрами (рис. 40).

**Применение и значение растворов.** Области применения растворов показаны на схеме 11. Наиболее распространенным растворителем является вода (60). Кроме воды, в качестве растворителей используют и другие жидкости. Так, например, жиры растворяют не в воде, а в бензине, в тетрахлориде углерода  $CCl_4$  и в других органических растворителях. На этом свойстве жиров основано удале-

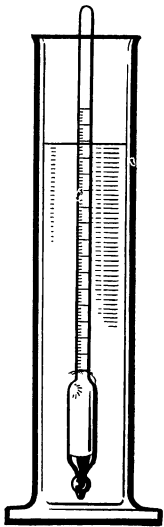
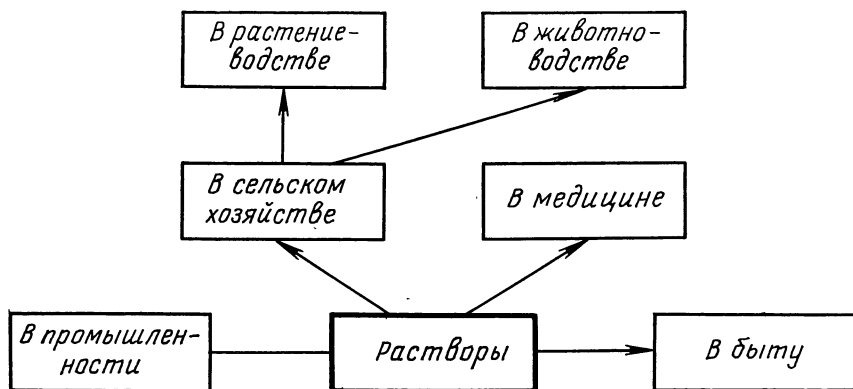


Рис. 40. Определение плотности раствора при помощи ареометра.



ние жировых пятен на тканях, извлечение масел из семян и т. д. Для растворения лаков и красок применяется спирт и ацетон.

Ответьте на вопросы 11—13 (с. 69). Решите задачи 2—7(с. 69)<sup>1</sup>.

### Лабораторные опыты

**Получение и свойства водорода.** Соберите прибор, как показано на рисунке 28 (с. 51), и проверьте его на герметичность. В пробирку положите 4—5 кусочков цинка и прилейте 3—4 мл раствора соляной кислоты. Цинк реагирует с кислотой, выделяются пузырьки газа. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Затем собирайте водород, держа пробирку открытым концом сначала вверх, а затем вниз. Заполненную водородом пробирку поднесите к пламени. Газ горит бесцветным пламенем.

После прекращения реакции вылейте раствор на стеклянную пластинку и выпарьте его. На пластинке остается белое кристаллическое вещество.

**Задания.** 1. Почему выделяющийся газ в отличие от кислорода необходимо собирать, держа сосуд открытым концом вниз? 2. Что образуется в результате горения водорода? Напишите уравнение этой реакции. 3. Напишите уравнение реакции цинка с соляной кислотой и подчеркните химическую формулу вещества, которое остается на стеклянной пластинке после выпаривания жидкости. Под формулами напишите названия соответствующих веществ.

**Взаимодействие водорода с оксидом меди (II).** Соберите прибор, как показано на рисунке 31 (с. 54), и проверьте его на герметичность. Положите в пробирку 8—10 кусочков цинка и прилейте 5—6 мл раствора серной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и проверьте выделяющийся водород на чистоту. Конец газоотводной трубки поместите в пробирку с оксидом меди (II), как показано на рисунке 31. Пробирка с оксидом меди (II) должна быть закреплена в штативе наклонно, чтобы ее отверстие находилось ниже дна.

Пробирку сильно нагрейте в том месте, где находится оксид меди (II). Как только заметите появление порошка красного цвета, нагревание прекратите, так как происходит экзотермическая реакция. Из черного порошка оксида меди (II) образовалось вещество красного цвета, а по стенкам пробирки стекают капельки воды.

**Задания.** 1. Почему перед нагреванием оксида меди (II) в атмосфере водорода последний надо было проверить на чистоту? 2. Почему пробирку с оксидом меди (II) закрепляют в штативе с наклоном в сторону открытого

<sup>1</sup> Все задачи должны быть решены до сдачи зачета.

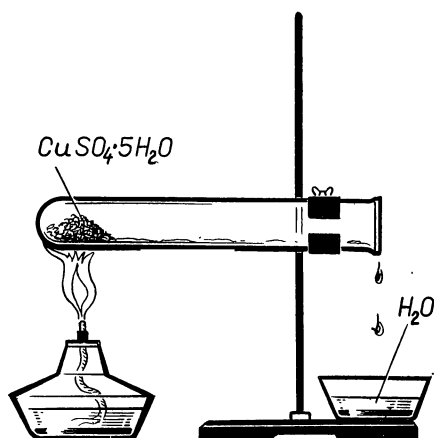


Рис. 41. Обезвоживание кристаллогидрата сульфата меди (II).

Такой же опыт проделайте с металлическим кальцием опускают на дно пробирки, он реагирует с водой, но менее энергично, чем натрий.

Жидкость, которая образуется в результате реакции натрия и кальция с водой, мыльная на ощупь, фенофталеин в ней окрашивается в малиновый цвет.

**Задания.** 1. Почему кусочек натрия перемещался по поверхности воды? 2. Какие вещества образовались в растворе? 3. Какой газ выделился? 4. Напишите уравнения протекающих реакций. К какому типу они относятся?

**Тепловые явления при растворении.** *Опыт 1.* Налейте в два стакана приблизительно по 100 мл воды, опустите в них термометры. Отметьте температуру по термометру и на ощупь. Затем в один из стаканов всыпьте 50 г нитрата аммония. После перемешивания сравните температуры в обоих стаканах (термометром и на ощупь). При растворении нитрата аммония в воде наблюдается понижение температуры.

*Опыт 2.* Налейте в три пробирки по 2 мл воды. В одной пробирке растворите немного гидроксида натрия, в другую прилейте (*осторожно!*) немного концентрированной серной кислоты, а третью оставьте для сравнения. На ощупь определите температуру во всех пробирках.

При растворении в воде гидроксида натрия и серной кислоты происходит разогревание.

**Задания.** 1. Объясните, почему при растворении нитрата аммония температура раствора понизилась, а при растворении гидроксида натрия и серной кислоты повысилась. 2. Какова сущность процесса растворения?

**Обезвоживание медного купороса и гидратация сульфата меди (II).** *Опыт 1.* Поместите в пробирку немного медного купороса и закрепите ее в штативе с небольшим наклоном в сторону отверстия, так как при реакции образуется вода (рис. 41). Нагревайте пробирку. Когда окраска вещества изменится, прекратите нагревание.

*Опыт 2.* К полученному в первом опыте остывшему веществу добавьте несколько капель воды. На ощупь попытайтесь установить изменение температуры.

**Задания.** 1. Почему медный купорос при нагревании меняет цвет? Напишите уравнение реакции. 2. Почему сульфат меди (II) при добавлении воды становится голубым? Напишите уравнение реакции. 3. Какая из протекающих реакций относится к экзотермическим, а какая — к эндотермическим?

конца? 3. Почему нагревание требовалось только до начала раскаливания оксида меди (II)? 4. Объясните, почему из черного порошка образовалось вещество красного цвета. 5. Напишите уравнение реакции оксида меди (II) с водородом. К какому типу относится эта реакция? 6. Какие свойства водорода подтвердил этот опыт?

**Взаимодействие воды с натрием и кальцием.** Возьмите небольшой кусочек металлического натрия и опустите его в пробирку с водой. Металлический натрий, плавая на поверхности воды, бурно реагирует с ней. На пробирку наденьте воронку, как показано на рисунке 29 (с. 52). Выделяющийся газ подожгите. К раствору, образовавшемуся в результате реакции, добавьте несколько капель раствора фенолфталеина.

### Практическая работа 3

**Приготовление раствора соли заданной процентной концентрации.** 1. Получите от учителя задание, вычислите, какое количество соли и воды потребуются для приготовления указанного количества раствора с заданной процентной концентрацией.

2. Отвесьте на весах соль (вспомните из курса физики правила взвешивания) и поместите ее в колбу.

3. Отмерьте требуемое количество дистиллированной воды (вспомните правила измерения объема жидкостей) и вылейте ее в колбу с солью. Содержимое колбы перемешайте до полного растворения соли.

#### Вопросы и упражнения

1. Что такое растворы и чем они отличаются от суспензий и эмульсий? Ответ подтвердите примерами.

2. Почему растворы нельзя называть смесями?

3. Что такое растворимость? Какая существует зависимость между изменением температуры и растворимостью твердых и газообразных веществ?

4. Как получить данные для изображения кривой растворимости, например, нитрата калия?

5. Что такое перенасыщенные растворы? Как их готовят?

6. Пользуясь графиком растворимости, поясните, в каких случаях раствор соли будет ненасыщенным, насыщенным и перенасыщенным: а) при  $20^{\circ}\text{C}$  в 100 г воды может содержаться 15 г, 25 г и 10 г сульфата натрия; б) при  $60^{\circ}\text{C}$  в 100 г воды может содержаться 50 г, 25 г и 44 г сульфата натрия.

7. Что такое кристаллизация и какое практическое значение она имеет? Пользуясь графиком растворимости (рис. 35), объясните, как можно разделить смесь, состоящую из кристаллогидрата сульфата меди (II) и нитрата калия.

8. Какова сущность процесса растворения и какой ученый впервые теоретически обосновал этот процесс?

9. При растворении кальцинированной соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в воде наблюдается разогревание. Какие явления происходят при этом?

10. С какой целью для обезвоживания спирта иногда применяют сульфат меди (II)  $\text{CuSO}_4$ ?

11. Что такое процентная концентрация растворов? Поясните примерами.

12. Чем отличаются понятия «растворимость» и «процентная концентрация», «насыщенный» и «концентрированный раствор»?

13. Какое значение имеют растворы в сельском хозяйстве, в промышленности, в медицине и в быту?

#### Решите задачи

1. При продолжительном нагревании 12,3 г кристаллогидрата сульфата магния его масса уменьшилась на 6,3 г. Исходя из этих данных определите химическую формулу этого кристаллогидрата.

2. В 500 г раствора, насыщенного при  $20^{\circ}\text{C}$ , содержится 120 г нитрата калия. Вычислите растворимость этой соли и процентную концентрацию раствора.

3. В 513 г воды растворили 27 г соли. Какова процентная концентрация полученного раствора?

4. При выпаривании 25 г раствора получили 0,25 г соли. Какой концентрации был раствор?

5. К 200 г 30-процентного раствора добавили 100 г воды. Какова процентная концентрация полученного раствора?

6. Сколько граммов соли следует растворить в 270 мл воды, чтобы получить 10-процентный раствор?

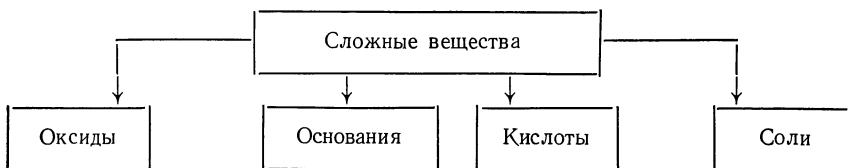
7. Как приготовить 2 л 13-процентного раствора серной кислоты, если в лаборатории имеется 95-процентная кислота?

## Глава IV. ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Повторите из I главы § 11 «Валентность химических элементов», § 12 «Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление химических формул по валентности», § 14 «Химические уравнения», § 16 «Типы химических реакций». Из § 3 (II глава) повторите учебный материал об оксидах, а из § 5 указания о составлении уравнений реакций горения сложных веществ. Из III главы повторите § 2 «Получение водорода», § 3 «Свойства водорода» и § 10 «Концентрация растворов».

Мы уже ознакомились с четырьмя классами неорганических соединений: *оксидами, основаниями, кислотами и солями*. Определение оксидов было сформулировано в разделе «Окисление. Оксиды» (с. 43). При рассмотрении химических свойств воды мы убедились, что оксиды могут быть основными и кислотными (с. 58). В теме «Водород. Вода. Растворы» были даны некоторые сведения о кислотах, основаниях и солях (схема 12)<sup>1</sup>.

Схема 12



Теперь изучим эти классы соединений более подробно.

### § 1. ОСНОВАНИЯ

С основаниями мы впервые встретились при изучении реакций взаимодействия воды с активными металлами (с. 52) и выяснили, что в состав молекул оснований входит одновалентная гидроксогруппа OH (с. 51). В связи с этим основаниям можно дать следующее определение.

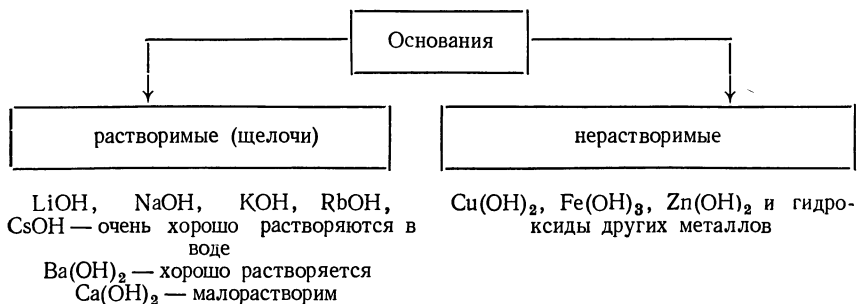
*Основаниями называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими гидроксогруппами.*

<sup>1</sup> Известны и другие системы классификации неорганических веществ.

Например, гидроксид натрия —  $\text{NaOH}$ , гидроксид кальция —  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , гидроксид алюминия —  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и т. д.

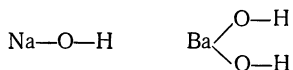
**Классификация оснований.** Все основания подразделяются на растворимые (щелочи) и нерастворимые основания (схема 13).

Схема 13



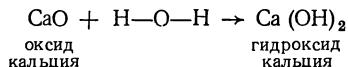
**Химические формулы, структурные формулы и названия оснований.** Чтобы составить химическую формулу основания, надо знать валентность соответствующего металла. Атом металла присоединяет гидроксогруппы согласно своей валентности.

Валентности элементов и связи между атомами в молекулах можно показать при помощи черточек.



Название оснований (табл. 5) составляют из слова «гидроксид» и названия металла, входящего в состав основания. Если металл имеет переменную валентность, то последняя указывается римскими цифрами в скобках, например:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — гидроксид меди (II),  $\text{CuOH}$  — гидроксид меди (I),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — гидроксид железа (III),  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — гидроксид железа (II).

**Способы получения оснований.** Растворимые основания (щелочи) в лаборатории можно получить при взаимодействии активных металлов и их оксидов с водой (с. 52 и 59). Взаимодействие оксида кальция  $\text{CaO}$  с водой используют также в технике для получения гашеной извести, основной составной частью которой является гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Этот процесс схематически можно изобразить так:



Щелочи гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и гидроксид калия  $\text{KOH}$  в технике получают электролизом водных растворов хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и хлорида калия  $\text{KCl}$  (с. 197).

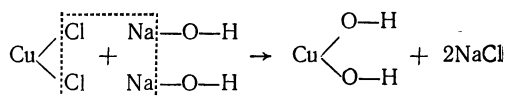
Металлы, атомы которых входят в состав нерастворимых оснований, и их оксиды с водой при обычных условиях не реагиру-



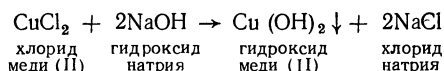
Химические и структурные формулы некоторых оснований

Название и символ элемента	Валентность элемента в соединениях	Химическая формула	Структурная формула	Название
Натрий Na	I	NaOH	Na—O—H	Гидроксид натрия
Железо Fe	II	Fe(OH) <sub>2</sub>	$\begin{array}{c} \text{Fe} \begin{array}{l} \diagup \text{O—H} \\ \diagdown \text{O—H} \end{array} \end{array}$	Гидроксид железа (II)
Железо Fe	III	Fe(OH) <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{Fe} \begin{array}{l} \diagup \text{O—H} \\ \diagdown \text{O—H} \\ \diagdown \text{O—H} \end{array} \end{array}$	Гидроксид железа (III)
Медь Cu	II	Cu(OH) <sub>2</sub>	$\begin{array}{c} \text{Cu} \begin{array}{l} \diagup \text{O—H} \\ \diagdown \text{O—H} \end{array} \end{array}$	Гидроксид меди (II)
Алюминий Al	III	Al(OH) <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{Al} \begin{array}{l} \diagup \text{O—H} \\ \diagdown \text{O—H} \\ \diagdown \text{O—H} \end{array} \end{array}$	Гидроксид алюминия

ют. Поэтому возникает вопрос: как их получить? Вам уже известно, что, кроме оксидов и оснований, атомы металлов входят также в состав солей, например в хлорид меди (II)  $\text{CuCl}_2$  и сульфат меди (II)  $\text{CuSO}_4$ . Нельзя ли в этих солях кислотные остатки Cl и  $\text{SO}_4$  заменить гидроксогруппами OH? С этой целью к раствору хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  добавляют раствор гидроксида натрия NaOH. Тотчас же выпадает голубой осадок. Это гидроксид меди (II)  $\text{Cu(OH)}_2$ . Уравнение происходящей реакции можно изобразить так:

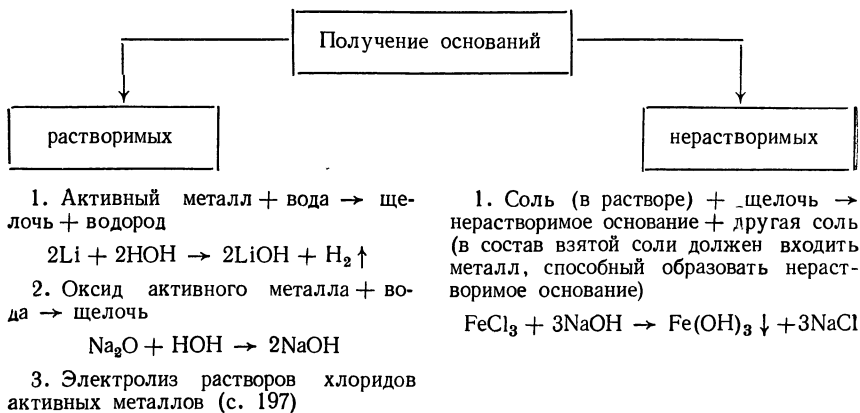


или



Как видно по уравнению, это новый тип химических реакций. Такие реакции называются *реакциями обмена*, которые в дальнейшем будут рассмотрены более подробно.

Способы получения растворимых и нерастворимых оснований более наглядно показаны на схеме 14:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 76). Решите задачу 1 (с. 77).

**Физические свойства оснований.** Все основания — твердые вещества с различной растворимостью в воде. Гидроксид меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  голубого цвета, гидроксид железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  бурого, большинство других белого цвета.

**Химические свойства оснований.** Растворимые и нерастворимые основания имеют общее свойство: они *реагируют с кислотами с образованием солей и воды*. Чтобы опытным путем ознакомиться с этим свойством, надо знать, как в растворе обнаружить щелочь и кислоту.

Растворы щелочей и кислот по-разному изменяют цвет некоторых веществ — лакмуса, фенолфталеина и метилового оранжевого, называемых *индикаторами* (табл. 6).

Если известен цвет индикаторов в кислой и щелочной средах, то можно проследить, как изменяется среда при взаимодействии веществ. Это позволяет судить о ходе данной реакции. Например, в стакан с раствором гидроксида натрия помещают фиолето-

Таблица 6

**Изменение цвета различных индикаторов под воздействием растворов кислот и оснований**

Индикаторы	Цвет индикатора в среде		
	кислой	щелочной	нейтральной
Лакмус Фенолфталеин Метилвый оранжевый	Красный Бесцветный Розовый	Синий Малиновый Желтый	Фиолетовый Бесцветный Оранжевый

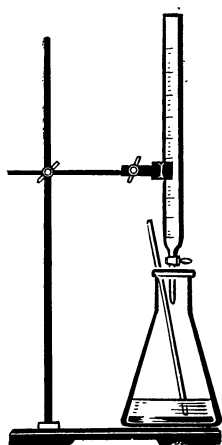
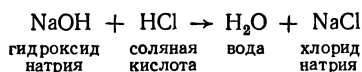
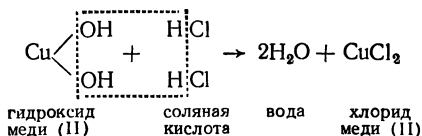


Рис. 42. Бюретка.

вую лакмусовую бумажку. Она синеет. Затем из бюретки (градуированная трубка, рис. 42) малыми порциями приливают раствор соляной кислоты, пока лакмусовая бумажка не примет фиолетовую окраску. Следовательно, раствор становится нейтральным, т. е. в нем нет ни щелочи, ни кислоты. После выпаривания полученного раствора остается твердое вещество — хлорид натрия  $\text{NaCl}$ :

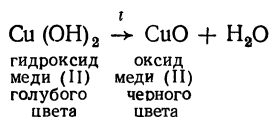


Если к голубому осадку гидроксида меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  прилить соляную кислоту  $\text{HCl}$ , то осадок растворяется; после выпаривания раствора выделяется твердый хлорид меди (II):

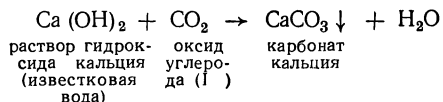


*Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации.*

Кроме общего свойства, щелочи и нерастворимые основания обладают также *специфическими*. Например, при нагревании голубого осадка гидроксида меди (II) образуется вещество черного цвета — это оксид меди (II):



Щелочи в отличие от нерастворимых оснований при нагревании обычно *не разлагаются*. Их растворы *действуют на индикаторы, разъедают органические вещества, реагируют с растворами солей и кислотными оксидами*. Например, при пропускании оксида углерода (IV) через известковую воду (раствор  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) происходит ее помутнение:



Общие и отличительные свойства щелочей и нерастворимых оснований показаны в таблице 7.

Свойства оснований	
растворимых (щелочей)	нерастворимых
<p>1. Реагируют с кислотами:</p> $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2. При нагревании не разлагаются</p> <p>3. Разъедают многие органические вещества</p> <p>4. Реагируют с растворами солей (если в их состав входит металл, способный образовать нерастворимое осаднение):</p> $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ <p>5. Реагируют с кислотными оксидами:</p> $2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>6. Действуют на индикаторы (табл. 6)</p> <p>7. Реагируют с жирами с образованием мыла</p>	<p>1. Реагируют с кислотами:</p> $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \overset{\text{III}}{\text{Fe}_2}(\overset{\text{II}}{\text{SO}_4})_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>2. При нагревании разлагаются:</p> $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>3. На органические вещества не действуют</p> <p>4. С растворами солей не реагируют</p> <p>5. Реакции с кислотными оксидами нехарактерны</p> <p>6. На индикаторы не действуют</p> <p>7. С жирами не реагируют</p>

**Применение оснований.** Основания находят широкое применение в промышленности и быту. Например, большое значение имеет гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или гашеная известь (рис. 43).

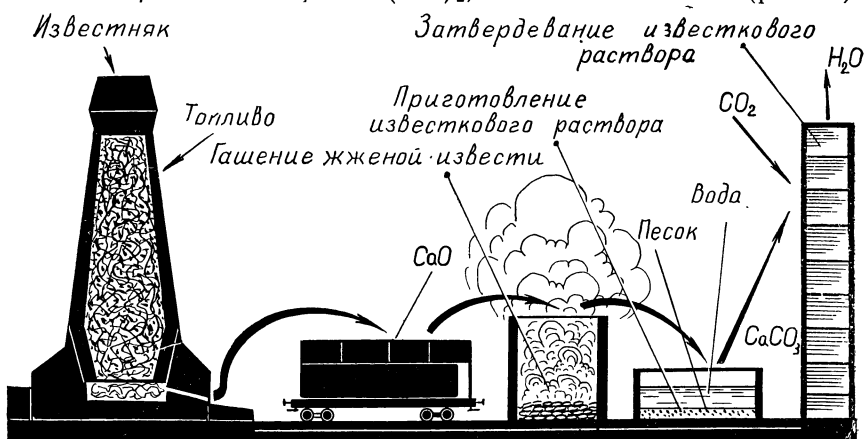


Рис. 43. Получение гашеной извести.

Это белый рыхлый порошок. При смешивании его с водой образуется так называемое известковое молоко. Так как гидроксид кальция немного растворяется в воде, то после отфильтровывания известкового молока получается прозрачный раствор — известковая вода, которая мутнеет при пропускании через нее оксида углерода (IV). Гашеную известь применяют для приготовления бордосской смеси как средства борьбы с болезнями и вредителями растений. Известковое молоко широко используют в химической промышленности, например при производстве сахара, соды и других веществ.

*Гидроксид натрия* NaOH применяют для очистки нефти, производства мыла, в текстильной промышленности. Гидроксид калия KOH и гидроксид лития LiOH используют в аккумуляторах.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4—9. Решите задачу 2 (с. 77).

#### Вопросы и упражнения

1. Закончите таблицу, приведите дополнительно по 2—3 формулы веществ, относящихся к каждому классу соединений.

Простые вещества		Сложные вещества			
металлы	неметаллы	оксиды	основания	кислоты	соли
Fe железо	Cl <sub>2</sub> хлор	CO <sub>2</sub> оксид углерода (IV)	NaOH гидроксид натрия	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> орто- фосфорная кислота	NaCl хлорид натрия

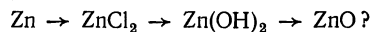
2. Какие вещества называют основаниями и как их классифицируют? Напишите формулы соответствующих оснований и назовите их.

3. Приведите по три уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) растворимые и б) практически нерастворимые основания. Под химическими формулами напишите названия веществ.

4. Пользуясь таблицей 7 (пункты 1, 2, 4 и 5), составьте по три уравнения соответствующих реакций.

5. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с раствором гидроксида натрия: CaO, Cu(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, CuSO<sub>4</sub>, KCl, CuO, HCl? Напишите уравнения практически осуществимых реакций.

6. Как осуществить превращения:



7. Напишите уравнения реакций разложения: а) гидроксида меди (II); б) гидроксида железа (III) и в) гидроксида алюминия.

8. Объясните, какое свойство гашеной извести позволяет ее использовать в строительстве как связующий материал. Ответ подтвердите уравнением реакции.

9. Составьте конспект ответа, характеризующего гидроксиды NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub> и Fe(OH)<sub>3</sub>, придерживаясь плана, указанного на странице 45.

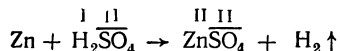
## Решите задачи

1. Расположите соединения, формулы которых даны ниже, в порядке возрастания процентного содержания в них железа: а)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; в)  $\text{FeSO}_4$ ; г)  $\text{FeO}$ ; е)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Вычислите соотношения масс элементов в этих соединениях.

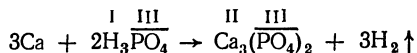
2. В 1000 г воды при  $20^\circ\text{C}$  растворяется: а) 1,56 г гидроксида кальция; б) 38 г гидроксида бария. Рассчитайте процентную концентрацию растворов этих веществ.

## § 2. КИСЛОТЫ

В предыдущих разделах мы уже встречались с соляной  $\text{HCl}$ , серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а также с метафосфорной  $\text{HPO}_3$  кислотами. Кислот очень много. Однако все они имеют общий признак: их молекулы состоят из атомов водорода (способных замещаться на металл) и кислотных остатков. Так, например, в молекуле серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  атомы водорода легко замещаются на атомы цинка, которые соединяются с двухвалентным кислотным остатком  $\text{SO}_4^{2-}$ ; при этом образуется соль  $\text{ZnSO}_4$ :



В молекуле ортофосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  атомы водорода замещаются на атомы кальция и соединяются с трехвалентным кислотным остатком  $\text{PO}_4^{3-}$ :

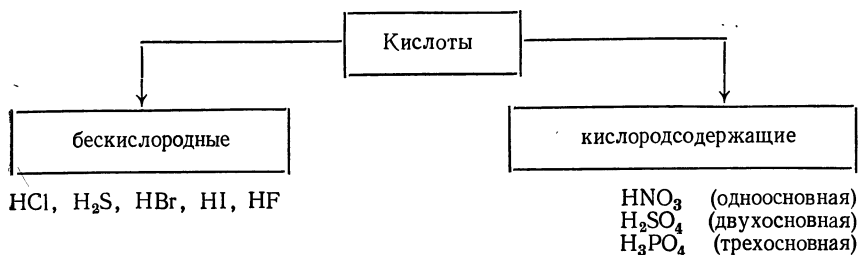


Валентность кислотного остатка определяется числом атомов водорода, способных замещаться на металл. Поэтому кислоты можно определить так:

*Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода (способных замещаться или обмениваться на атомы металлов) и кислотных остатков.*

**Классификация кислот.** По составу кислоты делят на кислородсодержащие и бескислородные, а по числу атомов водорода — на одноосновные, двухосновные и трехосновные (схема 15).

Схема 15



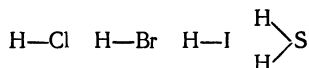
**Химические формулы, структурные формулы и названия кислот.** Химические формулы и названия важнейших кислот даны в таблице 8.

Таблица 8

Формулы некоторых кислот и кислотных остатков

Названия кислот	Формулы кислот	Кислотные остатки
Хлороводородная, или соляная, кислота	HCl	—Cl
Бромоводородная кислота	HBr	—Br
Иодоводородная кислота	HI	—I
Фтороводородная, или плавиковая, кислота	HF	—F
Азотная кислота	HNO <sub>3</sub>	—NO <sub>3</sub>
Азотистая кислота	HNO <sub>2</sub>	—NO <sub>2</sub>
Серная кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	=SO <sub>4</sub>
Сернистая кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	=SO <sub>3</sub>
Сероводородная кислота	H <sub>2</sub> S	=S
Угольная кислота	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	=CO <sub>3</sub>
Кремниевая кислота	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	=SiO <sub>3</sub>
Ортофосфорная кислота	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	≡PO <sub>4</sub>

При составлении структурных формул бескислородных кислот следует учитывать, что в молекулах этих кислот атомы водорода связаны непосредственно с соответствующим атомом неметалла:



При составлении структурных формул кислородсодержащих кислот нужно помнить, что водород с центральным атомом связан посредством атомов кислорода. Если, например, требуется составить структурные формулы серной и ортофосфорной кислот, то поступают так:

1. Пишут один под другим атомы водорода данной кислоты. Затем через атомы кислорода при помощи черточек связывают их с центральным атомом:

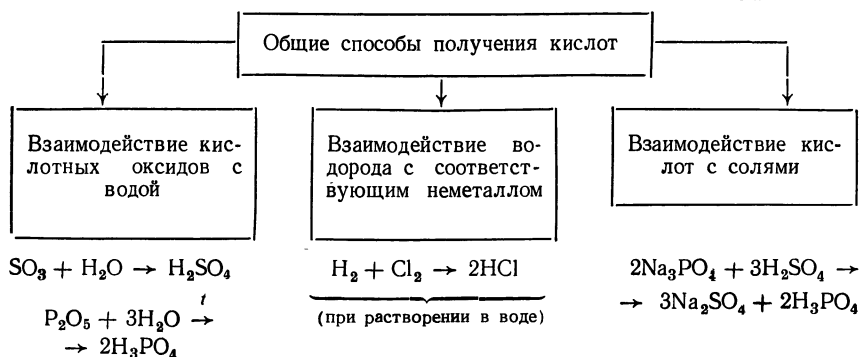


2. К центральному атому (с учетом валентности) присоединяют остальные атомы кислорода:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1 и 2 (с. 81). Решите задачи 1 и 2 (с. 82).

**Общие способы получения кислот** показаны на схеме 16.

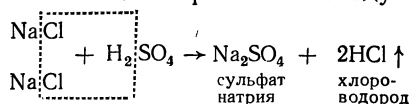


С первыми двумя способами мы уже встречались (с. 53 и 58). Теперь ознакомимся с третьим способом получения кислот.

В пробирку (рис. 44) помещают немного сухого хлорида натрия, приливают к нему концентрированную серную кислоту, закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опускают в другую пробирку. Затем смесь хлорида натрия с концентрированной серной кислотой осторожно нагревают. При этом выделяется бесцветный газ, который на воздухе дымит. Это хлороводород  $\text{HCl}$ , который образуется и при горении водорода в хлоре (с. 53).

Когда пробирка заполнится газом, ее закрывают пробкой, погружают в воду закрытым концом и вынимают пробку. Вода заполняет почти всю пробирку, так как хлороводород хорошо растворяется в воде. В образовавшийся раствор добавляют фиолетовый лакмус, который краснеет. Следовательно, при растворении хлороводорода в воде образуется соляная кислота.

Реакция отражается следующим уравнением:



В этой реакции взаимодействуют два сложных вещества, составные части которых обмениваются местами. Это реакция обмена.

Реакциями обмена называются реакции между двумя сложными веществами, при которых их составные части обмениваются местами.

Реакция нейтрализации (с. 74) — частный случай реакции обмена.

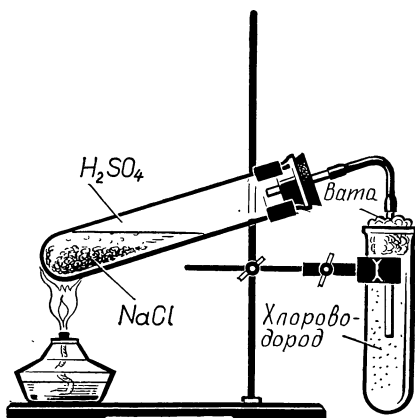


Рис. 44. Получение хлороводорода.



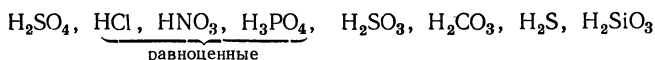
Реакции обмена идут до конца (т. е. практически осуществимы) в следующих случаях:

1. *Если одно из образующихся веществ летучее.* Так, например, реакция обмена между хлоридом натрия и концентрированной серной кислотой идет до конца потому, что выделяется газообразное вещество — хлороводород.

2. *Если одно из образующихся веществ нерастворимо и выпадает в осадок.* С этим случаем мы ознакомились при получении нерастворимых оснований (с. 72).

3. *Если в результате реакции образуется вода.* Характерным примером является реакция нейтрализации (с. 74).

Учитывая летучесть, силу и растворимость кислот (нерастворима кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ), их можно расположить в той последовательности, в которой они обычно вытесняют друг друга из солей. Этот ряд следующий<sup>1</sup>:



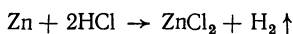
Так, например, концентрированная серная кислота реагирует с солями азотной, соляной и ортофосфорной кислот. Реакцию же, например, между нитратом натрия и соляной кислотой практически нельзя осуществить, так как соляная и азотная кислоты по летучести и по силе приблизительно одинаковы.

Ответьте на вопросы 3 и 4 (с. 81).

**Физические свойства кислот.** Многие кислоты, например серная, азотная, соляная, — это бесцветные жидкости. Известны также твердые кислоты: ортофосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , метафосфорная  $\text{HPO}_3$ , борная  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Почти все кислоты растворимы в воде. Пример нерастворимой кислоты — кремниевая  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Растворы кислот имеют кислый вкус.

**Химические свойства кислот.** 1. Растворы кислот *окрашивают лакмус в красный цвет, а метиловый оранжевый — в розовый.*

2. Одно из важнейших химических свойств кислот — это их *способность реагировать с некоторыми металлами.* В этих реакциях обычно выделяется водород и образуются соли:



Чтобы знать, какие металлы вытесняют водород из кислот, можно руководствоваться рядом металлов, который опытным путем определил русский ученый Н. Н. Бекетов:



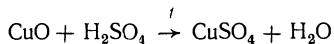
В этом ряду все металлы, стоящие до водорода, способны вытеснить его из кислот. Исключением является азотная кислота.

---

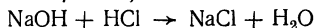
<sup>1</sup> Этот ряд условный. Однако в большинстве случаев реакции между кислотами и солями протекают согласно этому ряду.

При ее взаимодействии с металлами вместо водорода выделяются другие газы.

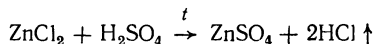
3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:



4. Кислоты вступают в реакции с основаниями:



5. Кислоты реагируют с солями:



Реакции протекают согласно ряду вытесняемости кислот.

6. При нагревании некоторые кислоты разлагаются:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—9 (с. 81 и 82). Решите задачу 3 (с. 82).

### Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются кислотами? Начертите в тетради приведенную ниже таблицу и в соответствующих графах запишите химические формулы двенадцати кислот, подчеркните кислотные остатки и отметьте их валентность.

Кислоты				
кислородсодержащие	бескислородные	одноосновные	двухосновные	трехосновные

2. Составьте структурные формулы следующих кислот: а) угольной; б) бромоводородной; в) сернистой; г) хлорной  $\text{HClO}_4$ .

3. Какими способами получают кислоты? Составьте уравнения реакций.

4. Какими двумя способами можно получить: а) ортофосфорную кислоту; б) сероводородную кислоту? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Начертите в тетради нижеприведенную таблицу и в соответствующей графе запишите по три уравнения реакций, в которых участвуют и образуются кислоты.

Реакции разложения	Реакции соединения	Реакции замещения	Реакции обмена
--------------------	--------------------	-------------------	----------------

6. Приведите по три уравнения химических реакций, характеризующих химические свойства кислот. Отметьте, к какому типу реакций они относятся.

7. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с соляной кислотой: а)  $\text{CuO}$ ; б)  $\text{Cu}$ ; в)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ; г)  $\text{Ag}$ ; д)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ? Напишите уравнения практически осуществимых реакций.

8. Даны схемы следующих реакций:



Напишите уравнения тех реакций, которые практически осуществимы.  
9. Составьте конспект ответа о свойствах соляной, серной и фосфорной кислот, придерживаясь плана, указанного на странице 45.

### Решите задачи

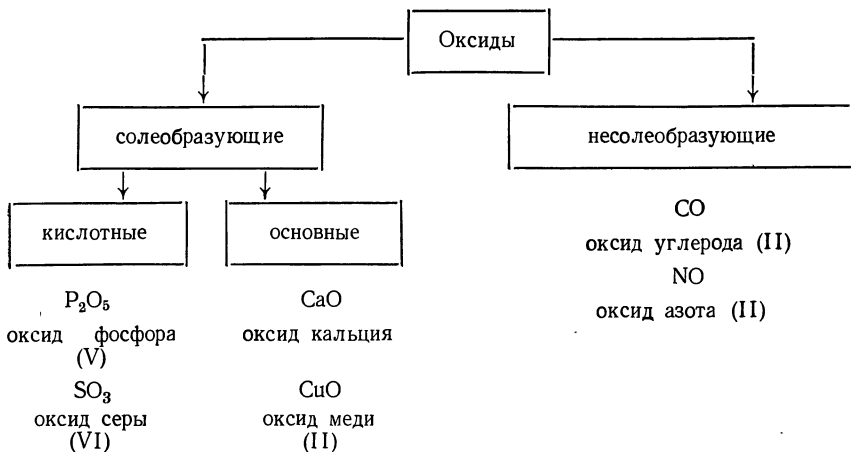
1. Какая из кислот богаче фосфором — ортофосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  или метафосфорная  $\text{HPO}_3$ ?
2. Выведите химическую формулу соединения, в состав которого входит 3,95 мас. ч. элемента селена Se (атомная масса Se 79.) и 0,1 мас. ч. водорода.
3. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфида железа (II) с серной кислотой и вычислите массовые отношения между элементами в молекулах реагирующих и образующихся веществ.

## § 3. ОКСИДЫ

С составом оксидов мы уже ознакомились ранее (с. 43). Теперь остановимся на их классификации и химических свойствах.

**Классификация оксидов.** Нам уже известно, что некоторым оксидам соответствуют основания, а другим — кислоты (с. 58). Существуют и такие оксиды, как например оксид углерода (II)  $\text{CO}$  и оксид азота (II)  $\text{NO}$ , у которых нет гидратов с основными или кислотными свойствами. Из этих оксидов непосредственно соли получить нельзя. В связи с этим оксиды классифицируют на *несолеобразующие* и *солеобразующие*, а последние — на *основные* и *кислотные* (схема 17).

Схема 17



Неметаллы образуют только кислотные оксиды, металлы с валентностью меньше IV, как правило, основные оксиды, а с валентностью более IV — кислотные оксиды. Например, хром Cr и марганец Mn образуют как основные, так и кислотные оксиды.

**Химические и структурные формулы оксидов.** О составлении формул оксидов рассказано на странице 29. Структурные формулы некоторых оксидов и формулы соответствующих им оснований и кислот даны в таблице 9.

Таблица 9

## Формулы и названия некоторых оксидов

Формулы оксидов		Названия оксидов	Формулы соответствующих оснований или кислот
химические	структурные		
Основные оксиды			
Na <sub>2</sub> O		Оксид натрия	NaOH
K <sub>2</sub> O		Оксид калия	KOH
CaO	Ca=O	Оксид кальция	Ca(OH) <sub>2</sub>
CuO	Cu=O	Оксид меди (II)	Cu(OH) <sub>2</sub>
CrO	Cr=O	Оксид хрома (II)	Cr(OH) <sub>2</sub>
MnO	Mn=O	Оксид марганца (II)	Mn(OH) <sub>2</sub>
FeO	Fe=O	Оксид железа (II)	Fe(OH) <sub>2</sub>
Кислотные оксиды			
SO <sub>2</sub>		Оксид серы (IV)	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
SO <sub>3</sub>		Оксид серы (VI)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
CrO <sub>3</sub>		Оксид хрома (VI)	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		Оксид фосфора (V) <sup>1</sup>	HPO <sub>3</sub> и H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		Оксид марганца (VII)	HMnO <sub>4</sub>
Несолеобразующие оксиды			
CO	—	Оксид углерода (II) <sup>2</sup>	—
NO	—	Оксид азота (II)	—

<sup>1</sup> Состав оксида фосфора (V) более сложный, о нем подробнее говорится на странице 220.

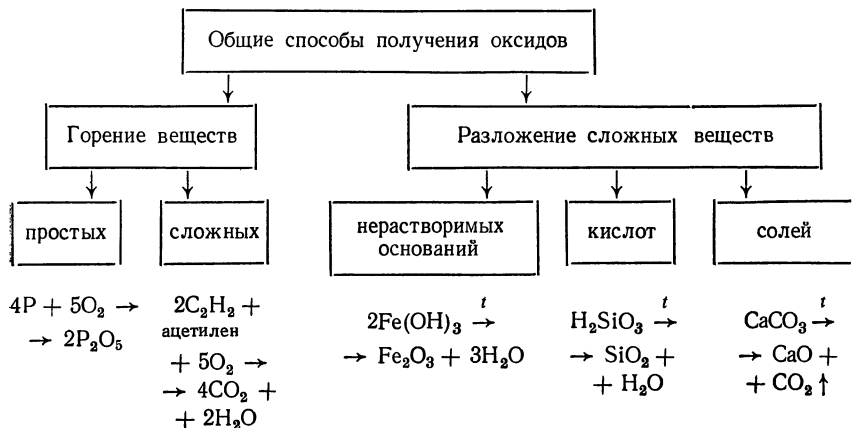
<sup>2</sup> Объяснение структурной формулы оксида углерода (II) дано на странице 238.

<sup>1</sup> Состав оксида фосфора (V) более сложный, о нем подробнее говорится на странице 220.<sup>2</sup> Объяснение структурной формулы оксида углерода (II) дано на странице 238.

**Названия оксидов.** Названия оксидов, в состав которых входят элементы с постоянной валентностью, даются без упоминания о валентности, например  $\text{MgO}$  — оксид магния. Если же они образованы элементами с переменной валентностью, то рядом с названием оксида ставится в скобках валентность, например,  $\text{SO}_2$  — оксид серы (IV),  $\text{SO}_3$  — оксид серы (VI).

**Способы получения оксидов.** Оксиды образуются: 1) *при горении простых и сложных веществ* (с. 41 и 47); 2) *при разложении сложных веществ*: а) *нерастворимых оснований* (с. 74 и 75); б) *кислот* (с. 81); в) *солей* (схема 18).

Схема 18

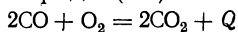


Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—5 (с. 85—86). Решите задачу 1 (с. 86).

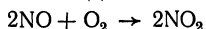
**Физические свойства оксидов.** Оксиды бывают твердые, жидкие и газообразные, различного цвета. Например, оксид меди (II)  $\text{CuO}$  черного цвета, оксид кальция  $\text{CaO}$  белого цвета. Оксид серы (VI)  $\text{SO}_3$  — бесцветная летучая жидкость, а оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$  — бесцветный газ.

**Химические свойства оксидов.** Кислотные и основные оксиды обладают разными свойствами (табл. 10).

**Несолеобразующие оксиды** не реагируют ни с водой, ни с кислотами, ни с щелочами. Для некоторых из них характерна способность взаимодействовать с кислородом и превращаться в солеобразующие оксиды. Например, оксид углерода (II) горит с образованием оксида углерода (IV):



Оксид азота (II) также соединяется с кислородом:



**Применение оксидов.** Всем известно, какое значение имеет вода (оксид водорода) в природе, в промышленности и в быту.

Химические свойства оксидов	
основных	кислотных
<p>1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, получаются соль и вода:</p> $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Оксиды активных металлов Li, Na, K, Ca, Ba взаимодействуют с водой с образованием щелочи:</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{LiOH}$	<p>1. Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями, получаются соль и вода:</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой с образованием кислот:</p> $3\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t} 2 \text{H}_3\text{PO}_4$
<p>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$	
	<p>4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:</p> $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$

Многие другие оксиды также широко применяются. Например, чугун и сталь, получают из оксидов железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Оксид кальция  $\text{CaO}$  (основная составная часть жженой, или негашеной, извести) используется для получения гашеной извести  $\text{Ca(OH)}_2$ . Оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  используется в производстве строительных материалов. Некоторые из оксидов применяют для производства красок. Так, например, основная составная часть белой краски — цинковые белила — это оксид цинка (II)  $\text{ZnO}$ , зеленой краски — оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и т. д.

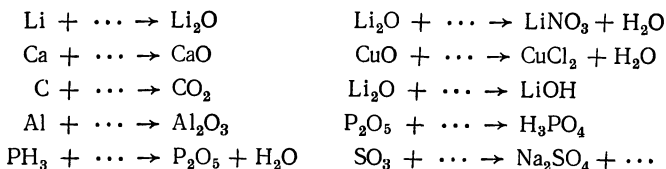
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6—7 (с. 86). Решите задачу 2 (с. 86).

#### Вопросы и упражнения

1. Что такое оксиды и как их классифицируют? Начертите в тетрадь таблицу и в соответствующих графах запишите перечисленные ниже формулы оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ .

Основные оксиды	Кислотные оксиды	Несолеобразующие оксиды
-----------------	------------------	-------------------------

2. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:

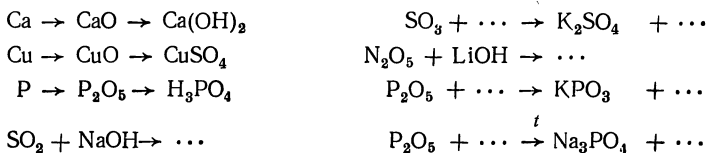


3. Пользуясь схемой 18, составьте уравнения практически осуществимых реакций, при помощи которых можно получить следующие оксиды:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CuO}$ .

4. Какие из перечисленных оксидов реагируют с водой:  $\text{BaO}$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Напишите формулы оксидов, гидратами которых являются следующие кислоты:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

6. Напишите уравнения химических реакций, схемы которых даны ниже:



7. Перечислите некоторые отрасли народного хозяйства, в которых применяются оксиды. Приведите примеры уравнений соответствующих реакций.

#### Решите задачи

1. Выведите химическую формулу оксида, если известно, что 2,3 мас. ч. натрия соединяются с 0,8 мас. ч. кислорода.

2. Напишите уравнение реакции оксида фосфора (V) с водой (при нагревании) и вычислите соотношение масс реагирующих веществ.

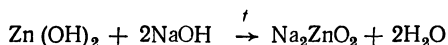
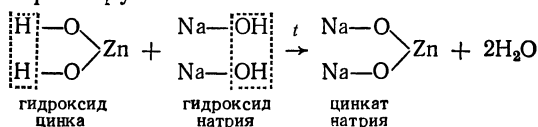
## § 4. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ И ОКСИДЫ

Изучая свойства различных веществ, мы выяснили, что металлы реагируют с неметаллами, кислоты — с основаниями, а основные оксиды — с кислотными оксидами. Кислоты же с кислотами и основания с основаниями в реакции не вступают. Все это в полной мере относится только к типичным элементам и соединениям (к типичным металлам, неметаллам, кислотам, основаниям и т. д.). Оказывается, существуют элементы и вещества, проявляющие *двойственную природу*. В этом можно убедиться, проделав следующий опыт. В двух пробирках получают немного гидроксида цинка. В одну приливают раствор соляной кислоты, а в другую — раствор гидроксида натрия. В обоих случаях происходят химические реакции, образуются бесцветные растворы.

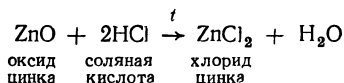
Следовательно, гидроксид цинка  $\text{Zn(OH)}_2$  обладает свойствами основания (реагирует с кислотами) и кислоты (реагирует с щелочами), т. е. имеет двойственную природу. С сильной кислотой, например с соляной, гидроксид цинка реагирует как осно-



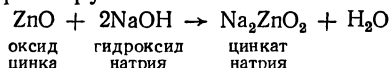
С сильным основанием, например с гидроксидом натрия, гидроксид цинка реагирует как кислота:



Такими же двойственными свойствами обладает и оксид цинка ZnO. В присутствии сильных кислот, например соляной, оксид цинка реагирует как основной оксид:



В присутствии сильных оснований, например гидроксида натрия, оксид цинка реагирует как кислотный оксид:



*Оксиды и гидроксиды, которые могут реагировать и с кислотами и с щелочами, называются амфотерными (греч. «амфотерос» — оба, тот и другой).*

Многие элементы образуют амфотерные оксиды (ZnO, BeO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, PbO и др.). Этим оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды (Zn(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub> и др.).

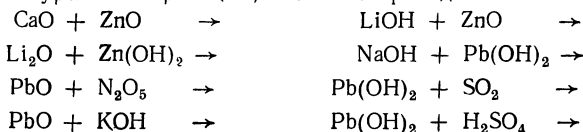
*Элементы, которые образуют амфотерные оксиды и гидроксиды, обладают переходными свойствами, т. е. их нельзя отнести ни к типичным металлам, ни к типичным неметаллам.*

### Вопросы и упражнения

1. Какие оксиды и гидроксиды называются амфотерными? Напишите уравнения реакций, в которые могут вступать оксид и гидроксид бериллия (BeO и Be(OH)<sub>2</sub>), если известно, что эти соединения амфотерны.

2. Дан сульфат цинка ZnSO<sub>4</sub>. Как опытным путем можно получить оксид цинка и доказать, что это соединение амфотерное? Напишите уравнение соответствующих реакций.

3. Напишите уравнения реакций, схемы которых даны:





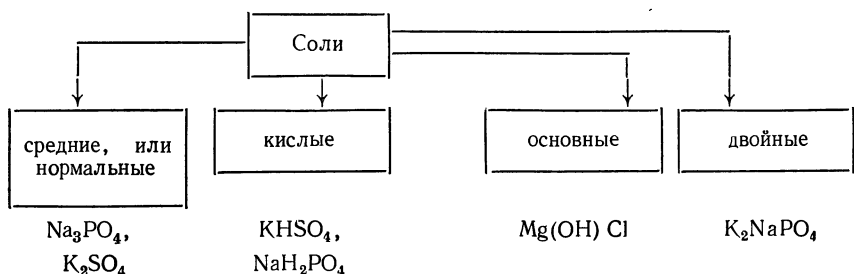
## § 5. соли

С солями и их составом мы уже ознакомились при изучении оксидов, оснований и кислот.

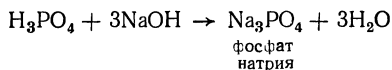
*Соли — это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с кислотными остатками.*

**Классификация солей.** В зависимости от количественных соотношений взятой кислоты и основания в реакциях нейтрализации могут образоваться различные по составу соли (схема 19).

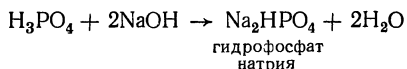
Схема 19



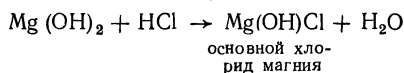
*Средними, или нормальными, солями* называются соли, которые образуются при замещении атомами металлов всех атомов водорода в молекулах кислот:



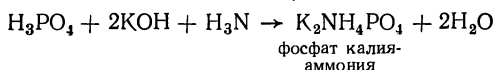
*Кислыми солями* называются соли, которые образуются в результате неполного замещения атомами металлов атомов водорода в молекулах кислот (получаются при избытке кислоты):



*Основными солями* называются соли, в молекулах которых, кроме кислотных остатков, имеются также гидроксигруппы (получаются при избытке оснований):



*Двойными солями* называются соли, которые образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот двумя различными металлами (вместо атома металла может войти одновалентная группа аммония  $\text{NH}_4$ , с. 207):



**Химические и структурные формулы солей.** При составлении формул солей кислородных кислот можно пользоваться той же

последовательностью действий, которая была принята для кислот (с. 78).

Например, если составляют химическую формулу сульфата алюминия и фосфата кальция, то поступают так:

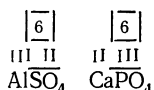
1. Пишут рядом химический знак металла и кислотного остатка:



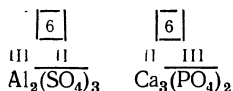
2. Над химическими знаками металлов и кислотными остатками записывают их валентность:



3. Находят наименьшее кратное чисел, выражающих валентность металла и кислотного остатка:

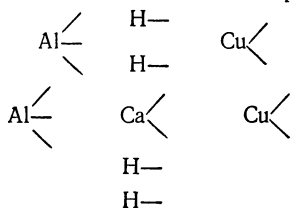


4. Наименьшее кратное делят на валентность металла и находят индекс, затем на валентность кислотного остатка и тоже находят индекс; кислотные остатки, если их в молекуле содержится несколько, заключают в скобки:

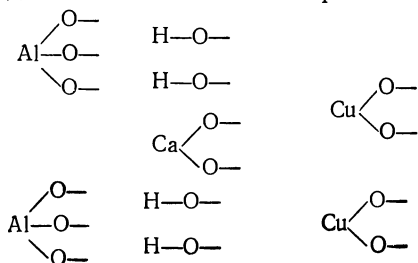


При составлении структурных формул солей, например  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  и  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , рекомендуется поступать так:

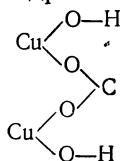
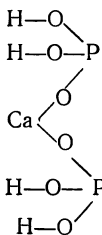
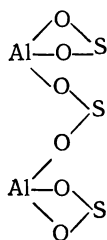
1. Пишут один под другим химические знаки металлов и атомов водорода; валентность обозначают черточками:



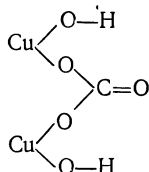
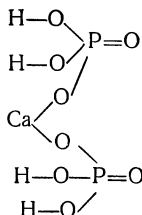
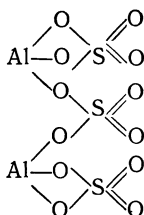
2. Химические знаки атомов металлов и водорода при помощи черточек соединяют с атомами кислорода:



3. Химические знаки атомов кислорода при помощи черточек соединяют с центральными атомами кислотного остатка, а в основных солях также и с атомами водорода гидроксогрупп:



4. К центральному атому кислотного остатка при помощи черточек присоединяют химические знаки остальных атомов кислорода:



**Названия солей.** В настоящее время соли, как и другие химические соединения, называют по международной номенклатуре (табл. 11).

Таблица 11

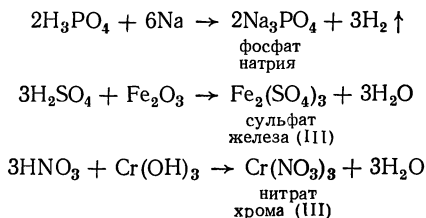
Названия и формулы солей и соответствующих им кислот

Названия и формулы солей	Названия и формулы кислот
NaF — фторид натрия	HF — плавиковая, или фтороводородная, кислота
AlCl <sub>3</sub> — хлорид алюминия	HCl — соляная, или хлороводородная, кислота
FeBr <sub>2</sub> — бромид железа (II)	HBr — бромоводородная кислота
MgI <sub>2</sub> — иодид магния	HI — иодоводородная кислота
AgNO <sub>3</sub> — нитрат серебра	HNO <sub>3</sub> — азотная кислота
CuSO <sub>4</sub> — сульфат меди (II)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> — серная кислота
ZnSO <sub>3</sub> — сульфит цинка	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> — сернистая кислота
PbS — сульфид свинца	H <sub>2</sub> S — сероводородная кислота
CaCO <sub>3</sub> — карбонат кальция	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> — угольная кислота
K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> — силикат калия	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> — кремниевая кислота
Ba <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> — фосфат бария	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> — ортофосфорная, или фосфорная, кислота

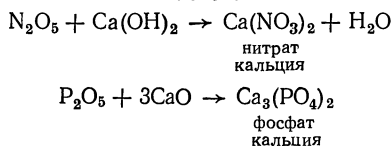
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—4 (с. 98). Решите задачи 1 и 2 (с. 99).

**Способы получения солей.** Реакции, в результате которых образуются соли, неоднократно рассматривались в предыдущих разделах. Приведем теперь эти сведения в определенную систему.

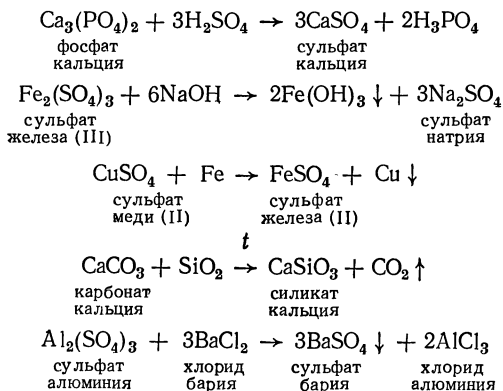
1. Соли можно получить, действуя кислотами на металлы, основные оксиды и основания:



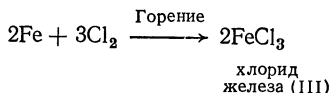
2. Соли образуются при реакции кислотных оксидов с щелочами, а также кислотных оксидов с основными:



3. Соли можно получить при взаимодействии солей с кислотами, с щелочами, с металлами, с нелетучими кислотными оксидами и с другими солями:



4. Соли образуются при взаимодействии металлов с неметаллами:



Реакции, при которых образуются соли, показаны также в обзорной таблице 13 (с. 94—95).

Ответьте на вопросы 5—9 (с. 98). Решите задачу 3 (с. 99).

**Физические свойства солей.** Соли — твердые вещества разного цвета. Растворимость их различна. Некоторые соли хорошо растворимы в воде, например все нитраты; другие же, например карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , сульфат бария  $\text{BaSO}_4$  и т. п., практически нерастворимы (см. приложение, с. 465). Облегчит запоминание растворимости важнейших веществ, которые чаще всего встречаются в курсе химии средней школы, таблица 12.

Таблица 12

**Сведения о растворимости важнейших солей**

Названия солей	Растворимость соответствующих солей
Нитраты Ацетаты	Все соли растворимы
Хлориды	Все соли растворимы, кроме $\text{AgCl}$ и $\text{PbCl}_2$
Сульфаты	Все соли растворимы, кроме $\text{CaSO}_4$ , $\text{SrSO}_4$ , $\text{BaSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$ и $\text{Ag}_2\text{SO}_4$
Сульфиды	Почти все соли нерастворимы. Растворяется лишь $\text{Na}_2\text{S}$ , $\text{K}_2\text{S}$ , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
Карбонаты Силикаты Фосфаты	Все соли нерастворимы, кроме солей $\text{K}$ , $\text{Na}$ и аммония

**Химические свойства солей.** При изучении способов получения солей мы уже ознакомились с их некоторыми химическими свойствами. Разберем этот вопрос подробно.

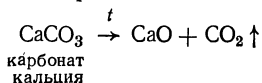
1. *Соли реагируют с металлами* (с. 91). Составляя уравнения этих реакций, следует руководствоваться рядом Н. Н. Бекетова (с. 80). Так как эти реакции протекают в водных растворах, то для практических опытов нельзя применять литий  $\text{Li}$ , натрий  $\text{Na}$ , калий  $\text{K}$ , кальций  $\text{Ca}$ , барий  $\text{Ba}$  и другие активные металлы, которые при обычных условиях реагируют с водой.

2. *Соли реагируют с кислотами.* При проведении этих реакций обычно берут сухую соль и действуют концентрированной кислотой (с. 81).

3. *Соли реагируют с щелочами в водных растворах.* Это способ получения нерастворимых оснований (с. 72).

4. *Соли реагируют с солями.* Реакции протекают в растворах и используются для получения практически нерастворимых солей (с. 91).

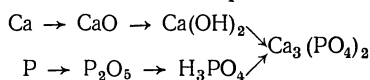
5. *Некоторые соли при нагревании разлагаются.* Характерным примером такой реакции является обжиг известняка, основной составной частью которого является карбонат кальция:



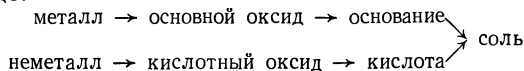
**Применение солей.** Большинство солей широко используется в промышленности и в быту. Например, всем известно применение поваренной соли, т. е. *хлорида натрия*  $\text{NaCl}$  в быту. В промышленности он используется для получения гидроксида натрия, соды, хлора, металлического натрия и т. д. *Соли азотной и фосфорной кислот* в основном являются минеральными удобрениями.

Многие средства защиты растений от болезней, вредителей, некоторые лекарственные вещества тоже относятся к классу солей. Более подробно применение отдельных солей будет рассмотрено при дальнейшем изучении химических элементов.

**Генетическая связь между отдельными классами неорганических соединений.** Из веществ одного класса можно получить вещества другого класса. Такую связь называют *генетической* (от греч. «генезис» — *происхождение*). Взаимную связь между отдельными веществами можно изобразить следующими схемами:



В общем виде:



Более подробно и в обобщенном виде генетическая связь между отдельными классами неорганических соединений отражена в таблице 13.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 10—11 (98—99).

## Лабораторные опыты

**Свойства растворимых и нерастворимых оснований.** Рассмотрите выданные вам в пробирках гидроксиды натрия, кальция, меди (II) и железа (III), отметьте их агрегатное состояние и цвет. Прилейте в пробирки по 3—4 мл воды и взболтайте. Мутные жидкости отфильтруйте. К растворам добавьте по несколько капель раствора фенолфталеина.

Гидроксид натрия полностью растворяется в воде, гидроксид кальция — частично, а гидроксид меди (II) и железа (III) в воде практически не растворяются. Растворы гидроксида натрия и гидроксида кальция окрашивают фенолфталеин в малиновый цвет. Отфильтрованные жидкости, в которых взбалтывали гидроксид меди (II) и железа (III), на раствор фенолфталеина не действуют.

**Задание.** На основе проведенных опытов сделайте вывод о растворимости оснований.

**Действие кислот на индикаторы.** Поместите в штативе девять пробирок. В первые три пробирки налейте по 1 мл разбавленной серной кислоты, во вторые три влейте по 1 мл разбавленной соляной кислоты, а в остальные три столько же разбавленной азотной кислоты.

В первую пробирку с серной кислотой добавьте несколько капель раствора фиолетового лакмуса или опустите фиолетовую лакмусовую бумажку, во вторую пробирку влейте несколько капель раствора фенолфталеина, а в третью — метиловый оранжевый.

Проведите такие же опыты и с соляной и азотной кислотами.

Лакмус от действия кислот краснеет, фенолфталеин остается бесцветным, а метиловый оранжевый становится розовым.

# Генетическая связь между отдельными

Реагирующие вещества	Реакции, в которые вступают реагирующие		
	неметаллов	кислотных оксидов	амфотерных оксидов
Металлы	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{NaCl}$ $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO}$	$2\text{Mg} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + \text{Si}$	—
Основные оксиды	—	$\text{CaO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$	$\text{CaO} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{CaZnO}_2$
Амфотерные оксиды	—	$\text{ZnO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4$	—
Щелочи	$2\text{KOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{KClO} + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 3\text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{NaOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимые основания	—	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg(OH)}_2 + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{MgZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерные гидроксиды	—	$\text{Zn(OH)}_2 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	—
Соли	—	$\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$	—
Вода	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	—

<sup>1</sup> Свойства веществ и условия осуществления реакций рассматриваются в соответст-

классами неорганических соединений<sup>1</sup>

вещества при действии			
кислот	амфотерных гидроксидов	солей	воды
$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	—	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$	$2\text{Na} + 2\text{HOH} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{H}_2 \uparrow$
$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CaO} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	—	$\text{Na}_2\text{O} + \text{HOH} \rightarrow 2\text{NaOH}$
$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	—	—	—
$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	Образуются кристаллогидраты с различным содержанием воды
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	—	—
$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	—	—	—
$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{O} \swarrow \searrow \text{CO}_2 \uparrow$	—	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
$n\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	—	$\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	—

вующих разделах.



**Задание.** Дано несколько растворов. Как можно практически доказать, что один из них является раствором кислоты, а другой — раствором щелочи?

**Действие кислот на металлы.** В две пробирки поместите по два кусочка цинка, в две другие насыпьте немного железных опилок, а в последние две — медных стружек. В одну пробирку с цинком налейте 1 мл серной, а в другую — столько же соляной кислоты. Цинк энергично реагирует с кислотами. При этом выделяется газ, способный гореть. Точно так же прилейте кислоты в пробирки с железом и медью.

Железо реагирует с кислотами медленнее, чем цинк; медь при обыкновенной температуре не реагирует ни с серной, ни с соляной кислотами. При нагревании медь реагирует с концентрированной серной кислотой. В этой реакции выделяется бесцветный газ с резким запахом (*нюхать осторожно!*), и в пробирке образуется раствор синего цвета.

**Задания.** 1. Найдите железо, цинк и медь в ряду Н. Н. Бекетова и подумайте, на основании каких свойств составлен этот ряд. 2. Напишите уравнения химических реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу эти реакции относятся?

**Взаимодействие кислот с основными оксидами. Опыт.** В две пробирки насыпьте немного оксида меди (II). В одну из них прилейте 1 мл разбавленной соляной кислоты, а в другую — столько же разбавленной серной кислоты. Пробирки слегка нагрейте. При подогревании в пробирках с оксидом меди (II) раствор приобретает голубой цвет.

Вылейте несколько капель раствора из каждой пробирки на стеклянную пластинку, выпарьте его и посмотрите, что осталось на пластинке. После выпаривания растворов на стеклянной пластинке выделяются кристаллики.

Такие же опыты проделайте с оксидом железа (III).

**Задания.** 1. Какие признаки подтверждают, что оксиды реагируют с кислотами? 2. Какие вещества выделились на стеклянных пластинках после выпаривания растворов? Напишите химические формулы этих веществ. 3. Составьте уравнения реакций, которые протекали в этих опытах.

**Взаимодействие кислот с щелочами (реакция нейтрализации).** В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель раствора фенолфталеина. С помощью пипетки к раствору малинового цвета прибавляйте по каплям соляную кислоту. После каждой капли пробирку встряхивайте. Происходит разогревание и обесцвечивание малинового раствора. Затем немного полученного раствора перенесите на стеклянную пластинку и выпарьте его. Выделяются кристаллики белого цвета.

**Задания.** 1. Подумайте, почему раствор кислоты следует добавлять осторожно, по каплям. 2. Какое вещество выделилось при выпаривании раствора? Напишите его химическую формулу. 3. Составьте уравнение реакции между соляной кислотой и гидроксидом натрия. К какому типу эта реакция относится?

**Взаимодействие кислот с нерастворимыми основаниями.** Получите немного гидроксида меди (II). Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте столько же раствора сульфата меди (II) или другой растворимой соли меди. В одну пробирку с полученным осадком добавьте (до полного растворения) соляную, а в другую — серную кислоту. В обеих пробирках образуется голубой раствор.

Перенесите несколько капель полученных растворов на стеклянную пластинку и выпарьте. Выделяются кристаллики голубого цвета.

**Задания.** 1. Напишите химические формулы веществ, кристаллы которых выделились на стеклянных пластинках. 2. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте.

**Взаимодействие кислотных оксидов с водой и с щелочами.**

**Опыт 1.** Налейте в пробирку примерно 5 мл воды, добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина, а затем разбавленного раствора гидроксида натрия до появления слабого окрашивания. Пропустите через раствор избыток оксида углерода (IV). Происходит обесцвечивание.

**Опыт 2.** Налейте в пробирку 2—3 мл свежеприготовленной известковой воды и пропустите через нее оксид углерода (IV) до помутнения раствора.

**Задания.** 1. Поясните, почему в первом опыте произошло обесцвечивание раствора. Напишите уравнение соответствующей реакции. 2. Почему во втором опыте произошло помутнение раствора? Напишите уравнение реакции.

**Получение и свойства гидроксида цинка.** В две пробирки налейте по 1 мл 5-процентного раствора гидроксида натрия и затем добавьте раствор сульфата цинка до выпадения осадка. В одну пробирку с осадком добавьте избыток гидроксида натрия и встряхните. В другую пробирку прилейте серную или соляную кислоту.

Для сравнения получите в двух пробирках гидроксид железа (III). К осадку в первой пробирке добавьте кислоту, а к осадку во второй — избыток щелочи.

Осадок гидроксида цинка реагирует как с кислотами, так и с щелочами, гидроксид железа (III) — только с кислотами.

**Задания.** 1. Напишите по два уравнения химических реакций, при помощи которых можно получить: а) гидроксид цинка; б) гидроксид железа (III). 2. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида цинка: а) с соляной кислотой; б) с гидроксидом натрия. Как называются такие гидроксиды?

### Практическая работа 1

**Получение медного купороса взаимодействием оксида меди (II) с серной кислотой.** 1. Налейте в стакан примерно 20 мл 20-процентного раствора серной кислоты, поставьте его на асбестированную сетку и нагрейте раствор до кипения.

2. В горячий раствор серной кислоты насыпьте немного оксида меди (II) и содержимое помешайте стеклянной палочкой. Если весь оксид меди (II) прореагирует, то добавляйте его до тех пор, пока останется непрореагировавшим небольшой избыток. Раствор все время нагревайте, но не кипятите. Затем прилейте  $\frac{1}{2}$  пробирки воды и нагрейте раствор до кипения.

3. Пока раствор нагревается, приготовьте фильтр. Полученный раствор отфильтруйте в фарфоровую чашку.

4. Раствор в фарфоровой чашке упарьте до появления первых кристаллов соли. Затем нагревание прекратите и наблюдайте дальнейшую кристаллизацию, которая происходит в результате охлаждения раствора.

### Практическая работа 2

**Решение экспериментальных задач по теме «Важнейшие классы неорганических соединений».** **Задача 1.** Опытным путем докажите, в каких пробирках содержатся растворы: а) хлорида натрия; б) гидроксида натрия; в) соляной кислоты.

**Задача 2.** В одной пробирке находится дистиллированная вода, а в другой — раствор хлорида калия. Обнаружьте, в какой пробирке находится каждое из выданных вам веществ.

**Задача 3.** В двух пробирках даны: а) оксид кальция; б) оксид цинка. Определите, в какой пробирке находится каждое из этих веществ.

**Задача 4.** Получите гидроксид цинка, исходя из металлического цинка.

**Задача 5.** Дан оксид меди (II). Получите гидроксид меди (II).

**Задача 6.** Дан раствор гидроксида кальция (известковая вода). Получите карбонат кальция, а из него — раствор хлорида кальция.

**Задача 7.** Получите из хлорида железа (III) оксид железа (III).

**Задача 8.** Дан кристаллический хлорид магния. Получите из него гидроксид магния.

**Задача 9.** Из раствора сульфата меди (II) получите раствор хлорида меди (II).

**Задача 10.** Осуществите практически следующие превращения: карбонат меди (II)  $\rightarrow$  хлорид меди (II)  $\rightarrow$  гидроксид меди (II)  $\rightarrow$  оксид меди (II).

### Вопросы и упражнения

1. Даны химические формулы веществ:  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ,  $\text{NaLiSO}_4$ .

Начертите в тетрадях таблицу и разместите эти формулы по соответствующим графам:

Основные оксиды	Кислотные оксиды	Основания	Кислоты	Нормальные соли	Кислые соли	Основные соли	Двойные соли
-----------------	------------------	-----------	---------	-----------------	-------------	---------------	--------------

2. Напишите химические и структурные формулы следующих солей: карбоната магния, гидрокарбоната железа (II), сульфата железа (III), гидрофосфата кальция, основного хлорида магния, дигидрофосфата кальция.

3. Напишите названия солей, формулы которых даны:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{MgOHCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{HS})_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

4. Напишите формулы важнейших солей следующих кислот: а) соляной; б) серной; в) азотной; г) ортофосфорной; д) угольной. Назовите эти соли.

5. Перечислите способы получения солей и напишите по два уравнения соответствующих химических реакций. При необходимости используйте таблицу 11.

6. Составьте уравнения химических реакций, схемы которых даны ниже:

- 1)  $\text{Ca} + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$
- 2)  $\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4$
- 3)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{P}_2\text{O}_5 + \dots \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \dots \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 6)  $\text{CaO} + \dots \rightarrow \text{CaSO}_3$

7. Какими веществами надо подействовать на хлорид кальция, чтобы получить: а) сульфат кальция; б) карбонат кальция; в) фосфат кальция; г) гидроксид кальция; д) хлороводород? Напишите уравнения этих реакций и поясните, почему они идут до конца.

8. Какими двумя способами из оксида кальция можно получить: 1) сульфат кальция; 2) фосфат кальция? Составьте уравнения этих реакций.

9. Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются соли, формулы которых следующие: а)  $\text{AlCl}_3$ ; б)  $\text{BaSO}_4$ ; в)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; д)  $\text{NaNO}_3$ ; е)  $\text{NaHSO}_4$ ; ж)  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ; з)  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ . Под соответствующими формулами веществ напишите их названия.

10. Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства: а) кислотных оксидов; б) амфотерных оксидов; в) основных оксидов; г) щелочей; д) нерастворимых оснований; е) солей.

11. Составьте уравнение реакций, схемы которых даны ниже:

- а)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
- б)  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- в)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- г)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- д)  $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4$
- е)  $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- ж)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

- з)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$   
 и)  $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al(OH)_2Cl$   
 к)  $SO_3 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2$

#### Решите задачи

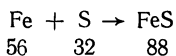
1. Вычислите, какие из следующих азотных удобрений наиболее богаты азотом:  $NaNO_3$ ,  $Ca(NO_3)_2$ ,  $KNO_3$ ,  $NH_4NO_3$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ .
2. Экспериментальным путем установлено, что 1,35 мас. ч. алюминия соединяются с 2,4 мас. ч. серы. Выведите химическую формулу этого вещества и назовите его.
3. Рассчитайте, в каких массовых отношениях следует смешать гидроксид кальция с ортофосфорной кислотой, чтобы произошла реакция нейтрализации.

## Глава V. МОЛЬ. ЗАКОН АВОГАДРО. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

### § 1. МОЛЬ

При проведении химических реакций необходимо знать, сколько потребуется исходных веществ для получения нужного количества продукта. Если, например, требуется получить определенное количество сульфида железа (II)  $FeS$ , то вычисляют, сколько для этого потребуется железа и серы.

Нам уже известно, что химические реакции можно выразить химическими уравнениями. При получении сульфида железа (II) исходные вещества берут в таких количествах, чтобы на один атом железа приходилось бы по одному атому серы. Практически на весах нельзя отвесить ни один отдельный атом, ни одну отдельную молекулу вещества. Поэтому важно знать, в каких массовых отношениях следует брать вещества, чтобы во взятых количествах веществ содержалось необходимое число частиц (атомов или молекул). Реакция железа с серой протекает так:



По уравнению видно, что 56 а.е.м. железа реагирует с 32 а.е.м. серы. Нам уже известно, что масса 1 а.е.м. равна  $1/6,02 \cdot 10^{23}$  г (с. 17). Следовательно, в 56 г железа и 32 г серы должно содержаться одинаковое число атомов, т.е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Отсюда понятно, почему в массовых отношениях ( $56 : 32 = 7 : 4$ ) железо реагирует с серой без остатка (с. 22). В массе веществ (г, кг, т), пропорциональных атомным массам элементов, содержится одинаковое число атомов (табл. 14).

Такое соотношение характерно для всех элементов и веществ. На нем основаны практические расчеты в химии с использованием понятия «моль». Это понятие относится как к сложным, так и к простым веществам.

*Моль — это количество любого вещества (сложного или простого), содержащего  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (атомов и других частиц).*

Таблица 14

**Соотношение между количеством элементов железа и серы  
в граммах и числом атомов этих элементов**

Количество элемента, в г		Число атомов	
Fe	S	Fe	S
56	32	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
28	16	$3,01 \cdot 10^{23}$	$3,01 \cdot 10^{23}$
14	8	$1,505 \cdot 10^{23}$	$1,505 \cdot 10^{23}$
7	4	$7,5 \cdot 10^{22}$	$7,5 \cdot 10^{22}$
3,5	2	$3,75 \cdot 10^{22}$	$3,75 \cdot 10^{22}$

Масса  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (атомов и т. д.), выраженная в граммах, называется *молярной массой*. Она численно совпадает с молекулярной (атомной) массой. Однако следует учесть, что «молекулярная масса» и «молярная масса» — это совершенно разные понятия. Так, например, 18 а.е.м. — это масса одной молекулы воды, т. е. молекулярная масса воды, 18 г воды — это масса  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул воды, т. е. молярная масса воды. Поэтому молярную массу (в отличие от молекулярной массы  $M_r$  и атомной массы  $A_r$ ) будем обозначать буквой  $M$ .

*Примеры:*

$$M_{r\text{CO}_2} = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ (а. е. м.)}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ (г/моль)}$$

$$M_{r\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32 \text{ (а. е. м.)}$$

$$M_{\text{O}_2} = 16 \cdot 2 = 32 \text{ (г/моль)}$$

$$A_r\text{Al} = 27 \text{ (а. е. м.)}$$

$$M_{\text{Al}} = 27 \text{ (г/моль)}$$

В расчетах по химическим формулам и уравнениям реакций часто требуется вычислить число молей простого или сложного вещества, содержащихся в определенном числе граммов.

*Пример 1.* Дано 16 г серы. Вычислите, сколько это составляет молей серы.

$$32 \text{ г составляют } 1 \text{ моль}$$

$$16 \text{ г } \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x \text{ моль}$$

$$x = \frac{16 \cdot 1}{32} = 0,5 \text{ (моль)}$$

*Пример 2.* Дано 264 г сульфида железа (II). Вычислите, сколько это составляет молей данного вещества:

$$M_{\text{FeS}} = 56 + 32 = 88 \text{ (г/моль)}$$

$$88 \text{ г составляют } 1 \text{ моль}$$

$$264 \text{ г } \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x \text{ моль}$$

$$x = \frac{264 \cdot 1}{88} = 3 \text{ (моль)}$$

Между массой вещества в граммах, молярной массой и числом молей существует следующая зависимость:

$$\frac{\text{масса вещества (сложного или простого) (г)}}{\text{молярная масса (г/моль)}} = \text{число молей}$$

Если известно число молей и требуется вычислить, сколько это составляет граммов, то согласно этой зависимости следует число молей умножить на молярную массу данного вещества.

*Пример 1.* Вычислите, сколько граммов весят 2 моль серы:

$$2 \cdot 32 = 64 \text{ (г)}$$

*Пример 2.* Вычислите, сколько граммов весят 0,5 моль сульфида железа (II):

$$0,5 \cdot 88 = 44 \text{ (г)}$$

## § 2. ЗАКОН АВОГАДРО

**Открытие и формулировка закона.** Итальянский ученый А. Авогадро обратил внимание на то, что все газы одинаково сжимаются (закон Бойля — Мариотта), обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения (закон Гей-Люссака) и имеют некоторые другие общие свойства. На основе этих наблюдений А. Авогадро в 1811 г. высказал смелую мысль, которая позже подтвердилась многочисленными опытами и была сформулирована в виде закона:

*В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.*

**Объяснение закона Авогадро.** При одних и тех же условиях расстояние между отдельными молекулами у всех газов одинаковое. Так как объем самих молекул по сравнению с межмолекулярными расстояниями ничтожный, то из этого следует, что в равных объемах различных газов (при одних и тех же условиях) должно быть одинаковое число молекул. Верность такого вывода подтверждается и следующим суждением. *Если в равных объемах различных газов (при одинаковых условиях) содержится одинаковое число молекул, то количества различных газов, в которых содержится одинаковое число молекул, тоже должны занимать одинаковые объемы*<sup>1</sup>.

Как нам уже известно, такими количествами являются моли и пропорциональные им массы газов. Так, например, 2 г водорода и 32 г кислорода содержат одинаковое число молекул, т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Экспериментально доказано, что 2 г водорода и 32 г кислорода (при нормальных условиях) занимают одинаковые объемы — 22,4 л. Следовательно, *моль любого газа при нормальных условиях имеет объем 22,4 л.* Этот объем называется *молярным объемом газа*.

---

<sup>1</sup> Вывод закона на основе кинетической теории газов дается в курсе физики.

В расчетах следует учесть, что объем одного *миллимоля* (мМ) — 22,4 мл, объем одного *киломоля* (кМ) — 22,4 м<sup>3</sup>, мегамоля (ММ) — 22400 м<sup>3</sup>.

**Значение закона Авогадро.** Так как моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л, то, зная массу 1 л данного газа (при н. у.), можно вычислить молярную массу этого газа:

$$M = 22,4\rho,$$

где  $\rho$  обозначает плотность, т. е. массу одного литра данного газа при нормальных условиях.

Например, экспериментально установлено, что масса 1 л кислорода при нормальных условиях составляет 1,43 г. Из этого следует:

$$M_{O_2} = 22,4 \cdot 1,43 \approx 32 \text{ (г/моль)}$$

$$M_{r O_2} = 32$$

Практически более удобно сначала определить относительную плотность газа, т. е. установить, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого, затем по относительной плотности вычислить молярную массу. Например, чтобы определить, во сколько раз данный газ тяжелее водорода, следует массу определенного объема этого газа разделить на массу такого же объема водорода. Так как согласно закону Авогадро в равных объемах число молекул исследуемого газа и водорода будет одинаковым, то плотность по водороду можно вычислить так:

$$\rho_{H_2} = \frac{n \cdot M}{n \cdot 2} = \frac{M}{2},$$

где  $n$  — число молекул в данном объеме,  $M$  — молярная масса исследуемого газа, число 2 — молярная масса водорода,  $\rho_{H_2}$  — плотность данного газа по водороду.

Если определяют плотность по другому газу, то вместо молярной массы водорода (т. е. числа 2) берут молярную массу этого газа. Так, например, если определяют плотность данного газа по кислороду или по воздуху, то получают следующие выражения:

$$\rho_{O_2} = \frac{M}{32}$$

$$\rho_{\text{воздуха}} = \frac{M}{29},$$

где число 29 — средняя молярная масса воздуха.

Отсюда видно, что плотности газов, измеренные при одинаковых условиях, относятся как их молярные массы.

Чаще всего молярные массы различных газов определяют по следующим формулам:

$$M = 2\rho_{H_2}$$

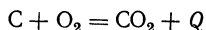
$$M = 29\rho_{\text{воздуха}}$$

Так как молярные и молекулярные массы численно совпадают, то по этим формулам вычисляют также молекулярные массы ( $M_r$ ) соответствующих газов.

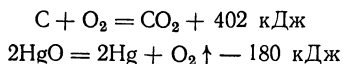
Пользуясь понятием «молярный объем газа», можно также производить расчеты по уравнениям реакций, в которых участвуют или выделяются газы (с. 489).

### § 3. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Мы уже знаем (с. 11), что химические реакции бывают *экзотермические* и *эндотермические*. При составлении химических уравнений выделение или поглощение теплоты условно обозначают, например, знаком  $Q$ :

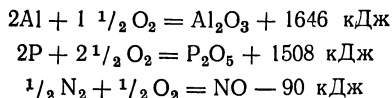


Количество энергии, которое выделяется или поглощается в химических реакциях, может быть измерено при помощи калориметра (см. курс физики). Подставив вместо  $Q$  его численное значение, вышеприведенные химические уравнения можно изобразить так:



*Количество энергии, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции.*

Тепловые эффекты химических реакций обычно относят к одному молю реагирующего или образующегося вещества, например:



Дробные коэффициенты в этих уравнениях относятся к понятию «моль».

*Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называются термохимическими.*

Пользуясь термохимическими уравнениями, можно производить различные расчеты.

#### Решите задачи

1. Какова молекулярная формула газообразного вещества, содержащего 85,7% углерода и 14,3% водорода, если масса 1 л этого газа 1,87 г (н. у.)?
2. Найдите химическую формулу газообразного вещества, в состав которого входит 80% углерода и 20% водорода. Плотность данного газа по водороду 15.
3. Сколько молей и молекул содержится в 1 г карбоната кальция?
4. Какой объем занимает  $6,02 \cdot 10^{24}$  молекул воды?
5. Сколько молей и молекул содержится в чайной ложке воды (4,5 г)?
6. Определите плотность и относительные плотности оксида азота (II) по отношению к воздуху, оксида серы (IV) — к азоту.



7. Вычислите, какой объем занимает 1,6 кг метана при нормальных условиях.

8. Вычислите, сколько теплоты выделится при сжигании 100 л водорода, взятого при нормальных условиях, если дано термохимическое уравнение:  
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 573,2 \text{ кДж}$ .

9. При взаимодействии 7 г железа с серой выделилось 12,15 кДж теплоты. На основании этих данных составьте термохимическое уравнение.

10. Вычислите, сколько сгорело угля, если при этом выделилось 33 520 000 кДж теплоты.

## Глава VI. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

### Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

#### § 1. КЛАССИФИКАЦИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

К 70-м годам прошлого века было уже открыто 63 химических элемента. В химии подобно другим наукам (ботаника, зоология) по мере накопления фактов возникла необходимость в их классификации.

Характеристика соединений	Соединения			
	Li	Be	B	
Высшая валентность по кислороду	1	2	3	
Высшие оксиды	$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	
Основания	$\text{LiOH}$	$\text{Be(OH)}_2$	$\text{B(OH)}_3$	
Кислоты	—	$(\text{H}_2\text{BeO}_2)^1$	$\text{H}_3\text{BO}_3$	
Соли	$\text{LiCl}$	$\text{BeCl}_2$	$\text{BCl}_3$	
Летучие соединения с водородом	—	—	—	
	Na	Mg	Al	
Высшая валентность по кислороду	1	2	3	
Высшие оксиды	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	
Основания	$\text{NaOH}$	$\text{Mg(OH)}_2$	$\text{Al(OH)}_3$	
Кислоты	—	—	$\text{H}_3\text{AlO}_3$ $\text{HAlO}_2$	
Соли	$\text{NaCl}$	$\text{MgCl}_2$	$\text{AlCl}_3$	
Летучие соединения с водородом	—	—	—	

<sup>1</sup>  $\text{H}_2\text{BeO}_2$  в свободном состоянии не получена, но известны ее соли.

**Металлы и неметаллы. Элементы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды.** Как нам уже известно (с. 20), первая классификация химических элементов заключалась в их разделении на металлы и неметаллы. Однако такая классификация была слишком общей и недостаточной. Оказалось, что имеются химические элементы, которых, учитывая их химические свойства, нельзя отнести ни к типичным металлам, ни к типичным неметаллам. К таким относятся, например, цинк (с. 86), алюминий и некоторые другие элементы, оксиды и гидроксиды которых обладают амфотерными свойствами.

В дальнейшем мы убедимся, что при сравнении свойств химических элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, наблюдается постепенный переход от типичных металлов к элементам, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, а от них к типичным неметаллам. Следовательно, классификация химических элементов на металлы и неметаллы является относительной.

**Понятие о группах сходных элементов.** В поисках более совершенной классификации ученые-химики пытались все элементы сгруппировать согласно их свойствам.

Таблица 15

сходных элементов				
C	N	O	F	Ne
4 4 CO <sub>2</sub> — H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> CH <sub>4</sub>	5 3 N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> — HNO <sub>3</sub> NaNO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> N	6 2 — — — — H <sub>2</sub> O	7 1 — — — NaF HF	— — — — — —
Si	P	S	Cl	Xe
4 4 SiO <sub>2</sub> — H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> SiH <sub>4</sub>	5 3 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> — H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> HPO <sub>3</sub> Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> PH <sub>3</sub>	6 2 SO <sub>3</sub> — H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> — H <sub>2</sub> S	7 1 Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> — HCl HClO <sub>4</sub> HClO <sub>3</sub> — HCl	8 — XeO <sub>4</sub> — H <sub>4</sub> XeO <sub>6</sub> — Na <sub>4</sub> XeO <sub>6</sub> —

При знакомстве с кислородом, водородом, водой и основными классами неорганических соединений — основаниями, кислотами, оксидами и солями — мы уже встречались с химическими элементами, которые по их соединениям со сходными свойствами можно распределить по отдельным группам. Так, например, при изучении химических свойств воды мы убедились, что элементы натрия Na и калий K реагируют с водой. Оказывается, подобным свойством обладают элементы литий Li, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Так как при взаимодействии с водой все эти элементы образуют щелочи, то они получили название *щелочных металлов*. Щелочные металлы все одновалентны и имеют сходные по формам и свойствам соединения (табл. 15).

Нам знакомы также элементы магний Mg и кальций Ca. Сходные с ними являются элементы бериллий Be (таблица 15), а также стронций Sr, барий Ba и радий Ra. Эти элементы тоже образуют близкие по форме и свойствам соединения.

Характерным представителем трехвалентных элементов является алюминий Al. Подобен ему бор B и некоторые другие элементы.

Элемент углерод образует соединения как с кислородом, так и с водородом, например оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$  и метан  $\text{CH}_4$ . Напоминают его по формам и свойствам соединений элементы кремний Si, германий Ge (широко используемый в полупроводниках), олово  $\text{Sn}$  и свинец Pb. Все эти элементы образуют соединения типа  $\overset{\text{IV}}{\text{R}}\overset{\text{II}}{\text{O}_2}$  и  $\overset{\text{IV}}{\text{R}}\overset{\text{I}}{\text{H}_4}$ .

Для элемента азота известны соединения с кислородом  $\text{N}_2\text{O}_5$ , а с водородом  $\text{H}_3\text{N}$ . Соединения типа  $\overset{\text{V}}{\text{R}}\overset{\text{II}}{\text{O}_5}$  и  $\overset{\text{III}}{\text{R}}\overset{\text{I}}{\text{H}_3}$  образуют и другие элементы — фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Аналоги характерны и для кислорода и серы. Это элементы селен Se и теллур Te. По отношению к водороду они двухвалентны и образуют соединения типа  $\overset{\text{I}}{\text{H}_2}\overset{\text{II}}{\text{R}}$ <sup>1</sup>, например  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . В высших оксидах эти элементы шестивалентны и образуют соединения типа  $\overset{\text{VI}}{\text{R}}\overset{\text{II}}{\text{O}_3}$ , например  $\text{SO}_3$ .

Элемент хлор Cl образует с водородом соединение  $\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$ , а с кислородом высший оксид  $\overset{\text{VII}}{\text{Cl}}\overset{\text{II}}{\text{O}_7}$ . Родственные им элементы — фтор F, бром Br и иод I. Все они по отношению к водороду одновалентны; для них характерны соединения типа HR, а для некоторых (хлор, иод) высшие оксиды типа  $\overset{\text{VII}}{\text{R}}\overset{\text{II}}{\text{O}_7}$ .

Инертные элементы (с. 47) также составляют группу сход-

<sup>1</sup> Эти соединения, кроме воды, обладают свойствами кислот, поэтому химический знак водорода пишется на первом месте.

ных элементов<sup>1</sup>. Некоторые из них в высших оксидах восьмивалентны, например ксенон Хе ( $\text{XeO}_4$ ).

Многие химики (немецкие ученые И. Деберейнер и Л. Мейер, англичанин О. Ньюленд, француз А. Шанкуртуа и др.) предлагали различные варианты распределения химических элементов по отдельным группам. Однако этим ученым не удалось объединить эти группы в единое целое.

Только открытие русским ученым Д. И. Менделеевым одного из самых фундаментальных законов природы — периодического закона химических элементов — позволило создать единую систему.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 117).

## **§ 2. ОТКРЫТИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ**

### **Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ**

Ко времени открытия периодического закона были известны лишь 63 элемента. Кроме того, для многих элементов были неверно определены атомные массы. Последнее обстоятельство особенно затрудняло поиск закономерностей между химическими элементами, так как Д. И. Менделеев брал за основу возрастание атомных масс. Так, например, у бериллия атомная масса была определена 13,5 вместо 9, а это значит, что бериллий следовало поместить не на четвертом, а на шестом месте.

Чтобы проследить ход рассуждений Д. И. Менделеева, воспользуемся его приемом и расположим химические элементы в порядке возрастания атомных масс от водорода Н до криптона Кг. Номер, который получает каждый элемент, называется *порядковым номером* (табл. 16). Пользуясь таблицами 15 и 16, легко заметить следующее:

1. *В ряду от лития Li до фтора F с возрастанием атомных масс наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств.* Литий Li — щелочной металл с резко выраженными металлическими свойствами. У бериллия Ве металлические свойства сильно ослаблены, его соединения амфотерны. У элемента бора В уже преобладают неметаллические свойства, которые затем постепенно усиливаются у последующих элементов, достигая наивысшей степени у фтора F. После него следует инертный элемент неон Ne.

2. *С возрастанием атомных масс от лития Li до углерода С валентность по кислороду увеличивается от 1 до 4.* Начиная с углерода С элементы в этом ряду образуют также соединения с водородом. Валентность по водороду уменьшается от 4 у углерода С до 1 у фтора F (табл. 15).

3. *Начиная с элемента № 11 (натрий Na) наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда.* Натрий Na (по-

---

<sup>1</sup> Инертными эти элементы называли потому, что долгое время не могли получить их соединения.

Характеристика элементов	Химические															
	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
Атомная масса (округленная)	1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31	32

добно литию Li) — элемент с сильно выраженными металлическими свойствами. У магния Mg (аналогично бериллию Be) металлические свойства выражены слабее. Алюминий Al (подобно бериллию Be) образует соединения с амфотерными свойствами. Кремний Si (как и углерод C) неметалл. У последующих элементов — фосфора P и серы S — неметаллические свойства еще более усиливаются. Предпоследний в этом ряду элемент хлор Cl (подобно фтору F) обладает наиболее сильно выраженными неметаллическими свойствами. Этот ряд, как и предыдущий, заканчивается инертным элементом аргоном Ar. Аналогично предыдущему ряду валентность по кислороду возрастает от 1 у элемента натрия Na до 7 у элемента хлора Cl. Валентность по водороду уменьшается от 4 у кремния Si до 1 у хлора Cl.

4. Начиная с элемента № 19 (калий K) снова повторяется постепенное изменение свойств от типичного щелочного металла до типичного неметалла галогена. Только в этом ряду находятся не восемь, а восемнадцать химических элементов.

Располагая элементы в порядке возрастания атомных масс, Д. И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств. Эту закономерность он в 1869 г. сформулировал в виде периодического закона.

*Свойства простых тел, также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов*<sup>1</sup>.

Горизонтальные ряды элементов, в пределах которых свойства изменяются последовательно, как например ряд из восьми элементов от лития до неона или от натрия до аргона, Д. И. Менделеев назвал периодами.

В I периоде всего 2 элемента: водород H и гелий He.

Во II и III периодах содержатся по 8 элементов. Это *малые периоды*. Затем следуют большие периоды: в IV и V периодах по 18 элементов, в VI 32 элемента, а в VII (последнем) пока открыты 20 элементов.

Как малые, так и большие периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются инертными элементами. Во всех

<sup>1</sup> Имеется в виду атомная масса элемента.

элементы																			
Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
35,5	40	39	40	45	48	51	52	55	56	58,9	58,7	64	65	70	73	75	79	80	84

периодах с увеличением атомных масс (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Однако в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 6, а в больших — через 16 или 30 элементов. Поэтому в больших периодах металлические свойства элементов уменьшаются с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых периодах. Кроме того, в малых периодах слева направо валентность по кислороду возрастает от 1 до 7 (например, от натрия Na до хлора Cl), в больших же периодах вначале валентность по кислороду обычно возрастает от 1 до 8 (например, в V периоде от рубидия Rb до рутения Ru), а затем происходит резкий скачок, и валентность по кислороду уменьшается до 1 (серебро Ag) и потом снова возрастает.

Почему свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, изменяются периодически? Почему в некоторых случаях (аргон Ar и калий K, кобальт Co и никель Ni, теллур Te и иод I) надо было отступить от общего принципа и расположить эти элементы не в порядке возрастания их атомных масс? Над этими и другими вопросами в свое время задумывался и Д. И. Менделеев. В последние годы жизни он предполагал, что тайна этих вопросов заложена в сложной структуре атомов.

Ответьте на вопросы 4—7 (с. 117).

### § 3. ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР ЭЛЕМЕНТА — ЗАРЯД ЯДРА ЕГО АТОМА. РАСПОЛОЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО ЭНЕРГЕТИЧЕСКИМ УРОВНЯМ

Повторите по учебнику физики для 7 класса § 47 и 48.

Периодический закон Д. И. Менделеева и высказанные на его основе гипотезы явились стимулом к выяснению строения атомов. Опытом Э. Резерфорда было доказано, что в центре атома имеется положительно заряженное ядро, *величина заряда которого совпадает с порядковым номером элемента*.

Американский ученый Р. Милликен опытным путем доказал, что электрон имеет наименьший отрицательный заряд, который был принят за единицу. Так как атомы в целом электронейтраль-

ны, то, следовательно, число электронов, движущихся вокруг ядра атома, должно быть равно порядковому номеру элемента. Так, например, порядковый номер элемента калия 19. Следовательно, заряд его атомного ядра  $+19$ . Вокруг ядра калия размещаются девятнадцать электронов с общим отрицательным зарядом  $-19$ .

Электроны в атомах обладают различным запасом энергии, которую они приобретают или отдают определенными порциями, или так называемыми *квантами*. Величина энергии электрона в атоме водорода зависит от *главного квантового числа  $n$* , которое принимает значения только целых чисел — 1, 2, 3, 4 и т. д. Электроны, которые обладают наименьшим запасом энергии ( $n=1$ ), размещаются на *первом энергетическом уровне, или электронном слое*. Приобретая квант энергии, электроны переходят на второй энергетический уровень ( $n=2$ ). Число электронов  $N$  на энергетическом уровне определяется по формуле:

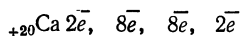
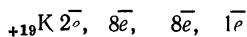
$$N = 2n^2$$

Согласно этой формуле на первом энергетическом уровне ( $n=1$ ;  $2 \cdot 1^2=2$ ) могут находиться два электрона, на втором ( $n=2$ ;  $2 \cdot 2^2=8$ ) — восемь электронов, на третьем ( $n=3$ ;  $2 \cdot 3^2=18$ ) — восемнадцать электронов и т. д.

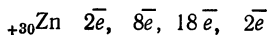
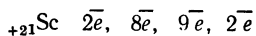
У элементов I периода в атомах имеется только один энергетический уровень, на котором могут поместиться не более двух электронов; у атомов водорода H находится один электрон, а у атомов гелия He — два электрона.

У атомов лития Li (порядковый номер 3) третий электрон помещается на втором энергетическом уровне, ибо первый уже заполнен. Всего на втором энергетическом уровне могут поместиться восемь электронов. Поэтому во II периоде имеется восемь элементов (от лития Li до неона Ne).

Заполнение электронами третьего энергетического уровня происходит несколько иначе. Вначале на нем размещается восемь электронов: от натрия Na (один электрон) до аргона Ar (восемь электронов). На этом заполнение электронами третьего энергетического уровня на время прекращается. Девятнадцатый электрон у атомов калия K и двадцатый — у атомов кальция Ca находятся не на третьем, а на четвертом энергетическом уровне. Схемы строения атомов этих элементов следующие:



Начиная с элемента скандия Sc (порядковый номер 21), включая элемент цинк Zn (порядковый номер 30), возобновляется заполнение третьего энергетического уровня, а на четвертом — сохраняются два электрона. Схемы строения атомов скандия Sc и цинка Zn следующие:



С элемента галлия Ga (порядковый номер 31) возобновляется заполнение электронами наружного энергетического уровня, пока число их не достигнет восьми у инертного элемента криптона Kr, завершающего IV период.

Теперь вернемся к тем вопросам, которые возникли в связи с открытием периодического закона (с. 109) и попытаемся на них ответить на основе приобретенных знаний о строении атомов:

1. Заряд атомного ядра (порядковый номер) определяет его химические свойства. Это объясняется тем, что с возрастанием заряда ядра на единицу появляется новый электрон, который обычно размещается на наружном энергетическом уровне атома. Оказываются, электроны, которые находятся на этих уровнях, очень подвижны, и от их числа зависит валентность элементов. Поэтому они называются *валентными электронами*. Заряд ядра является основной характеристикой элемента. Так, например, калий K хотя и обладает меньшей атомной массой, чем аргон Ar (табл. 16), заряд его атомного ядра на единицу больше ( $+_{18}\text{Ar}$ ,  $+_{19}\text{K}$ ). Поэтому калию присваивается очередной порядковый номер 19. Так как его последний девятнадцатый электрон находится на четвертом наружном энергетическом уровне, то он аналогично натрию, у которого последний (одиннадцатый) электрон помещается на третьем наружном энергетическом уровне, входит в группу щелочных металлов.

2. Сущность периодичности объясняется тем, что с возрастанием заряда ядра атомов элементов периодически повторяются элементы с одинаковым числом валентных электронов, которые у элементов малых периодов находятся на наружном энергетическом уровне. Например, периодическая повторяемость свойств у элементов лития Li, натрия Na и калия K объясняется тем, что у атомов всех этих элементов на наружном энергетическом уровне имеется по одному валентному электрону.

В большинстве случаев с возрастанием заряда ядра закономерно увеличиваются их атомные массы. Это обстоятельство и позволило Д. И. Менделееву открыть периодический закон, располагая элементы в порядке возрастания атомных масс.

На основе теории строения атомов периодический закон Д. И. Менделеева в настоящее время формулируется так:

*Свойства элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атомов этих элементов.*

**Движение электронов в атомах.** Раньше ученые полагали, что электроны вращаются по орбитам вокруг положительных ядер и удерживаются на определенном расстоянии от них. Теперь доказано, что таких орбит в атомах не существует. При помощи расчетов и опытных данных ученые установили, что электрон в движении может находиться то ближе, то дальше от ядра. Удалось также установить вероятность пребывания электрона на определенном расстоянии от ядра. Если проследить вероятность нахождения электрона в направлении увеличения радиуса атома водо-



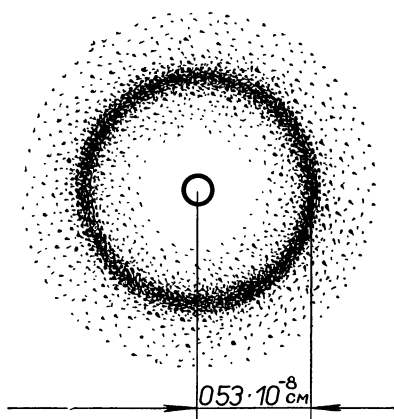


Рис. 45. Форма электронного облака в атоме водорода.

рода, то окажется, что у самого ядра она равна нулю, потом быстро возрастает, достигая максимального значения на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-8}$  см от ядра, а затем постепенно убывает. Частоту пребывания электрона на определенном расстоянии от ядра принято изображать точками. Где электрон пребывает чаще, точки ставят более плотно, где реже — дальше одна от другой. Следовательно, электрон в движении образует как бы облако шаровой формы, плотность которого в атоме водорода наибольшая на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-8}$  см от ядра (рис. 45). Электроны, ко-

торые в движении образуют облако сферической формы, принято называть *s*-электронами.

Электронные облака иногда называют также *орбиталями*.

В атоме гелия He имеются два *s*-электрона. Поэтому возникает вопрос: как могут сосуществовать на одном энергетическом уровне два электронных облака сферической формы? Оказывается, что кроме движения вокруг ядра, которое мы уже рассмотрели, электроны обладают еще движением, которое

$1s$ H <span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>									
He <span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>									
		$2s$	$2p$						
Li	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Be	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
B	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
C	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
N	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
O	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
F	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Ne	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
		$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$	$3d$		
K	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Ca	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
		$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$	$3d$	$4s$	$4p$
Na	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Mg	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Al	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Si	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
P	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
S	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Cl	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Ar	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
		$1s$	$2s$	$2p$	$3s$	$3p$	$3d$	$4s$	$4p$
K	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>
Ca	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↑</span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>	<span style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </span>

Рис. 46. Расположение электронов по орбиталям в атомах первых двадцати элементов.

можно представить как их вращение вокруг собственной оси. Это вращение называется *спином* (в пер. с англ. — «веретено»). Электронные облака одинаковой формы могут перекрываться, если электроны обладают противоположными (антипараллельными) спинами, т. е. один из них вращается вокруг оси по часовой, а другой против часовой стрелки, что условно обозначают стрелками вниз и вверх. Пользуясь этими понятиями, расположение электронов в атомах изображают при помощи электронных формул, например  $H - 1s^1$ ,  $He - 1s^2$ , где цифра перед буквой показывает номер энергетического уровня, буква — форму электронного облака (рис. 46), а цифра справа над буквой — число электронов с данной формой облака. Более наглядно расположение электронов по энергетическим уровням и орбиталям можно изобразить так:



Рис. 47. Формы  $s$ - и  $p$ -электронных облаков.



У лития  $Li$  третий, а у бериллия  $Be$  четвертый электроны располагаются на втором энергетическом уровне (рис. 46). При движении эти электроны тоже образуют сферические облака, но большего размера (рис. 47).

У бора  $B$  появляется пятый электрон (третий на втором энергетическом уровне). Этот электрон при движении образует облако, напоминающее форму гантели (рис. 47). Электроны, облака которых имеют гантелеобразную форму, называются  $p$ -электронами. Как показано на рисунке 48, гантелеобразные электронные облака располагаются взаимно перпендикулярно по осям  $x$ ,  $y$  и  $z$  (у бора — одно, у углерода — два, а у азота — три). У элементов кислорода  $O$ , фтора  $F$  и неона  $Ne$  происходит спаривание электронов с антипараллельными спинами. Поэтому у атома неона имеется шесть  $p$ -электронов.

Расположение электронов у элементов второго периода от бора до неона показано на рисунке 46. Как видно из рисунка, на одном и том же энергетическом

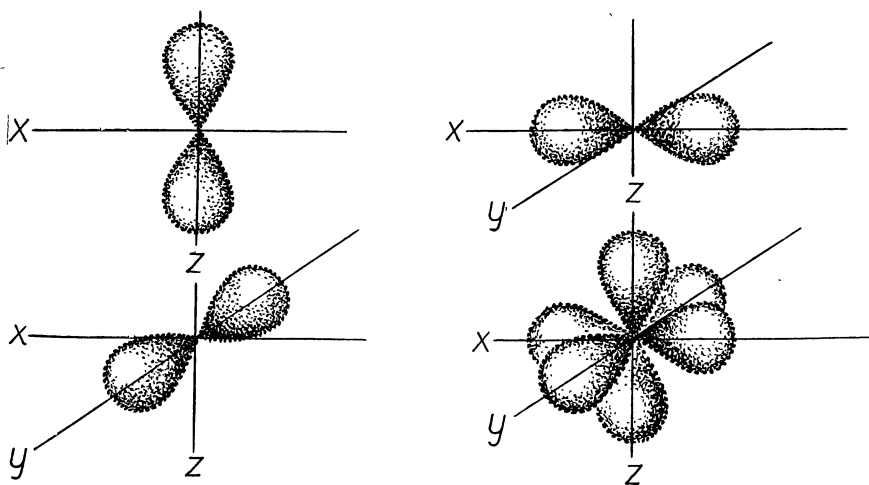


Рис. 48. Возможные направления  $p$ -электронных облаков в пространстве.

ческом уровне могут находиться электроны с различной формой облаков. Такие электроны хотя и находятся на одном энергетическом уровне, все же отличаются друг от друга энергией связи с ядром. Поэтому *принято энергетические уровни подразделять на подуровни*. На первом энергетическом уровне имеется один s-подуровень, а на втором — два, т. е. s- и p-подуровни.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 8—15 (с. 117).

#### § 4. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Открытие периодического закона позволило Д. И. Менделееву разместить все химические элементы по семи периодам.

Чтобы понять принцип составления периодической системы, поместим элементы первых четырех периодов рядами один под другим. В том месте, где происходит резкий скачок в изменении валентности элементов, IV период разделим на два ряда — четный и нечетный (табл. 17).

Таблица 17

I	H	Be	B	C	N	O	F	He
II	Li		Al	Si	P	S	Cl	Ne
III	Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe
IV	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Ni
	Cu	Zn						Kr

При таком расположении всех периодов (трех малых и четырех больших) образуется таблица элементов Д. И. Менделеева, которая состоит из горизонтальных и вертикальных рядов. В ней 7 периодов, 10 рядов и 8 вертикальных столбцов, названных *группами*. Каждая группа состоит из двух подгрупп — *главной и побочной*. Химические знаки элементов одной подгруппы смещены влево, а другой — вправо. Так, например, водород и щелочные металлы составляют главную подгруппу первой группы, а элементы медь Cu, серебро Ag и золото Au — побочную. Следует учесть, что *главные подгруппы начинаются или с I, или со II периода. Побочные же подгруппы начинаются только с IV периода*. Так, например, главная подгруппа I группы начинается с I периода. В нее входят элементы водород H, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Побочная же подгруппа I группы начинается с IV периода. В нее входят элементы медь Cu, серебро Ag и золото Au. Эти элементы, как известно, кроме других валентностей, проявляют также валентность I, что соответствует номеру группы.

Для элементов, объединенных в одну и ту же группу, характерны следующие закономерности.

1. *Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за немногими исключениями) соответствует номеру группы*. Элементы побочных подгрупп могут проявлять I и II валентность. Так, например, медь образует оксид  $\text{Cu}_2\text{O}$ . Однако наибо-

лее распространенными являются соединения двухвалентной меди. Элементы главных подгрупп IV—VII групп образуют также соединения с водородом. *Валентность элементов в соединениях с водородом определяется разностью между числом 8 и номером группы.*

2. В главных подгруппах с увеличением атомных масс усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические. Мы уже ознакомились, как теория строения атомов объясняет сущность периодического закона (с. 111), и убедились, что принадлежность элемента к данному периоду определяется числом электронных энергетических уровней в его атомах. Теперь рассмотрим с точки зрения теории строения атомов изменение свойств элементов в группах.

У атомов элементов главных подгрупп число электронов на наружном энергетическом уровне соответствует номеру группы. Так, например, атомы элементов IV группы главной подгруппы (углерод, кремний, германий, олово, свинец) на наружном энергетическом уровне имеют четыре электрона. Именно эти электроны определяют валентность элементов (с. 111). Этим и объясняется, что элементы IV группы главной подгруппы четырехвалентны в соединениях с кислородом. Такая же закономерность наблюдается и в остальных группах (с некоторыми исключениями).

У атомов элементов главных подгрупп с возрастанием атомных масс растет число энергетических уровней и увеличивается расстояние валентных (наружных) электронов от ядра. Поэтому валентные электроны все легче отрываются от атомов, что приводит к усилению металлических свойств элементов. В побочных подгруппах вышеуказанная закономерность не соблюдается.

Теория строения атома объясняет также сущность деления групп на две подгруппы: главную и побочную.

К главным подгруппам относятся те элементы, валентные электроны которых находятся на наружном энергетическом уровне. Это *s*- и *p*-электроны. В связи с этим и сами элементы главных подгрупп называются *s*- и *p*-элементами (см. первый форзац, *s*-элементы в периодической системе изображены красным цветом, а *p*-элементы — желтым).

К побочным подгруппам относятся элементы, валентные электроны которых находятся также на предпоследнем энергетическом уровне. Это *d*-электроны. Форма их облаков более сложна, чем у *p*-электронов (рис. 49). Элементы побочных подгрупп относят к *d*-элементам. Первый *d*-элемент — это скандий Sc, так как один из его валентных электронов расположен на предпоследнем энергетическом уровне. Сходные со скандием иттрий Y, лантан La и актиний Ac образуют побочную подгруппу III группы. Аналогичные подгруппы образуют элементы титан Ti, ванадий V, хром Cr, марганец Mn, железо Fe, кобальт Co, никель Ni, медь Cu и цинк Zn — всего подряд 10 *d*-элементов, которыми начинаются 10 побочных подгрупп (см. первый форзац, *d*-элементы в периодической системе изображены синим цветом).

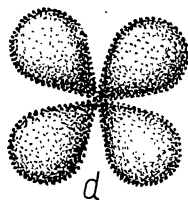


Рис. 49. Форма *d*-электронного облака.

## Связь периодической системы с теорией строения атомов

Объяснение понятий и закономерностей с точки зрения строения атомов	Примеры
<p>Порядковый номер элемента соответствует величине заряда ядра и числу электронов в его атомах</p> <p>Номер периода соответствует числу энергетических уровней в атомах данного элемента</p> <p>Периодичность изменения химических свойств элементов зависит от периодичности расположения электронов по энергетическим уровням</p> <p>Возрастание высшей валентности элементов в соединениях с кислородом и уменьшение валентности в соединениях с водородом в периодах слева направо объясняется увеличением числа электронов на наружных энергетических уровнях</p> <p>В периодах слева направо заряд ядра постепенно увеличивается, и расстояние между ним и валентными электронами сокращается. В связи с этим отдача электронов постепенно затрудняется и металлические свойства ослабевают</p> <p>Высшая валентность в соединениях с кислородом соответствует числу электронов, находящихся на наружном энергетическом уровне (число валентных электронов соответствует номеру группы; исключение — азот). Валентность в соединениях с водородом определяется числом электронов, недостающим до числа 8</p> <p>У атомов элементов главных подгрупп с возрастанием атомных масс (сверху вниз) увеличиваются расстояния между валентными электронами и ядром. Поэтому способность к отдаче электронов все увеличивается и металлические свойства усиливаются</p>	<p>Порядковый номер элемента калия К 19. Заряд ядра его атомов <math>+19</math>; вокруг него размещаются девятнадцать электронов с общим отрицательным зарядом <math>-19</math></p> <p>Элемент кальций Са находится в IV периоде. В его атомах электроны расположены по четырем энергетическим уровням</p> <p>Периодическая повторяемость свойств от азота N к фосфору Р и далее к мышьяку As объясняется тем, что в атомах всех этих элементов на последнем энергетическом уровне находятся пять электронов</p> <p>От элемента кремния Si (на наружном энергетическом уровне четыре электрона) к элементу фосфору Р (на наружном энергетическом уровне пять электронов) высшая валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 4 до 5, а валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 до 3</p> <p>В III периоде слева направо (от натрия Na к хлору Cl) металлические свойства постепенно ослабевают. Сходная закономерность наблюдается также и в других периодах</p> <p>Элемент хлор Cl находится в VII группе главной подгруппы. На наружном энергетическом уровне его атомов находятся семь электронов. В связи с этим хлор в соединениях с кислородом семивалентен, а с водородом — одновалентен.</p> <p>В IV группе главной подгруппы первый элемент — углерод С является неметаллом, а у самого нижнего элемента — свинца Pb — преобладают металлические свойства</p>

После элементов лантана La (помечен одной звездочкой) и актиния Ac (помечен двумя звездочками) следует 14 элементов, в атомах которых дополняется электронами (от 18 до 32) третий снаружи энергетический уровень. Эти электроны называются *f*-электронами. Форма облаков этих электронов еще более сложная, чем у *d*-электронов. Элементы, имеющие *f*-электроны, относятся к *f*-элементам (см. первый форзац, *f*-элементы обозначены зеленым цветом и помещены в два ряда под периодической системой).

Связь периодической системы с теорией строения атомов показана в таблице 18.

Ответьте на вопросы 16—18 (с. 117).

### **Вопросы и упражнения**

1. С какими затруднениями встретились ученые при попытке разделить все элементы на две группы — металлы и неметаллы? Вспомните, какими свойствами обладают элементы, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, и напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Приведите факты, подтверждающие, что химические элементы можно распределить по отдельным группам.

3. Элемент галлий Ga сходен с алюминием Al, а селен Se — с серой S. Напишите формулы оксидов, оснований, кислот и солей, в состав которых входят эти элементы. Составьте уравнения реакций, характеризующие химические свойства соответствующих соединений.

4. Сформулируйте периодический закон. Какие трудности возникали у Д. И. Менделеева при обосновании этого закона?

5. Почему Д. И. Менделеев назвал открытый им закон периодическим? Ответ подтвердите анализом свойств химических элементов.

6. Сформулируйте понятие «период» и назовите факты, которые позволили Д. И. Менделееву все химические элементы расположить по периодам.

7. На примере III и IV периодов объясните, какие признаки являются общими для всех периодов. Чем отличаются большие периоды от малых?

8. Приведите примеры из курса физики, которые убедили ученых, что атомы имеют сложное строение.

9. Поясните, что называется энергетическим уровнем, и изобразите схемы строения атомов натрия Na, азота N, кальция Ca, фосфора P и хлора Cl.

10. На основе теории строения атомов объясните сущность явления периодичности в изменении химических свойств элементов.

11. Поясните на конкретных примерах, почему изменение заряда ядра приводит к изменению химических свойств.

12. Как происходит заполнение энергетических уровней электронами у атомов элементов IV периода (начиная от калия K и кончая криптоном Kr)?

13. Как электроны движутся в атомах? Каков смысл понятия «электронное облако»?

14. Химические элементы малых периодов подразделяются на *s*- и *p*-элементы. Чем это объяснить?

15. Изобразите схемы строения атомов элементов III периода.

16. Расскажите, как Д. И. Менделеев составил периодическую систему элементов.

17. Перечислите все составные части периодической системы химических элементов и поясните, почему большие периоды разделены на ряды, а группы — на подгруппы.

18. Как изменяются свойства химических элементов в периодах и главных подгруппах? Объясните эти закономерности с точки зрения теории строения атомов.

---

<sup>1</sup> Элементы, численные обозначения атомных масс которых помещены в белые квадраты, относятся к неметаллам, а в черные — к элементам, образующим амфотерные соединения. Все остальные элементы относятся к металлам.

## § 5. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

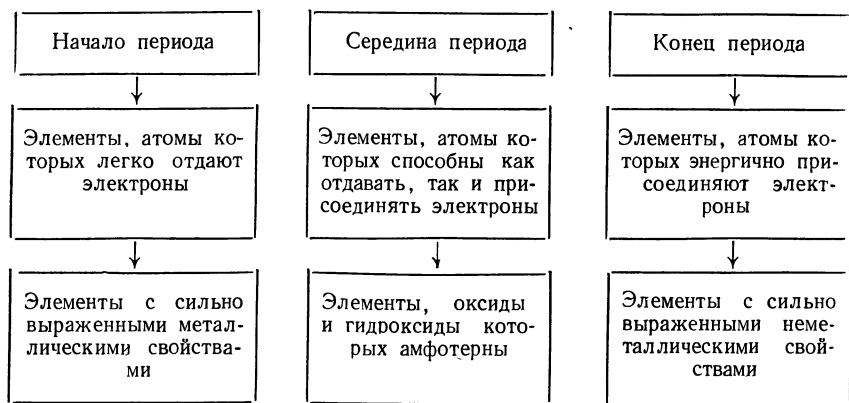
С точки зрения теории строения атомов принадлежность элементов к неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны.

Наиболее сильными *металлическими* свойствами обладают те элементы, атомы которых легко отдают электроны.

Наоборот, *неметаллические* свойства особенно выражены у тех элементов, атомы которых энергично присоединяют электроны.

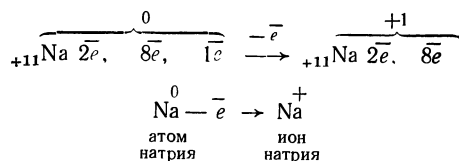
В периодах слева направо постепенно усиливаются неметаллические свойства (схема 20).

Схема 20



Если валентные электроны полностью отрываются от нейтрального атома, то последний превращается в положительно заряженный ион. Это характерно для металлов.

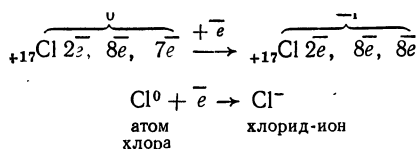
В качестве примера рассмотрим процесс превращения атома натрия в ион:



*Энергия, необходимая для отрыва электрона от атома и превращения его в положительно заряженный ион, называется энергией ионизации.*

Если нейтральный атом присоединяет к себе электрон, то он превращается в отрицательно заряженный ион. Это характерно для неметаллов.

Например, атом хлора энергично присоединяет электрон, превращаясь в ион:



Энергия, которая обычно выделяется или поглощается при присоединении электрона к нейтральному атому с превращением его в отрицательно заряженный ион, называется энергией сродства к электрону.

Как энергия ионизации, так и энергия сродства к электрону обуславливает относительную способность атома данного элемента притягивать к себе электроны при образовании химической связи. Эта способность названа *электроотрицательностью*. Чтобы определить величину электроотрицательности, необходимо учесть как энергию сродства к электрону, так и энергию ионизации. Ученые условились брать полусумму этих величин.

*Электроотрицательность — это полусумма энергии ионизации и сродства к электрону*<sup>1</sup>.

Абсолютные значения электроотрицательности выражаются числами, затрудняющими их практическое применение. Поэтому условно принимают электроотрицательность лития за единицу. Электроотрицательности других элементов соответственно вычисляют по литию. Так получают шкалу величин относительной электроотрицательности элементов (табл. 19).

Т а б л и ц а 19

**Относительная электроотрицательность важнейших химических элементов по группам**

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 2,1							
Li	Be	B	C	N	O	F	
1	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
0,9	1,2	1,5	1,8	2,2	2,5	3,0	
K	Ca				Cr	Br	Fe
0,8	1,0				1,7	2,8	1,8
	Zn						
	1,6						
Rb	Sr					I	
0,8	0,9					2,5	
Cs	Ba						
0,7	0,8						

<sup>1</sup> Известны и другие подходы к измерению и определению величины электроотрицательностей элементов.



Наибольшую электроотрицательность имеет элемент фтор, она равна 4. Электроотрицательность других элементов соответственно меньше.

Зная числовые значения электроотрицательностей, можно судить о принадлежности соответствующего элемента к металлам или к неметаллам. Для металлов электроотрицательность, как правило, меньше двух, а у неметаллов — больше двух. Так как электроотрицательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх, то на основе периодической системы можно предсказать, какой из двух элементов обладает большей электроотрицательностью.

При химическом взаимодействии электроны переходят или смещаются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью. Поэтому сведения об электроотрицательности элементов особенно важны при характеристике химической связи и валентности.

Ответьте на вопрос 1 (с. 136).

## § 6. ОСНОВНЫЕ ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Пользуясь понятием электроотрицательности элементов, можно предвидеть основные три случая химического взаимодействия между атомами.

1. *Химически взаимодействуют атомы элементов, электроотрицательности которых резко отличаются*, например атомы щелочных металлов и атомы галогенов.

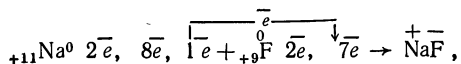
2. *Химически взаимодействуют атомы элементов, электроотрицательности которых одинаковы*. Такое взаимодействие наблюдается при образовании газов ( $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ), молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов.

3. *Химически взаимодействуют атомы элементов, электроотрицательности которых отличаются, но не очень сильно*. Этот случай является промежуточным между двумя первыми крайними и встречается особенно часто. Примерами такого химического взаимодействия является образование молекул воды  $H_2O$ , хлороводорода  $HCl$ , метана  $CH_4$  и многих других веществ.

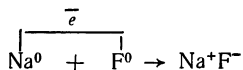
В зависимости от того, к какому случаю следует отнести данное химическое взаимодействие элементов, различают определенный тип химической связи. Надо учесть, что между этими типами химических связей нет резких границ. Между ними существует постепенный взаимопереход. Поэтому во многих химических соединениях одновременно сосуществуют разные типы связей. Это объясняется постепенностью изменения электроотрицательностей химических элементов.

**Ионная связь** образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых резко отличаются (первый случай). При этом происходит почти полное смещение электронных облаков наружных энергетических уровней от атомов с ма-

лой электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью. Атомы, которые почти полностью отдают свои наружные (валентные) электроны, превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы, которые эти электроны приобретают, в отрицательно заряженные ионы. Схематически этот процесс можно изобразить так:



или



(фторид натрия состоит из ионов натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионов  $\text{F}^-$ ).

Из курса физики известно, что положительно и отрицательно заряженные частицы взаимно притягиваются. Следовательно, между положительными и отрицательными ионами существуют силы взаимного притяжения, т. е. образуется *ионная химическая связь*.

*Химическая связь, которая возникает в тех случаях, когда одни атомы почти полностью отдают свои валентные электроны, а другие атомы эти электроны присоединяют, называется ионной связью.* Соединения, которые при этом образуются, называются *ионными соединениями*.

Наиболее типичная ионная связь возникает только между типичными металлами и галогенами.

**Ковалентная связь.** При взаимодействии атомов с одинаковыми электроотрицательностями (второй случай) смещение электронных облаков не происходит. Следовательно, в этом случае ионная связь образоваться не может.

Какова природа химической связи в молекулах, которые состоят из двух одинаковых атомов? Чтобы ответить на этот вопрос, ознакомимся с образованием химической связи между атомами в молекуле водорода.

Нам уже известно, что атомы водорода состоят из положительного ядра, вокруг которого размещается электронное облако шаровой формы. Так как электроны могут обладать различными (антипараллельными) спинами, то их облака взаимно перекрываются с образованием прочной (связывающей оба атома) электронной пары, подобно тому как это происходит в атомах гелия (с. 112). Физический смысл такой связи можно объяснить процессом перекрывания и уплотнения электронных облаков между положительными ядрами соединяющихся атомов.

*Химическая связь, возникающая в результате образования общих (связывающих) электронных пар, называется ковалентной, или атомной, связью*<sup>1</sup>. Образование ковалентной химической

<sup>1</sup> Известны случаи, когда подобного рода химическую связь образует один электрон. Эти примеры рассматривают в курсе химии высшей школы.

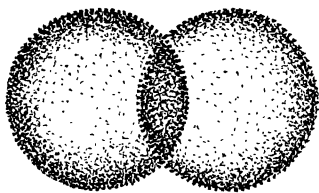


Рис. 50. Образование ковалентной химической связи в молекуле водорода.

связи в молекуле водорода изображено на рисунке 50. Упрощенно это можно показать так:



Так как ковалентную химическую связь очень часто изображают при помощи общих связывающих электронных пар (т. е. при помощи так называемых электронных формул), то ознакомимся с этим методом более подробно.

Установлено, что при образовании многих молекул составляющие их атомы стремятся приобрести устойчивую конфигурацию, состоящую из двух или восьми электронов, т. е. или из одной электронной пары, как у атома гелия, или из четырех электронных пар, как у атомов остальных благородных газов. В молекуле водорода каждый атом приобретает одну устойчивую электронную пару. В других случаях при образовании ковалентной связи каждый атом приобретает устойчивую конфигурацию, состоящую из восьми электронов.

Исходя из этого при составлении электронных формул поступают так:

1. Пишут рядом химические знаки соответствующих атомов.
2. Находят, в какой группе периодической системы помещен данный элемент.
3. Отмечают число валентных электронов согласно группе, в которой находится данный элемент.
4. При помощи точек обозначают между атомами элементов столько общих электронных пар, сколько не хватает до числа 8.
5. Остальные электроны обозначают точками вокруг химического знака каждого атома.

Например, пользуясь вышеуказанным подходом, электронную формулу азота  $N_2$  составляют так:

1. Пишут рядом химические знаки элемента азота:



2. С помощью периодической системы выясняют, что азот находится в V группе главной подгруппы.

3. По периодической системе определяют, что атом азота имеет пять наружных электронов.

4. Находят, что до устойчивой конфигурации (т. е. до восьми электронов) у атома азота не хватает трех электронов. Поэтому между химическими знаками азота при помощи точек обозначают три электронные пары:



5. Остальные два электрона показывают точками возле каждого атома:



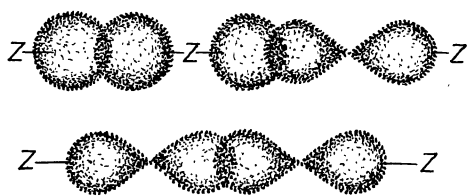


Рис. 51. Перекрывание  $s-s$ -,  $s-p$ -и  $p-p$ -электронных облаков ( $\sigma$ -связи)

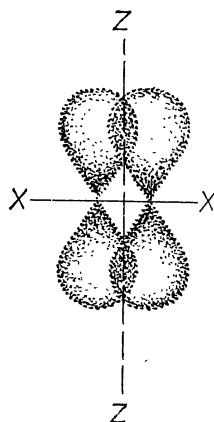


Рис. 52.  $\pi$ -Связь.

Следует иметь в виду, что изображение электронов точками условно. Каждая точка представляет собой электронное облако определенной формы. Сущность образования связывающих электронных пар объясняется перекрыванием электронных облаков. Электронная пара может обозначать перекрывание  $s-s$ -,  $s-p$ - или  $p-p$ -электронных облаков (рис. 51). Если электронные облака перекрываются по линии, соединяющей центры двух атомов (рис. 51), то такая связь называется  $\sigma$ -связью (сигма-связь).

В случае кратных  $p-p$ -связей (двойная или тройная) из-за перпендикулярного расположения  $p$ -электронных облаков только одна из них может быть  $\sigma$ -связью. Остальные  $p$ -электронные облака перекрываются перпендикулярно линии, соединяющей ядра атомов (рис. 52). Такая связь называется  $\pi$ -связью (пи-связь). В зависимости от того, какие электронные облака и как они перекрываются, образуются химические связи с различной прочностью. Этим и объясняется, почему при наличии двойных и тройных связей некоторые из них разрываются легче, а другие труднее.

**Разновидности ковалентной связи.** До сих пор мы знакомились с образованием ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью. В этих случаях перекрывающиеся электронные облака располагаются симметрично между ядрами соединяющихся атомов. В результате образуются молекулы, в которых центры тяжести положительных и отрицательных зарядов совпадают.

*Химическая связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называется ковалентной неполярной связью.*

Как уже было сказано (с. 120), многие молекулы состоят из атомов, электроотрицательности которых отличаются незначительно. В таких случаях общая электронная пара (т. е. электрон-

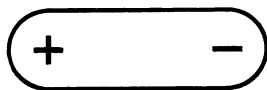
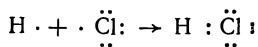


Рис. 53. Схема диполя.

ная плотность, образованная перекрыванием двух электронных облаков) сдвигается в сторону более электроотрицательного элемента, например:



В таких молекулах центры тяжести положительных и отрицательных зарядов не совпадают. В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент, накапливается избыток отрицательного заряда, а где менее электроотрицательный — положительного (рис. 53). Такие молекулы называются *полярными*.

*Химическая связь, образованная между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно, называется ковалентной полярной связью.*

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 2—8 (с. 136—137).

## § 7. КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЕТКИ

**Кристаллические и аморфные вещества.** Если подвергнуть механическому дроблению сахар, серу, графит, слюду и многие другие твердые вещества, то можно заметить, что они раскалываются и образуют мелкие кристаллики определенной формы. Такие вещества называются *кристаллическими*.

Однако известны и такие твердые вещества (стекло, куски смолы), которые при ударе образуют осколки неопределенной формы. Такие вещества называются *аморфными*, т. е. бесформенными.

Возникают вопросы: как объяснить существование твердых веществ со столь различными свойствами? Почему кристаллические вещества при ударе раскалываются в определенных плоскостях, а аморфные вещества этим свойством не обладают? Так как свойства веществ зависят от их строения, то можно предположить, что в кристаллических веществах составляющие их частицы (ионы, атомы, молекулы) в одних направлениях находятся ближе одна к другой, а в других — на более удаленном расстоянии. Действительно, ученые доказали, что в кристаллических веществах, например в графите, в одних плоскостях атомы углерода расположены близко один к другому, а в других (перпендикулярных плоскостях) — на более далеких расстояниях (рис. 54). Именно по плоскостям, в которых атомы углерода находятся дальше один от другого, графит легко расщепляется на чешуйки. Такими свойствами обладают, например, слюда и другие кристаллические вещества.

В кристаллических веществах ионы, атомы или молекулы расположены строго закономерно на определенных расстояниях. Такое закономерное расположение частиц в кристаллах напоминает строение обыкновенной решетки с чередующимися узлами.

Отсюда возникло название «кристаллическая решетка». В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах этой решетки, различают *ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки*. Известны и *металлические решетки* (с. 265). В отличие от кристаллических, в аморфных веществах такое закономерное расположение частиц не наблюдается.

**Ионные кристаллические решетки** характерны для ионных соединений. В узлах их решеток находятся противоположно заряженные ионы. Типичными представителями этих соединений являются соли. Например, в узлах кристаллической решетки хлорида натрия находятся ионы натрия и хлорид-ионы (рис. 55). В кристаллах хлорида натрия отдельных молекул не существует. Весь кристалл представляет как бы гигантскую молекулу. Это относится и к другим солям. Кристаллическое строение солей различается лишь расположением ионов в пространстве. Например, в хлориде натрия каждый ион связан (в трех перпендикулярных плоскостях) с шестью противоположно заряженными ионами. Эти ионы находятся на одинаковых расстояниях друг от друга, образуя кристаллы кубической формы (рис. 55).

Хотя в кристаллах солей отдельных молекул нет, все же на практике принято говорить о молекулах. Например, употребляются термины «молекула хлорида натрия», «молекула нитрата калия» и т. д. В этих случаях слово «молекула» употребляется условно.

**Атомные кристаллические решетки.** В узлах атомных кристаллических решеток находятся отдельные атомы, связанные между собой ковалентными связями. Так как атомы, подобно ионам, могут располагаться в пространстве по-разному, то и в этих случаях образуются кристаллы различной формы. Например, в уз-

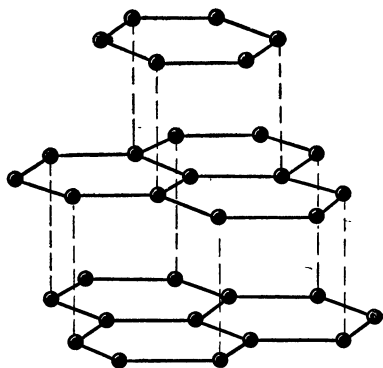


Рис. 54. Расположение атомов углерода в кристаллах графита.

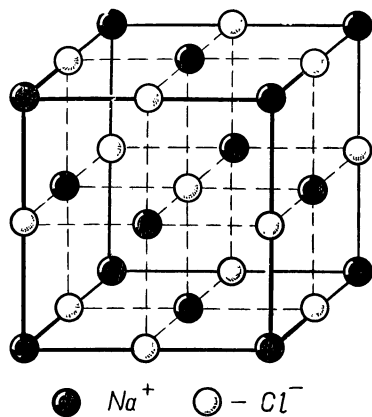


Рис. 55. Схема строения кристаллической решетки хлорида натрия.

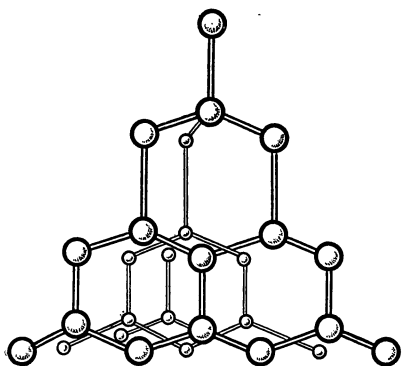


Рис. 56. Расположение атомов углерода в кристаллах алмаза.

лах кристаллических решеток алмаза (рис. 56) и графита (рис. 54) находятся одни и те же атомы углерода, но из-за различного расположения атомов кристаллы алмаза имеют октаэдрическую форму, а кристаллы графита — призматическую.

**Молекулярные кристаллические решетки.** В узлах молекулярных кристаллических решеток находятся неполярные или полярные молекулы. Например, в узлах кристаллической решетки кислорода (при температуре ниже  $-219^{\circ}\text{C}$ ) находятся неполярные молекулы  $\text{O}_2$ , в узлах кристаллической решетки твердого хлороводорода (ниже  $-114^{\circ}\text{C}$ ) — поляр-

ные молекулы  $\text{HCl}$ . Как и в предыдущих случаях, в зависимости от взаимного расположения молекул в пространстве могут образовываться кристаллы различной формы.

**Зависимость некоторых физических свойств веществ от типов кристаллических решеток.** Существует следующая закономерность: *если известно строение веществ, то можно предсказать их свойства*, или наоборот: *если известны свойства веществ, то можно определить их строение*.

Пользуясь этой закономерностью, попытаемся предсказать, каковы, примерно, должны быть температуры плавления фторида натрия  $\text{NaF}$ , фтороводорода  $\text{HF}$  и фтора  $\text{F}_2$ .

В узлах кристаллической решетки фторида натрия находятся ионы натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионы  $\text{F}^-$ . Между ними существует электростатическое притяжение. Эти силы сравнительно велики. Чтобы расплавить фторид натрия, надо преодолеть эти силы и разрушить кристаллическую решетку. Следовательно, температура плавления фторида натрия должна быть высокой. В узлах кристаллической решетки фтора находятся неполярные молекулы. Силы сцепления между ними небольшие. Поэтому фтор должен иметь очень низкую температуру плавления. В узлах кристаллической решетки фтороводорода находятся полярные молекулы. Силы сцепления между ними гораздо меньше, чем между ионами, но больше, чем между неполярными молекулами. Поэтому температура плавления фтороводорода должна быть гораздо ниже, чем у фторида натрия, но выше, чем у фтора. Экспериментальные данные подтверждают это предположение (см. табл.).

Ковалентные связи между атомами очень прочные, поэтому можно предполагать, что для веществ с атомной решеткой характерна высокая температура плавления. Это тоже подтверж-

Название вещества	Температура плавления, °C
Фторид натрия NaF	995
Фтороводород HF	—83
Фтор F <sub>2</sub>	—220

дается на практике. Так, например, алмаз и графит плавятся при повышенном давлении и очень высокой температуре.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 9—11 (с. 137).

## § 8. ВАЛЕНТНОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ В СВЕТЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ТЕОРИИ

Прежде чем приступить к изучению этого параграфа, повторите § 5 и 6 из VI главы.

Как нам уже известно (с. 28), валентность — это способность атомов одного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента. Это понятие очень сложное, и все же электронная теория позволяет раскрыть его сущность.

В ковалентных соединениях, а их большинство, валентность обычно определяется числом связей, которые образуются между атомами. Следовательно, чтобы понять сущность валентности, необходимо уяснить сущность процесса образования химических связей.

Мы уже знаем (с. 121), что в большинстве случаев ковалентную связь образуют общие электронные пары. Чаще всего в процессе образования общих электронных пар участвуют оба реагирующих атома (каждый из них предоставляет по одному электрону). Однако известны случаи, когда общую связывающую электронную пару предоставляет только один атом. Такие примеры мы рассмотрим несколько позже (с. 182).

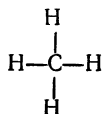
*Таким образом, валентность в наиболее часто встречающихся случаях определяется числом общих электронных пар, связывающих атомы в данном соединении.*

Например, электронную формулу метана CH<sub>4</sub> изображают так:



В молекуле метана атом углерода имеет четыре общие электронные пары. Это означает, что углерод четырехвалентен. Каждый же атом водорода имеет по одной общей электронной паре, т. е. водород одновалентен.

Общую электронную пару можно изобразить в виде черточки.





Так как полной (100-процентной) отдачи и присоединения электронов не бывает, то подобное объяснение сущности понятия «валентность» в какой-то степени можно отнести и к ионным соединениям. Так, например, в хлориде натрия между ионами имеется одна общая электронная пара, которая сильно смещена в сторону хлорид-иона:



В результате каждый ион имеет по одной общей электронной паре, т. е. и натрий, и хлор одновалентны.

Некоторые ученые валентность в ионных соединениях называют ионной валентностью. Однако при этом учитывается, что в ионных соединениях нет отдельных молекул (с. 125) и валентность в них не соответствует числу связей.

Нами рассмотрены наиболее типичные случаи проявления валентности и дано объяснение с точки зрения электронной теории. В дальнейшем это понятие будет углубляться и уточняться.

## § 9. ОКИСЛЕНИЕ И ВОССТАНОВЛЕНИЕ

Повторите из главы III § 3.

Присоединение кислорода к веществам и его отдача — это частные случаи окислительно-восстановительных реакций. Более

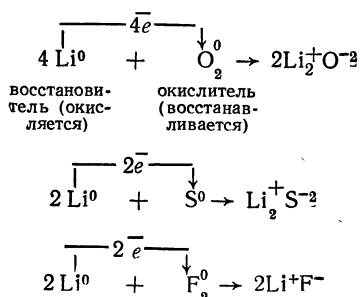
Таблица 20

Схемы строения реагирующих атомов	Электроотрицательности реагирующих элементов	Схемы процессов химического взаимодействия	Химические формулы образующихся веществ
${}_{+3}\text{Li} \quad 2\bar{e}, \quad 1\bar{e}$ ${}_{+8}\text{O} \quad 2\bar{e}, \quad 6\bar{e}$	1 3, 5	${}_{+3}\text{Li} \quad 2\bar{e}, \quad 1\bar{e}$ ${}_{+8}\text{O} \quad 2\bar{e}, \quad 6\bar{e}$	${}_{+1}{}_{-2}\text{Li}_2\text{O}$
${}_{+3}\text{Li} \quad 2\bar{e}, \quad 1\bar{e}$ ${}_{+16}\text{S} \quad 2\bar{e}, \quad 8\bar{e}, \quad 6\bar{e}$	1 2, 5	${}_{+3}\text{Li} \quad 2\bar{e}, \quad 1\bar{e}$ ${}_{+16}\text{S} \quad 2\bar{e}, \quad 8\bar{e}, \quad 6\bar{e}$	${}_{+1}{}_{-2}\text{Li}_2\text{S}$
${}_{+3}\text{Li} \quad 2\bar{e}, \quad 1\bar{e}$ ${}_{+9}\text{F} \quad 2\bar{e}, \quad 7\bar{e}$	1 4, 0	${}_{+3}\text{Li} \quad 2\bar{e}, \quad 1\bar{e}$ ${}_{+9}\text{F} \quad 2\bar{e}, \quad 7\bar{e}$	${}_{+1}{}_{-1}\text{LiF}$

глубокие и обобщенные понятия об этих процессах дает электронная теория.

Сопоставим реакции образования оксида лития  $\text{Li}_2\text{O}$ , сульфида лития  $\text{Li}_2\text{S}$  и фторида лития  $\text{LiF}$ . На примере взаимодействия лития с кислородом видно, что атомы окисляющегося элемента (в данном случае лития) валентные электроны отдают, а атомы кислорода их присоединяют. Такой же процесс происходит в реакциях лития с серой и фтором (табл. 20). В более обобщенном виде можно сказать так: *процессы, в результате которых происходит переход или смещение (более распространенный случай) валентных электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью, являются окислительно-восстановительными реакциями.*

Окислительно-восстановительные реакции в виде уравнений изображают так:



*Процесс отдачи электронов называется окислением, а процесс присоединения — восстановлением.*

Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а которые отдают — восстановителями.

В нашем примере атомы лития, как в реакции с кислородом, так и в реакциях с серой и фтором, отдают электроны, следовательно, они окисляются и являются восстановителями. Атомы же кислорода, серы и фтора присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются и, следовательно, являются окислителями.

Однако из трех реакций, указанных в таблице 20, почти полный переход электронов наблюдается только при взаимодействии лития с фтором. В остальных случаях происходит частичное смещение электронов от атомов лития к атомам кислорода и серы. Это объясняется разницей в величинах электроотрицательностей. В наших примерах у лития и фтора она наибольшая. Следовательно, величина зарядов, которая проставлена над знаками химических элементов, только во фториде натрия близка к +1 и —1. В оксиде и особенно в сульфиде лития фактические заряды сильно отличаются от проставленных. Это относится к большинству соединений, образующихся в окислительно-восстановительных реакциях: заряды, которые ставят над знаками элементов,

являются формальными. Они получили название *степени окисления*. Величина степени окисления определяется числом электронов, смещенных от атома данного элемента (положительная степень) к атому другого элемента (отрицательная степень).

Следовательно, *степень окисления* — это тот заряд, который приобрели бы атомы, если бы в данной окислительно-восстановительной реакции одни атомы полностью отдали соответствующее число электронов, а другие атомы полностью их присоединили.

Степень окисления свободных атомов равна нулю, как и в атомах, входящих в состав неполярных молекул, например  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и т. д. Это объясняется тем, что в таких молекулах смещение электронов не происходит.

В соединениях сумма абсолютных значений степеней окисления равна нулю. Это позволяет вычислить степень окисления одного элемента, если известны степени окисления других элементов в данном соединении.

Так, например, если требуется определить степень окисления хрома в дихромате калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , составляют следующее уравнение:

$$\begin{aligned} (+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 &= 0 \\ 2x + 2 - 14 &= 0 \\ 2x = 14 - 2 &= 12 \\ x &= 6 \end{aligned}$$

Следовательно, степень окисления хрома в этом соединении +6:  $\overset{+1}{\text{K}}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$ .

В приведенном примере и во многих других случаях степень окисления совпадает с валентностью. Но это бывает не всегда. Например, в молекулах газов  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  степень окисления равна нулю, но валентность кислорода равна двум, а азота трем. В молекуле пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\overset{+1}{\text{H}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{H}}$ ) степень окисления кислорода равна —1, а валентность — двум.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 12—16 (с. 137).

## § 10. СОСТАВ АТОМНЫХ ЯДЕР. ПРЕВРАЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ИЗОТОПЫ

Повторите по учебнику физики для VII класса § 47—49.

Мы ознакомились с электронной структурой атомов, от которой зависят химические свойства элементов, и узнали, что в центре атомов имеется положительное ядро, заряд которого равен порядковому номеру данного элемента (с. 109). Теперь рассмотрим более подробно состав атомных ядер.

**Радиоактивность.** В 1896 г. французский ученый А. Беккерель обнаружил, что элемент уран  $\text{U}$  излучает лучи, подобные рентгеновским. Ученые Мария Кюри-Склодовская и Пьер Кюри установили, что такие же лучи, но гораздо интенсивнее излучают эле-

менты радий Ra и полоний Po. Эти элементы и некоторые другие были названы *радиоактивными*, а само явление — *радиоактивностью*.

Для изучения свойств радиоактивных лучей небольшое количество солей радия было помещено в маленькой свинцовой коробке с отверстием сверху (свинец поглощает лучи радия). Коробку с солями радия поместили в электрическое поле. При этом было обнаружено, что радиоактивное излучение неоднородно (рис. 57). Дальнейшие исследования показали, что  $\beta$ -лучи — это поток уже известных нам частиц — электронов,  $\alpha$ -лучи — поток частиц с массой 4 и зарядом  $+2$ , а  $\gamma$ -лучи подобны рентгеновским.

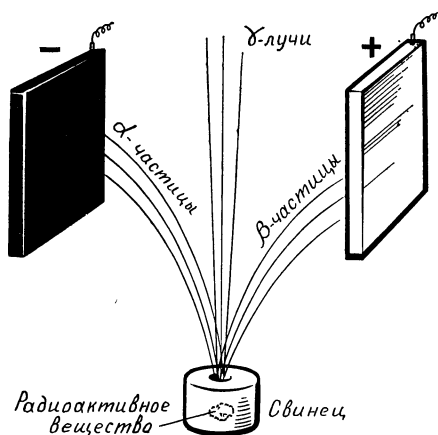
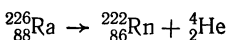


Рис. 57. Расщепление лучей радиоактивного излучения в электрическом поле.

**Ядерные реакции.** В последующих экспериментах было также обнаружено, что в результате излучения  $\alpha$ - и  $\beta$ -частиц и  $\gamma$ -лучей атомы радия распадаются и образуются два новых элемента — радон Rn и гелий He<sup>1</sup>:



Нам уже известно, что в химических реакциях атомы сохраняются, происходит лишь их перегруппировка. В указанном процессе, в отличие от химических реакций, происходит превращение одних атомов в другие.

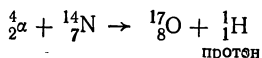
*Процессы превращения одних элементов в другие называются ядерными реакциями.*

Процесс превращения элемента радия в два новых элемента — в радон и гелий — первая ядерная реакция, которую выявили ученые. Скорость превращения радиоактивных элементов измеряется так называемым *периодом полураспада*. Период полураспада — это *время, в течение которого распадается половина первоначального количества радиоактивного вещества*. Периоды полураспада весьма различны. Для радия это 1590 лет. Радий в свою очередь является промежуточным продуктом распада атомов урана. Период полураспада урана 4,5 млрд. лет. Периоды полураспада для различных радиоактивных элементов меняются в широких пределах (от  $3 \cdot 10^{-7}$  с до  $6 \cdot 10^{14}$  лет).

<sup>1</sup> В ядерных реакциях при химических знаках верхние числа показывают атомные массы, а нижние — заряды ядер атомов.

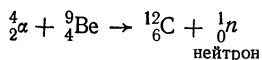
**Протоны и нейтроны.** Благодаря открытию радиоактивности ученые окончательно убедились, что в состав атомов входят электроны и положительно заряженные частицы —  $\alpha$ -частицы. Но эти частицы нельзя было считать элементарными, ибо тогда невозможно было объяснить строение атомных ядер многих элементов, например водорода, лития (массы их соответственно равны 1 и 7) и др. Поэтому у ученых возникла мысль, что в состав ядер атомов должны входить материальные частицы с зарядом  $+1$  и с массой 1. Такие частицы были названы *протонами*. Так как массы атомов, за исключением атома водорода, всегда больше той массы, которая приходится на долю протонов, то естественно было предположить, что в состав ядер входят также нейтральные частицы с массой 1. Такие частицы называли *нейтронами*.

Предположение о том, что в состав ядер атомов входят протоны и нейтроны, впоследствии было подтверждено экспериментально. В 1919 г. Э. Резерфорд впервые осуществил следующую искусственную ядерную реакцию:



Этот опыт окончательно убедил ученых, что в состав ядер входят протоны.

В 1932 г. в лаборатории Э. Резерфорда облучением бериллия  $\alpha$ -частицами было доказано, что в состав ядер входят также нейтроны:



**Изотопы.** При экспериментальных исследованиях было установлено, что, например, в природном кислороде, кроме атомов с массой 16, имеются также атомы с массой 17 и 18. Их соотношения таково:

$${}^{16}_8\text{O} : {}^{17}_8\text{O} : {}^{18}_8\text{O} = 99,759 : 0,037 : 0,204$$

Оказалось, что и другие элементы состоят из различных по массе атомов. Так, например, в природной воде, кроме атомов водорода с массой 1, имеются также атомы с массой 2; соотношение этих атомов следующее:

$${}^1_1\text{H} : {}^2_1\text{H} = 5000 : 1$$

В ядерных реакциях получен также водород с атомной массой 3.

*Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но разную массу, называются изотопами.*

«Изотоп» означает «занимающий одно и то же место». Например, атомы  ${}^{16}_8\text{O}$ ,  ${}^{17}_8\text{O}$ ,  ${}^{18}_8\text{O}$ , имеющие один и тот же заряд ядра, — это изотопы кислорода, а атомы  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$  — изотопы водорода.

да. Легкий изотоп водорода  ${}^1_1\text{H}$  называется *протием*, изотоп  ${}^2_1\text{H}$  — *дейтерием* (D), изотоп  ${}^3_1\text{H}$  — *тритием* (T) (рис. 58).

**Значение открытия явления радиоактивности.** Открытие радиоактивности и эксперименты Э. Резерфорда сыграли исключительно большую роль в развитии знаний о строении вещества:

1. При осуществлении искусственных ядерных реакций было доказано, что в состав ядер атомов входят протоны и нейтроны. На основе этого была создана протонно-нейтронная теория атомного ядра. Было установлено, что в ядре атома протия  ${}^1_1\text{H}$  имеется один протон, в ядре атома дейтерия  ${}^2_1\text{H}$  — один протон и один нейтрон, в ядре атома алюминия  ${}^{27}_{13}\text{Al}$  — 13 протонов и 14 нейтронов.

Если известны атомная масса элемента ( $A_r$ ) и его порядковый номер ( $Z$ ), то можно найти число нейтронов ( $N$ ) по разности:

$$N = A_r - Z$$

2. Исследование продуктов естественных и искусственных ядерных реакций привело к открытию изотопов. На основе этого удалось углубить и расширить наши знания о химическом элементе. Согласно учению об изотопах понятие «химический элемент» формулируется так.

*Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.*

Почему же атомные массы большинства элементов дробные? Выяснилось, что следует разграничивать понятия «атомная масса» и «атомная масса элемента». Атомные массы действительно очень близки к целым числам, ибо это массы отдельных изотопов. Атомные же массы элементов выражаются дробными числами. Например, атомная масса элемента хлора 35,5, магния 24,52 и т. д. Отличие этих понятий нетрудно понять. Элемент хлор состоит из двух изотопов с массовыми числами, очень близкими к 35 и 37. Изотопа  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  содержится в природной смеси 75%, а изотопа  ${}^{37}_{17}\text{Cl}$  — 25%. Отсюда средняя атомная масса элемента хлора равна:

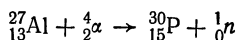
$$35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$$

Теперь понятно, почему в некоторых случаях у элементов с бóльшим порядковым номером атомная масса меньше, чем у элементов с меньшим порядковым номером, например: аргон Ar и калий K, теллур Te и иод I. Оказывается, что это зависит от того, какие изотопы, тяжелые или легкие, преобладают в данном элементе. Элемент калий состоит преимущественно из более легких, а аргон — из более тяжелых изотопов.



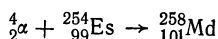
Рис. 58. Изотопы водорода.

3. *Искусственные ядерные реакции позволили открыть радиоактивные изотопы, которые широко применяются в технике, в сельском хозяйстве, в медицине и при научных исследованиях.* Так, например, при облучении алюминиевой пластинки  $\alpha$ -частицами образуется радиоактивный изотоп фосфора  $^{30}_{15}\text{P}$ :



Атомы радиоактивного изотопа фосфора  $^{30}_{15}\text{P}$  подобно радио Ra распадаются с образованием других элементов. Период полураспада изотопа фосфора  $^{30}_{15}\text{P}$  равен 2,5 мин. Подобным способом получены радиоактивные изотопы многих химических элементов.

4. *Использование ядерных реакций позволило получить целый ряд новых (искусственных) химических элементов.* Например, 101 элемент, названный менделевием Md, был получен при бомбардировке  $\alpha$ -частицами ядра 99 элемента эйнштейния Es:



**Меченые атомы.** По химическим свойствам радиоактивные изотопы практически не отличаются от других атомов данного элемента. Единственное их отличие в том, что они радиоактивны. Присущая им радиоактивность является как бы меткой, по которой их обнаруживают с помощью специальных приборов. Поэтому радиоактивные изотопы получили название *меченые атомы*.

Чтобы иметь представление о методах применения меченых атомов в научных исследованиях, приведем два примера:

1. Известно, что при лечении рака особенно важна его ранняя диагностика. Оказалось, что раковые ткани ассимилируют фосфор более интенсивно, чем здоровые. При введении в организм радиоактивного фосфора его атомы более интенсивно накапливаются в больных тканях и обнаруживаются при помощи особых приборов, регистрирующих радиоактивное излучение.

2. Для выяснения роли микроэлемента цинка Zn в выращивании помидоров в питательный раствор был введен его радиоактивный изотоп. Исследования показали, что цинк концентрируется в семенах: он стимулирует развитие семян.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 17—21 (с. 137).

## § 11. ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

Д. И. Менделеев не сомневался в достоверности открытого им закона и твердо верил в его будущее. Незадолго до своей смерти Д. И. Менделеев писал: «...периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройкой и развитие обещает». Он не ошибся. Периодический закон позволил Д. И. Менделееву и другим ученым предвидеть ряд фактов и явлений, предопределяющих развитие учения о строении вещества.

Ко времени открытия периодического закона многие элементы были пока еще неизвестны. Гениальность Д. И. Менделеева заключалась в том, что он, руководствуясь свойствами элементов, оставил незаполненными значительное число клеток в периодической системе и предсказал существование в природе элементов скандия Sc, галлия Ga, германия Ge и некоторых других. Ес-

тественно, что выводы Д. И. Менделеева послужили стимулом к планомерным поискам, которые увенчались блестящим успехом: упомянутые элементы были открыты еще при жизни Д. И. Менделеева, и его предсказания относительно их свойств подтвердились с удивительной точностью.

Руководствуясь периодическим законом, Д. И. Менделеев исправил многие атомные массы элементов, которые были определены неправильно. Так, например, атомная масса бериллия была принята равной 13,5. В этом случае бериллий пришлось бы поместить между двумя неметаллами — углеродом С (атомная масса 12) и азотом N (атомная масса 14). Но тогда нарушилась бы периодичность в изменении свойств элементов. Так как Д. И. Менделеев был убежден в достоверности открытого им закона, то он пришел к выводу, что бериллий нужно поместить между литием Li и бором В. На основе периодического закона Д. И. Менделеев пришел к выводу, что атомная масса элемента должна составлять примерно полусумму атомных масс окружающих его элементов. Отсюда атомная масса бериллия равна  $9\left(\frac{7+11}{2}\right)$ . Подобным же образом Д. И. Менделеев исправил атомные массы других элементов, и дальнейшие исследования подтвердили правильность такого подхода.

Периодический закон сыграл большую роль в создании современной теории строения атомов, которая в свою очередь явилась подтверждением его положений.

1. Явление периодичности в изменении химических свойств элементов было объяснено электронными структурами атомов (с. 111).

2. Возрастание числа элементов в периодах (2—8—18—32) привело ученых к мысли о заполнении энергетических уровней соответствующим числом электронов (с. 110).

3. Формирование в периодической системе групп и подгрупп согласно ряду чисел 2—6—10—14 (в I периоде начинаются 2 главные подгруппы, во II периоде — 6 главных подгрупп, в IV периоде — 10 побочных подгрупп, в VI периоде — 14 подгрупп) способствовало развитию учения о закономерностях заполнения электронами энергетических уровней и подуровней (с. 115).

4. На основе периодического закона удалось предвидеть и открыть заурановые элементы. Пользуясь закономерностью периодической системы, которую отражает формула  $N=2n^2$  (с. 110), можно предвидеть, что в VII периоде, как и в VI, должно быть 32 элемента. Из них уже открыты 20 элементов. Так же можно предположить, что в VIII периоде должно быть 50 элементов.

5. Периодический закон и система химических элементов имели большое значение для изыскания областей применения ядерной энергии и радиоактивных изотопов, которые широко исполь-



зуются в современной технике, в медицине и сельском хозяйстве. Кроме того, в наше время периодический закон способствует открытию и исследованию свойств трансурановых элементов.

Ответьте на вопрос 22(с. 137).

## § 12. ЖИЗНЬ И ДЕЯТЕЛЬНОСТЬ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Дмитрий Иванович Менделеев — один из величайших ученых мира — родился 27 января (8 февраля) 1834 г. в городе Тобольске в семье директора местной гимназии. После окончания Тобольской гимназии Д. И. Менделеев поступил в Петербургский педагогический институт, который он окончил в 1857 г. с золотой медалью.

В 1859 г., после защиты магистерской диссертации, Д. И. Менделеев уехал за границу в двухлетнюю научную командировку. После возвращения он был избран профессором сначала Петербургского технологического института, а через два года — Петербургского университета, в котором он в течение 23 лет вел научную и педагогическую работу. Во время студенческих волнений в 90-х годах он выступил в защиту студентов и был вынужден покинуть университет. Последние годы своей жизни Д. И. Менделеев работал в Главной палате мер и весов.

Величайшим достижением творческой деятельности Д. И. Менделеева было открытие периодического закона и создание периодической системы элементов. Большую известность получила его докторская диссертация «О соединении спирта с водой и понимание растворов как ассоциаций». Разработанная Д. И. Менделеевым гидратная теория растворов имеет значение в химии и в наше время.

Выдающимся трудом Д. И. Менделеева является его книга «Основы химии». В этой книге впервые вся неорганическая химия была изложена с точки зрения периодического закона.

Органически сочетая теорию с практикой, Д. И. Менделеев много внимания уделял вопросам технологии нефти. Он предлагал всемерно увеличивать добычу нефти и совершенствовать ее химическую переработку. Заинтересовавшись железорудной промышленностью Урала, Д. И. Менделеев предлагал использовать угли Кузнецкого бассейна. Он внес ряд ценных предложений для развития металлургии и многих других отраслей отечественной промышленности.

### *Вопросы и упражнения*

1. Что такое электроотрицательность? Используя периодическую систему, расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания электроотрицательностей: фосфор, магний, бор, цезий, кислород, кремний, калий, углерод, водород, литий, фтор, сера, алюминий, кальций.

2. Почему числовые значения электроотрицательности позволяют судить о типе химической связи в молекуле? Поясните на конкретных примерах.

3. Даны вещества: фторид магния, фтор, сероводород, хлорид лития, аммиак, азот. Начертите схемы строения молекул указанных веществ и поясните, какой тип связи существует между атомами в каждом отдельном соединении. Почему?

4. Учитывая электроотрицательность элементов (табл. 19), составьте химические формулы соединений и над химическими знаками проставьте степени окисления: а) кальция с водородом; б) лития с азотом; в) кислорода с фтором; г) углерода с серой; д) углерода с алюминием.

5. Определите тип химической связи и проставьте величину степени окисления в формулах следующих соединений: а)  $\text{SiF}_4$ ; б)  $\text{I}_3\text{N}$ ; в)  $\text{AlN}$ ; г)  $\text{XeO}_4$ ; д)  $\text{LiH}$ ; е)  $\text{SF}_6$ ; ж)  $\text{CsF}$ .

6. На конкретных примерах охарактеризуйте сущность ионной и ковалентной связи. Поясните, почему эти два типа химической связи нельзя резко разграничивать.

7. В тетрадах напишите по три формулы соединений: а) с ионной связью; б) с ковалентной полярной связью; в) с ковалентной неполярной связью. Изобразите их электронные формулы. Для ковалентных соединений приведите схемы перекрывания электронных облаков.

8. Какое соединение более прочное и почему: а) иодид натрия или иодид калия; б) фторид натрия или хлорид натрия; в) иодид кальция или бромид кальция?

9. Чем отличаются аморфные вещества от кристаллических?

10. Чем отличаются температуры плавления веществ с различными кристаллическими решетками: а) ионной; б) атомной; в) молекулярной? Почему?

11. Какой тип кристаллической решетки образуют вещества, формулы которых приведены: а)  $\text{LiF}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{H}_3\text{N}$ ; г)  $\text{H}_2$ ; д)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; е)  $\text{H}_2\text{S}$ ? Почему?

12. Что такое валентность и как ее сущность объясняет электронная теория?

13. Чем отличается понятие «валентность» в ионных соединениях от этого понятия в ковалентных соединениях?

14. Что такое степень окисления? В чем проявляется ее сходство и отличие от понятия «валентность»?

15. Определите степень окисления марганца в соединениях, формулы которых приведены:  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

16. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:

а) алюминия с кислородом; б) железа с хлором; в) натрия с серой (образец записи см. на с. 129).

17. Поясните, какова роль открытия радиоактивности в развитии химической науки.

18. Чем отличаются ядерные реакции от химических?

19. Какие элементарные частицы вам известны? Как и когда было доказано их существование?

20. Что такое изотопы? На конкретных примерах поясните, почему атомные массы элементов выражаются дробными числами.

21. Что такое меченые атомы и для каких целей они применяются?

22. Охарактеризуйте научное и практическое значение открытия периодического закона.

## Глава VII. ГАЛОГЕНЫ

Прежде чем приступить к изучению этой темы, повторите из VI главы § 3, 5, 6, 7, 9 и 10.

### § 1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНОВ (ПОЛОЖЕНИЕ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ)

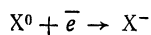
Галогены находятся в главной подгруппе VII группы периодической системы элементов. Схемы строения их атомов даны в таблице 21.

На наружном энергетическом уровне атомов галогенов (табл. 21) находятся по семи электронов. До устойчивого состоя-

### Схемы строения атомов галогенов

Химический знак	Электронная формула	Размещение электронов по орбиталям
F	$1s^2   2s^2 2p^5$	$+9 \text{ F}$ <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>1s^2</math>  <math>\uparrow\downarrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center; margin: 0 10px;"> <math>2s^2</math>  <math>\uparrow\downarrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>2p^5</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow</math> </div>
Cl	$1s^2   2s^2 2p^6   3s^2 3p^5 3d^0$	$+17 \text{ Cl} \dots$ <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>3s^2</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center; margin: 0 10px;"> <math>3p^5</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>3d^0</math>  <div style="border: 1px solid black; width: 40px; height: 15px; margin: 0 auto;"></div> </div>
Br	$1s^2   2s^2 2p^6   3s^2 3p^6 3d^{10}   4s^2 4p^5 4d^0$	$+35 \text{ Br} \dots$ <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>4s^2</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center; margin: 0 10px;"> <math>4p^5</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>4d^0</math>  <div style="border: 1px solid black; width: 40px; height: 15px; margin: 0 auto;"></div> </div>
I	$\dots 4d^{10}   5s^2 5p^5 5d^0$	$+53 \text{ I} \dots$ <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>5s^2</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center; margin: 0 10px;"> <math>5p^5</math>  <math>\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow</math> </div> <div style="display: inline-block; text-align: center;"> <math>5d^0</math>  <div style="border: 1px solid black; width: 40px; height: 15px; margin: 0 auto;"></div> </div>

ния атомов, характерного для благородных газов (октета), не хватает по одному электрону. Поэтому атомы всех галогенов (особенно фтора и хлора) энергично присоединяют этот недостающий электрон:



(где буква X — галоген),

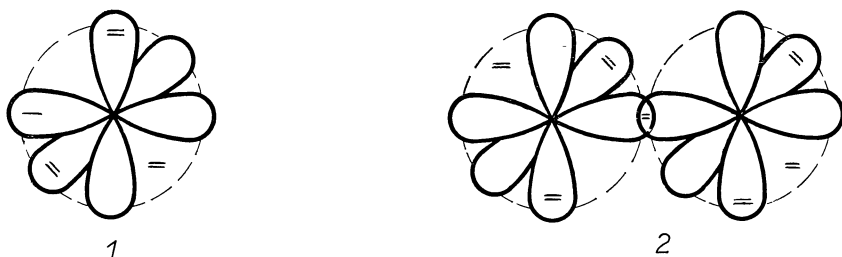


Рис. 59. 1 — размещение электронных облаков на последнем энергетическом уровне в атоме хлора; 2 — p-p-связь в молекуле хлора.

Таблица 21

Размещение электронов по энергетическим уровням
$_{+9}\text{F } 2\bar{e}, 7\bar{e}$
$_{+17}\text{Cl } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$
$_{+35}\text{Br } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 18\bar{e}, 7\bar{e}$
$_{+53}\text{I } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 18\bar{e}, 18\bar{e}, 7\bar{e}$

Галогены являются сильными окислителями. Для них характерна степень окисления — 1.

Молекулы галогенов состоят из двух атомов. Их строение показано в таблице 22 и на рисунке 59.

Галогены могут образовывать соединения с кислородом, в которых их атомы проявляют положительную степень окисления <sup>1</sup>.

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 152).

## § 2. ГАЛОГЕНЫ В ПРИРОДЕ И ИХ ПОЛУЧЕНИЕ



**Нахождение галогенов в природе.** Из-за высоких окислительных способностей галогены в природе в свободном состоянии не встречаются. Важнейшие природные соединения галогенов показаны на схеме 21.

**Получение галогенов.** Галогены в природных соединениях обладают степенью окисления —1, поэтому для получения в свободном состоянии надо окислить их ионы, т. е. осуществить процесс  $\text{X}^- - e^- \rightarrow \text{X}^0$ . Для этого в промышленности пользуются электрическим током (с. 193).

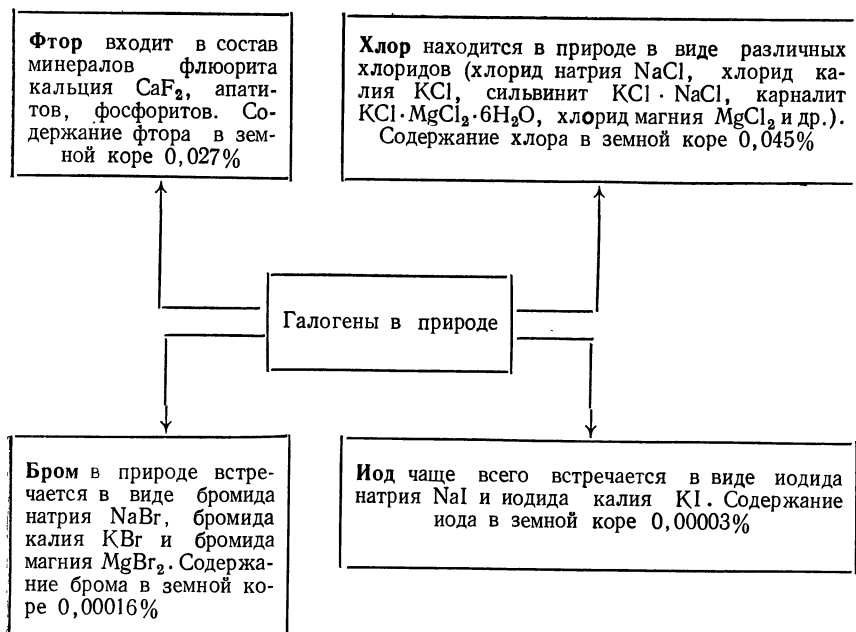
В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, действуя на нее сильными окислителями. Чаще всего применяют оксид марганца (IV)  $\text{MnO}_2$  или перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ . В этих соединениях окислителем явля-

Таблица 22

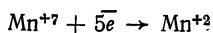
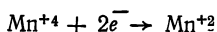
Схемы строения молекул галогенов

Химическая формула	Структурная формула	Электронная формула	Образование химической связи перекрыванием облаков валентных электронов
$\text{F}_2$	$\text{F}-\text{F}$	$:\ddot{\text{F}}:\ddot{\text{F}}:$	
$\text{Cl}_2$	$\text{Cl}-\text{Cl}$	$:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$	

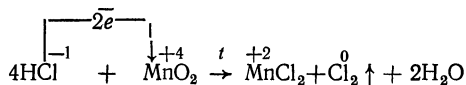
<sup>1</sup> Кислородные соединения галогенов в курсе химии средней школы не изучаются.



ется марганец со степенью окисления  $+4$  и  $+7$ . Это объясняется тем, что атомы марганца с указанными степенями окисления энергично отнимают электроны от других атомов или ионов и сами восстанавливаются до степени окисления  $+2$ :



В этом можно убедиться, если на оксид марганца (IV) или перманганат калия (рис. 60) подействовать концентрированной соляной кислотой. Выделение хлора сразу можно обнаружить по характерному удушливому запаху. Реакция оксида марганца (IV) с соляной кислотой происходит так:



Как видно, в этой реакции хлорид-ионы окисляются до нейтральных атомов, из которых образуются молекулы хлора. Окислителем является марганец со степенью окисления  $+4$ .

Чтобы понять, как можно получить в свободном состоянии остальные галогены, надо выяснить, как изменяется способность к окислению в ряду ионов  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ . Оказывается, слабее

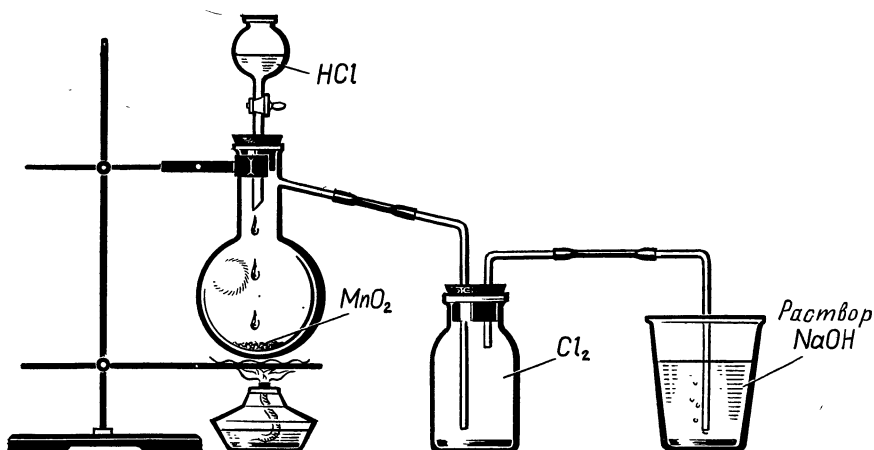
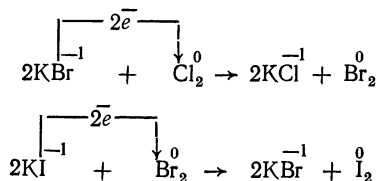


Рис. 60. Получение хлора в лаборатории.

всего удерживают избыточные электроны те ионы, которые обладают наибольшим радиусом, т. е. иодид-ионы  $I^-$ . В этом можно убедиться на практике. Фторид-ионы  $F^-$  можно окислить (получить свободный фтор) только в процессе электролиза (с. 193). Хлорид-ионы  $Cl^-$  можно окислить не только в процессе электролиза, но и марганцем со степенью окисления +4 и +7. Бромид-ионы  $Br^-$  и иодид-ионы  $I^-$  можно окислить не только выше упомянутыми окислителями, но и свободным хлором, а иодид-ионы  $I^-$  также и бромом. Это подтверждается следующим опытом. Если к растворам бромида калия и иодида калия прилить хлорную воду (раствор хлора в воде) и к раствору иодида калия прилить бромную воду, то по изменению цвета можно обнаружить выделение свободных брома и иода:



Способность галогенов вытеснять друг друга из соединений используется на практике. Так, например, получают бром и иод при действии хлора на их соединения.

Ответьте на вопрос 4 (с. 152). Решите задачу 1 (с. 153).

### § 3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Таблица 23

Физические свойства галогенов

Название элемента	Символ элемента	Атомная масса	Температура кипения, в °C	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет
Фтор	F	19,0	—188,13	Газ	Светло-зеленый
Хлор	Cl	35,5	—33,6	Газ	Желто-зеленый
Бром	Br	79,9	58,8	Жидкость	Красно-бурый
Иод	I	126,9	184,35	Кристаллический	Темно-фиолетовый, почти черный

С увеличением атомных масс галогенов закономерно возрастают их температуры кипения и постепенно сгущается окраска. Галогены сравнительно мало растворимы в воде. Например, при обычных условиях в одном объеме воды растворяется 2,5 объема хлора, а растворимость иода всего 0,02 г на 100 г воды. Фтор уже при обычных условиях бурно реагирует с водой, и поэтому его раствор в воде получить нельзя.

В органических растворителях — в бензине, керосине, спирте и др. — галогены растворяются лучше. Например, если к иодной воде прилить бензин и встряхнуть, то после отстаивания видно, что весь иод перешел в бензин.

При нагревании иода появляются фиолетовые пары, которые постепенно конденсируются в виде блестящих кристалликов. Такое явление называется *возгонкой*.

*Возгонка — это испарение твердого вещества и образование кристаллов из паров, минуя жидкое состояние.*

Возгонкой часто пользуются для получения иода и других веществ в чистом виде.

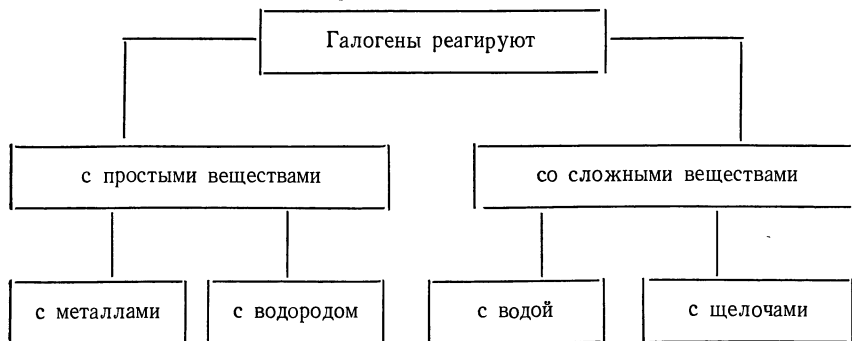
### § 4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Повторите из VI главы § 5 и из VII главы § 2.

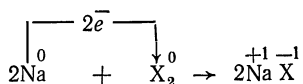
*Сущность химической активности галогенов проявляется в способностях их атомов присоединять электроны и превращаться в отрицательно заряженные ионы.* Теория строения атома и числовые значения электроотрицательности (с. 119) позволяют предвидеть, какой из галогенов должен быть наиболее химически активным. Так как атомные радиусы галогенов возрастают от фтора к иоду, то наиболее сильно притягивать к себе электроны должен атом фтора, т. е. фтор химически наиболее активен, а иод наименее активен. Это предположение подтверждается на практике: химическая активность галогенов в ряду F, Cl, Br, I закономерно уменьшается. Химическая же активность ионов в ряду F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup> увеличивается, ибо она связана не с присоединением, а с отдачей электронов.

Важнейшие химические свойства галогенов показаны на схеме 22.

Схема 22



**Взаимодействие галогенов с простыми веществами.** 1. Галогены реагируют почти со всеми металлами с образованием солей, например:



Во всех реакциях образуются соли (ионные соединения) соответствующих кислот (HF, HCl, HBr, HI). Отсюда произошло название «галогены» — «солероды».

Энергичность взаимодействия галогенов с металлами зависит как от активности галогена, так и от активности соответствующего металла. Особенно энергично реагируют фтор и хлор с щелочными металлами. Хлор с некоторыми металлами реагирует без нагревания, а с другими — только при нагревании (рис. 61).

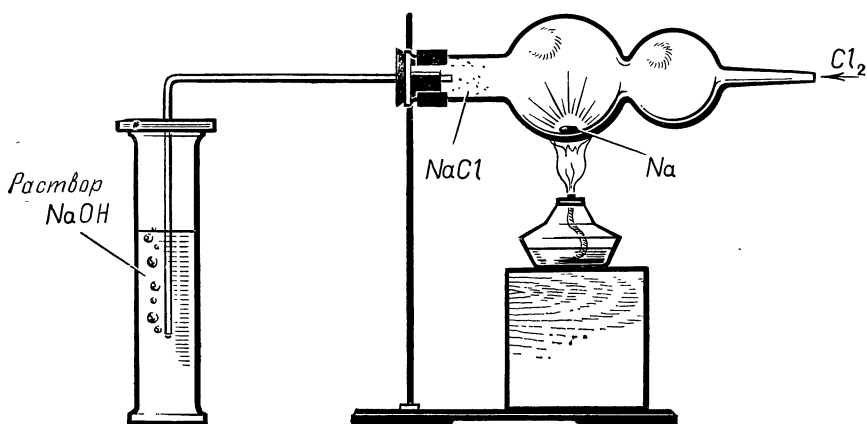


Рис. 61. Взаимодействие хлора с натрием.



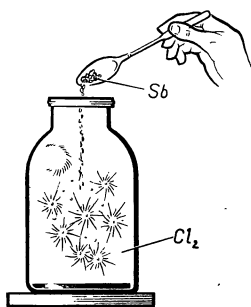


Рис. 62. Горение сурьмы в хлоре.

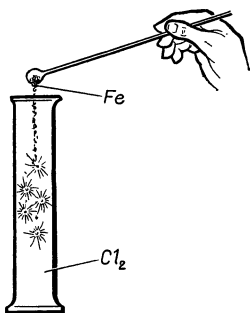


Рис. 63. Горение железа в хлоре.

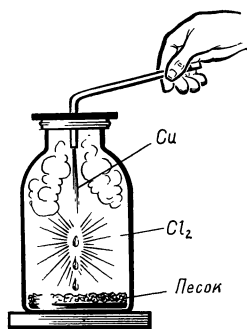


Рис. 64. Горение меди в хлоре.

В этом можно также убедиться, если высыпать в банку с хлором порошкообразную сурьму (рис. 62). Сначала появляется «огненный дождь», а затем банка наполняется «белым дымом» хлорида сурьмы (III)  $\text{SbCl}_3$ . Реакция протекает без нагревания. Для проведения такой же реакции с железом и медью требуется предварительное нагревание (рис. 63 и 64).

2. Галогены реагируют с водородом. В отличие от взаимодействия галогенов с металлами, в реакциях с водородом происходит только частичное смещение электронов от атомов водорода к атомам галогенов с образованием ковалентной полярной связи (с. 124). Все же ход таких реакций условно изображают так же, как и при образовании ионных соединений (с. 124):

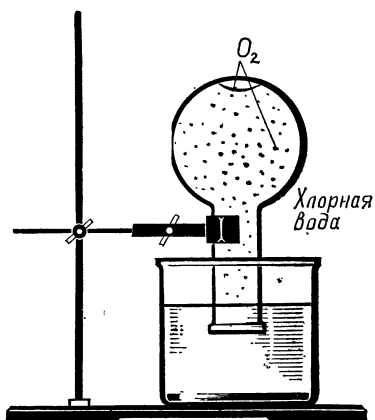
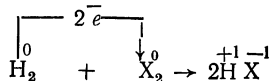


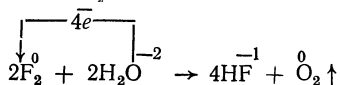
Рис. 65. Вытеснение кислорода из воды хлором.

Фтор, как наиболее активный галоген, реагирует с водородом даже в темноте и со взрывом. Реакция хлора с водородом начинается только при нагревании или сильном освещении. С бромом водород реагирует еще менее активно, чем с хлором, а с иодом реакция протекает не полностью.

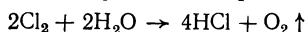
В результате взаимодействия галогенов с водородом образуются дымящиеся на воздухе газообразные вещества ( $\text{HF}$  — летучая жидкость) с резким запахом, хорошо растворимые в воде. Водные растворы галогеноводородов являются кислотами ( $\text{HF}$  —

фтороводородная, или плавиковая, HCl — хлороводородная, или соляная, HBr — бромоводородная, HI — иодоводородная).

**Взаимодействие галогенов со сложными веществами. 1. Взаимодействие галогенов с водой.** Способность галогенов соединяться с водородом настолько велика, что они могут отнять его от молекул сложных веществ. Наиболее характерны в этом отношении реакции галогенов с водой. Фтор бурно реагирует с водой даже при обычных условиях:



Менее энергично реагирует с водой хлор. В этом можно убедиться, если выставить на свет колбу, наполненную хлорной водой (рис. 65). Через некоторое время заметно выделение пузырьков газа — это кислород. Раствор постепенно утрачивает зеленоватый цвет, а синий лакмус в нем краснеет:



Еще меньшую активность при взаимодействии с водой проявляют бром и иод. В этих реакциях кислород не выделяется.

**3. Взаимодействие галогенов со щелочами** (см. с. 94).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—13 (с. 152—153). Решите задачу 2 (с. 153).

## § 5. ПРИМЕНЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ

В народном хозяйстве широко применяют галогены. Хлор используют для обеззараживания питьевой воды, для отбеливания тканей и бумаги. Процесс отбеливания объясняется тем, что большинство органических красящих веществ при взаимодействии с хлором разрушаются и превращаются в бесцветные соединения. Отбеливание происходит лишь в присутствии воды, которая служит катализатором.

Способность хлора реагировать со сложными веществами используется для получения пластмасс, красителей, медикаментов и других продуктов путем хлорирования органических соединений (рис. 66).

Хлор применяют также для синтеза соляной кислоты. Хлорная вода используется как сильный окислитель в химических лабораториях.

Второе место по применению занимает *фтор*. Его используют для фторирования органических соединений.

*Бром, иод* и их соединения (в том числе органические) используются в медицине. Всем известна иодная настойка (раствор иода в спирте) служит для дезинфекции ран. Соединения иода необходимы для лечения заболевания щитовидной железы, а соединения брома (KBr, NaBr) — для успокоения нервной системы.

Ответьте на вопрос 14 (с. 153).

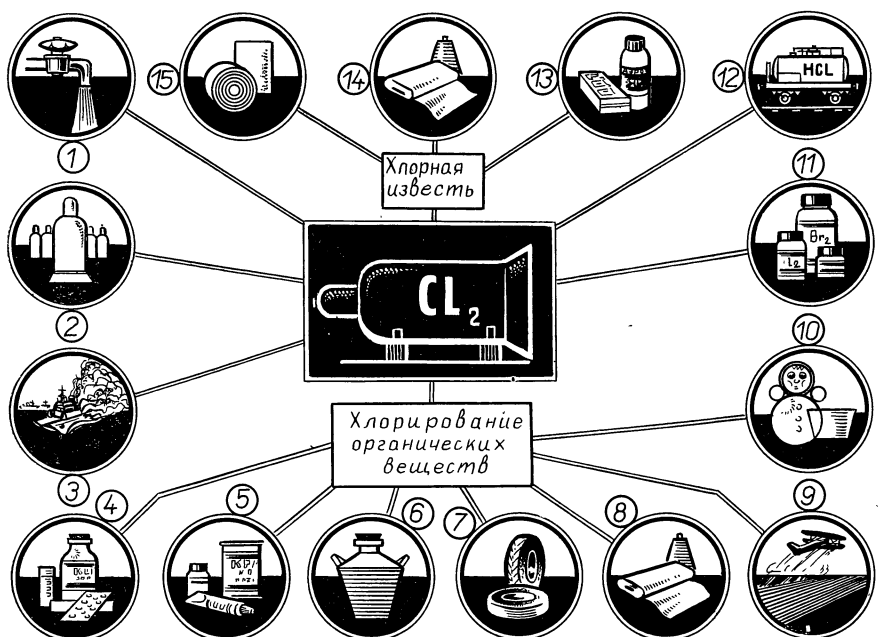


Рис. 66. Применение хлора и его соединений:

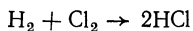
хлорирование воды (1); получение  $\text{COCl}_2$  (2),  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{TiCl}_4$  (для дымовой завесы) (3); лекарственных веществ (4); красителей (5); растворителей (6); синтетического каучука (7); синтетических волокон (8); средств для защиты растений (9); пластмасс (10); галогенов (11); соляной кислоты (12); веществ для дезинфекции (13) и белизны ткани (14) и бумаги (15).

## § 6. ХЛОРОВОДОРОД

Из всех галогеноводородов особенно большое значение имеет хлороводород и его раствор в воде — хлороводородная, или соляная, кислота.

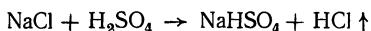
**Химическая формула и строение молекул хлороводорода.** Химическая формула —  $\text{HCl}$ , электронная формула —  $\text{H} : \ddot{\text{Cl}} :$  В молекуле хлороводорода сильно полярная ковалентная связь, образованная перекрыванием  $1s$ - и  $3p$ -электронных облаков водорода и хлора (рис. 67).

**Получение.** В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в хлоре. Чтобы ознакомиться с этой реакцией на практике, получают водород, проверяют его на чистоту, поджигают у конца газоотводной трубки и вносят в сосуд с хлором (см. рис. 30). Водород продолжает гореть в хлоре с образованием хлороводорода:

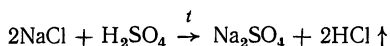


Водород необходимо сжигать до полного удаления хлора, а затем в сосуд налить немного раствора синего лакмуса. Покраснение последнего свидетельствует об образовании кислоты.

В лаборатории хлороводород получают нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой (см. рис. 44). Смесь этих веществ реагирует уже при комнатной температуре, но при этом образуется гидросульфат натрия:



При сильном нагревании получается нормальная соль:



**Физические свойства.** Хлороводород — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с резким запахом, во влажном воздухе он дымит. Наиболее характерным свойством хлороводорода является его большая растворимость в воде. При 0°C в одном объеме воды растворяется около 500 объемов газа. Например, если заполненный им цилиндр закрыть стеклянной пластинкой, опрокинуть вверх дном в воду и затем пластинку убрать (рис. 68), то вода наполняет цилиндр.

**Химические свойства хлороводорода.** В отличие от соляной кислоты хлороводород при обычных условиях не реагирует ни с металлами, ни с их оксидами, поэтому его хранят в стальных баллонах под давлением.

**Применение.** Основная масса хлороводорода используется для производства соляной кислоты. Благодаря тому, что он может присоединяться к молекулам некоторых органических веществ, его используют для производства пластмасс и каучука.

Ответьте на вопросы 15 и 16 (с. 153). Решите задачу 3 (с. 153).

## § 7. ОБЪЕМНЫЕ ОТНОШЕНИЯ ГАЗОВ ПРИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЯХ

Нам уже известно, что коэффициенты, стоящие перед химическими знаками и формулами, показывают не только число атомов и молекул, но и число молей, участвующих в реакции. Поэтому уравнения реакций между газами можно записать и так:

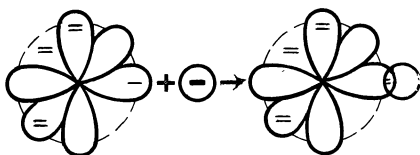
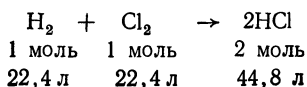


Рис. 67. Схема перекрытия электронных облаков при образовании молекул хлороводорода.

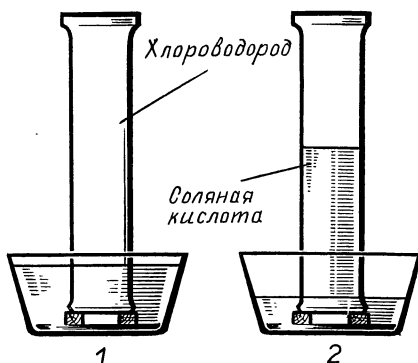
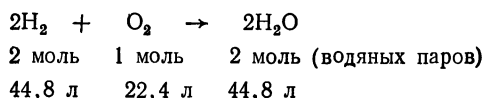


Рис. 68. Растворение хлороводорода в воде:

1 — в начале опыта; 2 — через некоторое время после начала опыта.

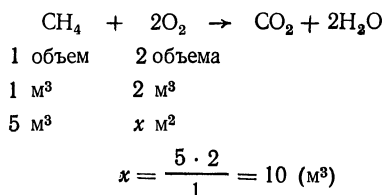


Если сократить указанные численные величины объемов реагирующих и образующихся газов на 22,4, то получаются простые целые числа, показывающие объемные отношения веществ: в первой реакции — 1 : 1 : 2, а во второй — 2 : 1 : 2. Следовательно, реакции между газообразными веществами подчиняются следующим закономерностям.

*При неизменном давлении объемы реагирующих и образующихся газов относятся между собой как небольшие целые числа.*

*Коэффициенты в уравнениях реакций показывают число объемов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.*

Простые объемные отношения реагирующих газов позволяют также производить ряд расчетов, не прибегая к вычислению молекулярных масс. Например, допустим, что нужно вычислить, какой объем кислорода потребуется для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана:



Следовательно, для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана требуется 10 м<sup>3</sup> кислорода.

## § 8. СОЛЯНАЯ КИСЛОТА И ЕЕ СОЛИ

**Получение.** Соляную кислоту получают растворением хлороводорода в воде.

*В лаборатории* соляную кислоту можно получить при помощи прибора, изображенного на рисунке 69. При выполнении этого опыта строго следят, чтобы конец газоотводной трубки находился вблизи уровня воды, но не погружался в нее. Если это не учесть, то из-за большой растворимости хлороводорода вода попадет в пробирку с серной кислотой и может произойти взрыв.

*В промышленности* соляную кислоту получают сжиганием водорода в хлоре и растворением продукта реакции в воде. Для осуществления этих процессов пользуются установкой, схема которой изображена на рисунке 70.

**Физические свойства.** Растворяя хлороводород в воде, можно получить даже 40-процентный раствор соляной кислоты с плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>. Однако имеющаяся в продаже концентрированная соляная кислота содержит около 37% хлороводорода.

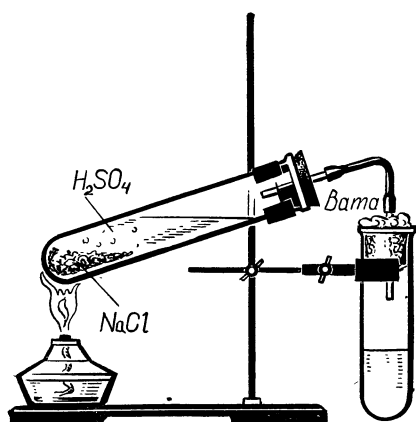


Рис. 69. Получение соляной кислоты в лаборатории.

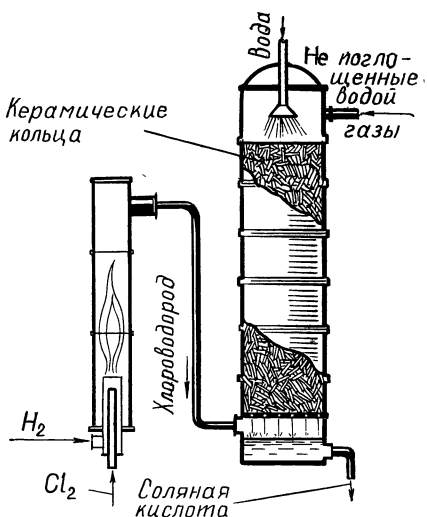


Рис. 70. Схема промышленной установки для получения соляной кислоты.

Плотность такого раствора примерно  $1,19 \text{ г/см}^3$ . С разбавлением плотность раствора уменьшается (*приложение*, с. 467).

Концентрированная соляная кислота — это бесцветный раствор, сильно дымящий во влажном воздухе, с резким запахом вследствие выделения хлороводорода.

**Химические свойства.** Соляная кислота имеет ряд общих свойств, характерных большинству кислот (с. 80). Кроме того,

Таблица 24

Химические свойства соляной кислоты

Свойства HCl, общие с другими кислотами	Специфические свойства HCl
<p>1. Изменение окраски индикаторов</p> <p>2. Взаимодействие с металлами:  <math>2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow</math></p> <p>3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами:  <math>2\text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}</math>  <math>2\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>4. Взаимодействие с основаниями:  <math>2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>5. Взаимодействие с солями:  <math>2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{CaCl}_2</math></p>	<p>1. Взаимодействие с нитратом серебра (нитрат серебра является реактивом на соляную кислоту и ее соли); выпадает осадок белого цвета, который не растворяется ни в воде, ни в кислотах:  <math>\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3</math></p> <p>2. Взаимодействие с окислителями (<math>\text{MnO}_2</math>, <math>\text{KMnO}_4</math>, <math>\text{KClO}_3</math> и др.):  <math>6\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2 \uparrow</math></p>

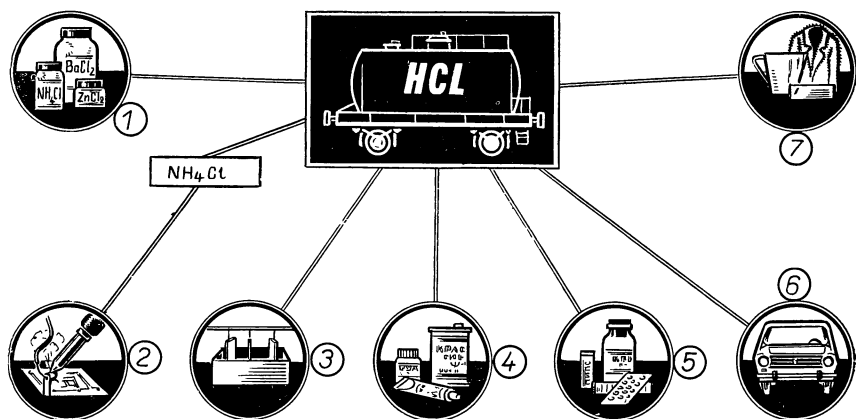


Рис. 71. Применение соляной кислоты:

получение солей (1); при паянии (2); очистка поверхности металлов в гальваностегии (3); получение красок (4); лекарств (5); пластмасс и других полимеров (6, 7).

она обладает и некоторыми специфическими свойствами (табл. 24).

**Применение.** Большие количества соляной кислоты расходуются для удаления оксидов железа перед покрытием изделий из этого металла другими металлами (оловом, хромом, никелем). Чтобы соляная кислота реагировала только с оксидами, но не с металлом, к ней добавляют особые вещества, называемые *ингибиторами*.

*Ингибиторы* — это вещества, замедляющие нежелательную реакцию.

Соляная кислота используется для получения различных хлоридов. Ее используют для получения хлора. Раствор соляной кислоты прописывают больным с пониженной кислотностью желудочного сока. Более наглядно применение соляной кислоты и ее важнейшей соли хлорида натрия показано на рисунках 71 и 72.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 17—19 (с. 153). Решите задачи 4—6 (с. 153).

### Лабораторные опыты

**Обесцвечивание хлором красящих веществ.** В пробирку налейте 4—5 мл воды и добавьте 1—2 капли раствора фуксина или фиолетовых чернил. К окрашенному раствору добавьте немного хлорной воды. Раствор обесцвечивается.

**Задание.** Почему произошло обесцвечивание раствора? Напишите уравнения соответствующих реакций. Подумайте, обесцветилась ли бы сухая окрашенная ткань под действием хлора.

**Растворение иода в воде и в органических растворителях.** В одну пробирку налейте 2—3 мл воды, в другую — столько же керосина, в третью — спирт. Во все пробирки опустите несколько кристалликов иода и хорошо встряхните. Лучше всего иод растворяется в спирте, хуже всего в воде.

**Возгонка иода.** В пробирку поместите несколько кристалликов иода и

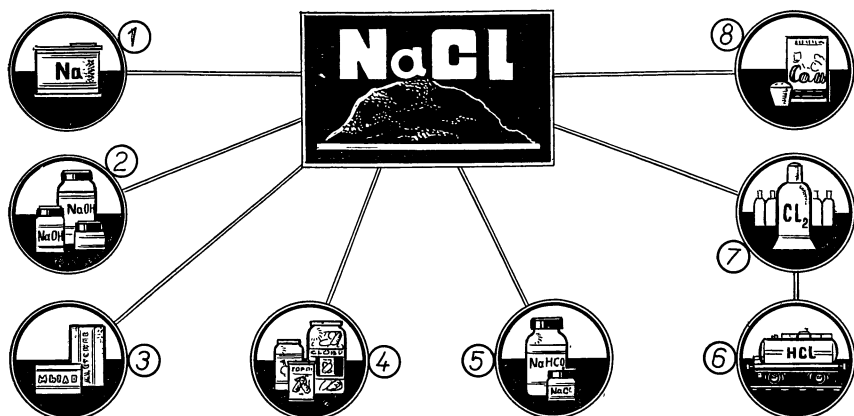


Рис. 72. Применение хлорида натрия:

получение натрия (1); гидроксида натрия (2); мыла (3); для консервирования (4); получение соды (5); соляной кислоты (6); хлора (7); приправа к пище (8).

нагрейте: появляются фиолетовые пары. На стенках пробирки вновь образуются кристаллики иода.

**Задание.** Подумайте, чем отличаются явления, происходящие при нагревании, например, кусочка льда в пробирке и кристалликов иода. Что такое возгонка? Дайте определение.

**Действие раствора иода на крахмал.** В пробирку налейте 2—3 мл воды, добавьте немного крахмала, встряхните и содержимое ее влейте во вторую пробирку с 2—3 мл воды, нагретой до кипения. Полученный раствор крахмала влейте в две пробирки и охладите. В один из них добавьте несколько капель иодида калия, а в другой — раствор иода в спирте. В первой пробирке изменений не наблюдается, а во второй появляется синее окрашивание.

**Задание.** Как можно доказать наличие свободного иода? Как обнаружить в продукте питания, например в белом хлебе, крахмал?

**Последовательность вытеснения галогенов друг другом из солей.** В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора бромиды калия или бромиды натрия, а во вторую и третью столько же иодида калия или иодида натрия. В первую и вторую пробирки добавьте 1—2 мл хлорной воды, а в третью столько же бромной воды.

В первой пробирке происходит желтое, а во второй и третьей бурое окрашивание.

**Задание.** О чем свидетельствует изменение цвета в пробирках? Напишите уравнения соответствующих химических реакций. На основе проделанных опытов поясните, в какой последовательности галогены вытесняют друг друга из соединений.

### Практическая работа 3

**Получение соляной кислоты и опыты с ней.** *Получение соляной кислоты.*

Соберите прибор, как показано на рисунке 69. В пробирку насыпьте 2—3 г поваренной соли и прилейте концентрированную серную кислоту (2 : 1), чтобы она смочила всю соль. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в другую пробирку так, чтобы ее конец был примерно на расстоянии 0,5—1 см от поверхности воды. Затем смесь в первой пробирке осторожно нагревайте в течение 5—6 мин (*следите, чтобы кислоту не перебросило во вторую пробирку с водой*).



**Задание.** Напишите уравнения химических реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия при обычных условиях и при сильном нагревании. Чем вызвано появление во второй пробирке тонких струек, опускающихся вниз?

2. **Химические свойства соляной кислоты.** Полученную при растворении хлороводорода в воде соляную кислоту разлейте поровну в 6 пробирок. В первую пробирку опустите синюю лакмусовую бумажку. Во вторую пробирку положите кусочек цинка или магниевые стружки, а в третью кусочек меди. В четвертую пробирку поместите немного оксида меди (II) и нагрейте раствор. В пятую пробирку поместите свежеприготовленного осадка гидроксида меди (II), в шестую немного мела или другого карбоната.

**Задания.** 1. Со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Составьте уравнения реакций, протекающих между соляной кислотой и указанными металлами. 2. Почему в четвертой и пятой пробирках образовались растворы синего цвета, а в шестой выделился газ? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3. **Распознавание соляной кислоты и ее солей.** 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 (или нитрата свинца). Проверьте, растворяется ли выпавший осадок в концентрированной азотной кислоте.

**Задание.** Напишите уравнения соответствующих реакций и 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 можно также использовать раствор нитрата свинца?

## Практическая работа 4

**Решение экспериментальных задач.** 1. Получите хлорид цинка четырьмя различными способами.

2. Получите хлорид меди тремя различными способами.

3. Определите, в каком пакетике находятся хлорид натрия, бромид натрия, иодид натрия, карбонат натрия.

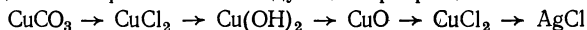
4. Дан раствор соляной кислоты. Подтвердите опытным путем ее качественный состав.

5. Даны хлорид магния и хлорид алюминия в твердом виде. Определите эти вещества при помощи характерных реакций.

6. В четырех пробирках даны растворы: а) соляной кислоты; б) хлорида натрия; в) гидроксида натрия; г) нитрата серебра. Определите эти вещества при помощи характерных реакций.

7. Дана смесь, состоящая из карбоната натрия и хлорида натрия. Выделите из нее хлорид натрия.

8. Осуществите практически следующие превращения:



## Вопросы и упражнения

1. Начертите схемы расположения электронов в атомах галогенов: а) по энергетическим уровням; б) по орбиталям — и поясните, какой из них и почему должен быть самым сильным окислителем.

2. Изобразите электронные формулы строения молекул фтора и фтороводорода. Поясните, как в молекулах этих веществ образуется химическая связь за счет перекрывания электронных облаков.

3. Чем отличаются вещества, — фтор, фтороводород, фторид натрия: а) по виду химической связи; б) по строению кристаллической решетки; в) по физическим свойствам?

4. Почему галогены в природе не встречаются в свободном состоянии?

5. На двух конкретных примерах объясните химическую сущность получения галогенов в свободном состоянии. Какой из галогенов легче и какой труднее всего выделить в свободном состоянии и почему?

6. Охарактеризуйте изменение физических свойств галогенов в зависимости от изменения их атомных масс.

7. Зная особенности строения кристаллических решеток, поясните, почему и как отличаются по температурам плавления вещества, формулы которых даны:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ .

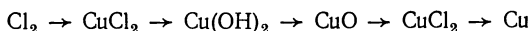
8. Как изменяются химические свойства галогенов в зависимости от возрастания их атомных масс?

9. Составьте уравнения химических реакций, показывающие: а) взаимодействие лития с хлором; б) сгорание порошка железа в хлоре; в) горение водорода в хлоре; г) реакцию хлора с водой; д) взаимодействие хлора с гидроксидом калия при повышенной температуре (с.94). Проставьте степени окисления над химическими знаками хлора. Поясните, что в этих реакциях окисляется и что восстанавливается.

10. Почему синяя лакмусовая бумажка в свежеприготовленной хлорной воде обесцвечивается, а в хлорной воде, которая длительное время находилась на свету, краснеет?

11. К водному раствору иодида калия добавили раствор крахмального клейстера. Затем через этот раствор пропустили хлор. Как изменился цвет раствора и почему?

12. Составьте уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



13. Согласно схеме 22 (с. 143) составьте по два-три примера уравнений химических реакций для каждого случая.

14. Какие химические свойства хлора используются на практике? Напишите уравнения соответствующих реакций.

15. При взаимодействии каких веществ, формулы которых вам известны, образуется хлороводород?

16. В каком из галогеноводородов химическая связь является наиболее прочной, а в каком — наиболее слабой и почему?

17. Даны формулы следующих веществ:  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Fe(NO}_3)_3$ . Какие из указанных веществ реагируют с соляной кислотой? Составьте уравнения соответствующих реакций.

18. Подумайте, где на производстве или в быту используется соляная кислота.

19. Составьте в тетрадях конспект ответа о галогенах и соляной кислоте по образцу, который дан на странице 45.

### Решите задачи

1. Какой объем хлора при нормальных условиях выделится при взаимодействии 17,4 г оксида марганца (IV)  $\text{MnO}_2$  с соляной кислотой, взятой в избытке?

2. В закрытом сосуде смешали 8 л хлора с 12 л водорода и смесь взорвали. Сколько хлороводорода получилось? Какой газ и сколько его осталось в избытке?

3. Через раствор иодида калия пропустили 100 мл газовой смеси, предназначенной для синтеза хлороводорода. В результате выделилось 0,508 г иода. Каков был состав газовой смеси в процентах (по объему)?

4. Рассчитайте, хватит ли 140 мл раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ), чтобы с ней полностью прореагировало 13 г цинка.

5. Хлороводород, который получили при взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с 58,5 г хлорида натрия, растворили в 146 г воды. Какова процентная концентрация полученной соляной кислоты?

6. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется примерно 450 объемов хлороводорода. Какова процентная концентрация полученной соляной кислоты?

## Глава VIII. ПОДГРУППА КИСЛОРОДА. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ТЕЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Повторите § 3,5—10 из VI главы и § 1 из VII главы.

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ КИСЛОРОДА И СЕРЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ЭЛЕМЕНТОВ, СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ

Кислород и сера находятся в главной подгруппе VI группы периодической системы элементов. Схемы строения их атомов даны в таблице 25.

Таблица 25

Схемы строения атомов кислорода и серы

Химический знак	Электронная формула	Размещение электронов по орбиталям	Размещение электронов по энергетическим уровням
O	$1s^2 2s^22p^4$	$+8 \begin{array}{c} 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^4 \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array}$	$+8O \quad \overline{2e}, \quad \overline{6e}$
S	$1s^2 2s^22p^6 3s^23p^4$	$+16S \dots \begin{array}{c} 3s^2 \quad 3p^4 \quad 3d^0 \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \end{array} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$	$+16S \quad \overline{2e}, \quad \overline{8e}, \quad \overline{6e}$

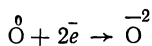
На наружном энергетическом уровне атомов кислорода и серы (табл. 25) находятся по шесть электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов, не хватает по два электрона, поэтому атомы этих элементов (особенно кислорода) присоединяют недостающие электроны. По этой же

Таблица 26

Возможные валентные состояния атомов серы

Состояние атомов серы	Размещение электронов по орбиталям	Степень окисления
Нормальное состояние	$+16S \dots \begin{array}{c} 3s^2 \quad 3p^4 \quad 3d^0 \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \end{array} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$	$+2, \quad -2$
Возбужденные состояния	$+16S \dots \begin{array}{c} 3s^2 \quad 3p^3 \quad 3d^1 \\ \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \end{array} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$	$+4$
	$+16S \dots \begin{array}{c} 3s^1 \quad 3p^3 \quad 3d^2 \\ \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \end{array} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$	$+6$

причине кислород является одним из сильнейших окислителей:



В отличие от серы у атомов кислорода нет свободных орбиталей. Вследствие этого распаривание электронов не происходит, и кислород обладает постоянной степенью окисления  $-2$  (кроме соединения  $\text{OF}_2$ , где кислород имеет степень окисления  $+2$ ).

У атомов серы на третьем энергетическом уровне имеются пять незаполненных  $d$ -орбиталей, поэтому возможно распаривание электронов. В результате этого у атомов серы появляются либо четыре, либо шесть неспаренных электронов, которые в соединениях смещаются в сторону более электроотрицательного элемента (табл. 26). Этим объясняется степень окисления серы в соединениях с кислородом:  $\overset{+4}{\text{SO}_2}$  и  $\overset{+6}{\text{SO}_3}$ .

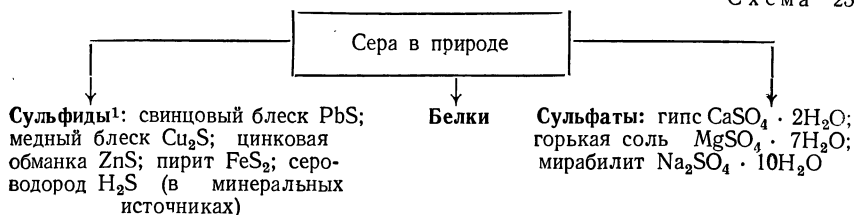
Ответьте на вопросы 1—3 (с. 176).

## § 2. СЕРА В ПРИРОДЕ И ЕЕ ПОЛУЧЕНИЕ

В природе сера встречается как в свободном состоянии, так и в виде различных соединений. В свободном состоянии сера обычно залегает среди других горных пород. В нашей стране такие залежи имеются в Западной Украине, Поволжье, Средней Азии и в других местах.

Важнейшие природные соединения серы показаны на схеме 23.

Схема 23



**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 и ее можно слить.

## § 3. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

Сера — твердое кристаллическое вещество желтого цвета. Как и все неметаллы, она плохо проводит теплоту и не проводит электрический ток. В виде кусочков сера тонет в воде, так как ее плотность близка к 2, а ее порошок всплывает, так как он не смачивается водой.

<sup>1</sup> Химической формулой обозначена основная составная часть руды.

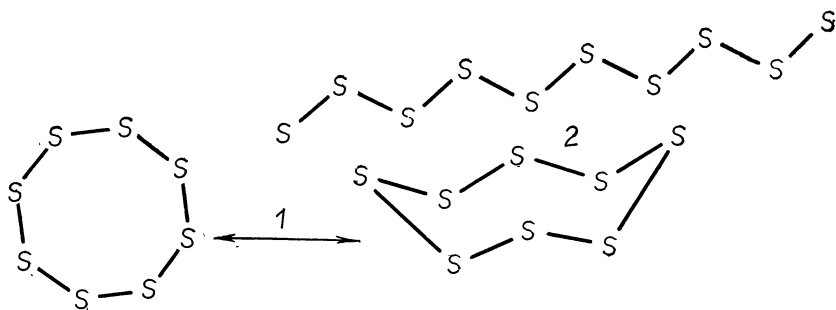


Рис. 73. 1 — Кристаллическая решетка серы; 2 — разрыв восьмичленных колец молекул серы при нагревании и образование длинных цепей.

Подобно сере в измельченном состоянии водой не смачиваются многие природные соединения серы. 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.

Интересные изменения происходят при нагревании серы. Примерно при  $112,8^{\circ}\text{C}$  она плавится, превращаясь в легко подвижную жидкость желтого цвета. При дальнейшем нагревании она темнеет и густеет. Выше  $400^{\circ}\text{C}$  сера закипает. Если нагретую до кипения серу выливают в холодную воду, то образуется *пластическая сера*, которая легко растягивается подобно резине.

Нам уже известно, что кислород образует два аллотропных видоизменения — кислород и озон (с. 42). Теперь ознакомимся с важнейшими аллотропными видоизменениями серы — *кристаллической* и *пластической*. Кристаллическая сера легко плавится; это наводит на мысль, что ее кристаллическая решетка должна быть молекулярной. Рентгенографические и другие исследования подтверждают, что кристаллическая решетка серы действительно состоит из кольцеобразных молекул (рис. 73, 1). При составлении химических уравнений допускается запись одноатомных молекул серы. При нагревании восьмичленные кольца молекул серы разрываются, превращаясь в длинные цепи (рис. 73, 2), которые могут растягиваться и сокращаться. Это пластическая сера.

#### § 4. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

В связи с возрастанием атомного радиуса окислительные свойства серы выражены гораздо слабее, чем у кислорода. Поэтому в реакциях с последним сера является восстановителем и проявляет степень окисления  $+4$  и  $+6$  (табл. 26).

Окислительные свойства серы проявляются во всех реакциях с более электроположительными элементами, например с метал-

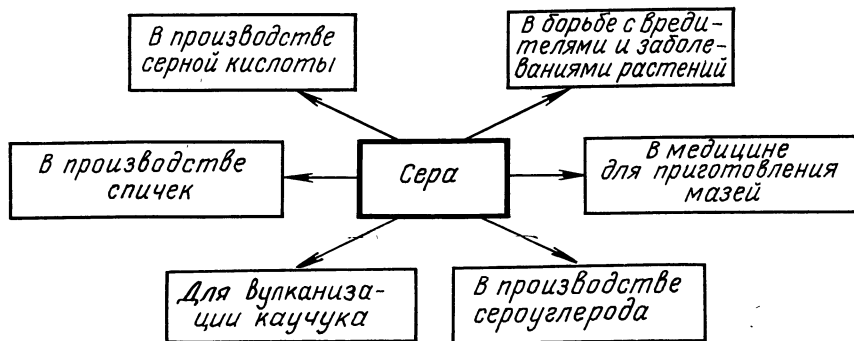
лами и водородом, а восстановительные свойства — с более электроотрицательными элементами, например с кислородом и галогенами, за исключением иода, с которым сера не соединяется. Химические свойства серы показаны в таблице 27.

Таблица 27

Химические свойства серы	
окислительные	восстановительные
<p>1. Сера реагирует почти со всеми металлами:</p> $2\overset{\overset{\text{—}6\text{e—}}{\downarrow}}{\text{Al}^0} + 3\overset{\overset{\text{—}0}{\downarrow}}{\text{S}^0} \xrightarrow{t} \overset{\overset{+3}{\downarrow}}{\text{Al}}_2\overset{\overset{-2}{\downarrow}}{\text{S}}_3$ <p>2. С некоторыми металлами, например Na, K, взаимодействует даже без нагревания:</p> $2\overset{\overset{\text{—}2\text{e—}}{\downarrow}}{\text{Na}^0} + \overset{\overset{\text{—}0}{\downarrow}}{\text{S}^0} \rightarrow \overset{\overset{+1}{\downarrow}}{\text{Na}}_2\overset{\overset{-2}{\downarrow}}{\text{S}}$ <p>3. При повышенной температуре сера реагирует с водородом:</p> $\overset{\overset{\text{—}2\text{e—}}{\downarrow}}{\text{H}_2^0} + \overset{\overset{\text{—}0}{\downarrow}}{\text{S}^0} \rightarrow \overset{\overset{+1}{\downarrow}}{\text{H}}_2\overset{\overset{-2}{\downarrow}}{\text{S}}$	<p>При повышенной температуре сера реагирует с кислородом (горит) и с фтором:</p> $\overset{\overset{\text{—}4\text{e—}}{\downarrow}}{\text{S}^0} + \overset{\overset{\text{—}0}{\downarrow}}{\text{O}_2^0} \rightarrow \overset{\overset{+4}{\downarrow}}{\text{S}}\overset{\overset{-2}{\downarrow}}{\text{O}}_2$ $\overset{\overset{\text{—}6\text{e—}}{\downarrow}}{\text{S}^0} + 3\overset{\overset{\text{—}0}{\downarrow}}{\text{F}_2^0} \rightarrow \overset{\overset{+6}{\downarrow}}{\text{S}}\overset{\overset{-1}{\downarrow}}{\text{F}}_6$

## § 5. ПРИМЕНЕНИЕ СЕРЫ

Применение серы показано на схеме 24.



Ответьте на вопросы 4 и 5 (с. 176). Решите задачи 1 и 2 (с. 178).

## § 6. СЕРОВОДОРОД

Повторите из VI главы § 5 и 7.

**Строение молекулы** сероводорода сходно со строением молекулы воды (рис. 74 и 75). Она образована перекрыванием s-электронных облаков атомов водорода с p-электронными обла-

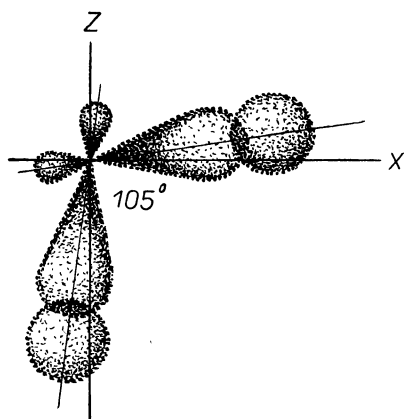


Рис. 74. Перекрывание  $s$ -электронных облаков атомов водорода с  $p$ -электронными облаками атома кислорода в молекуле воды.

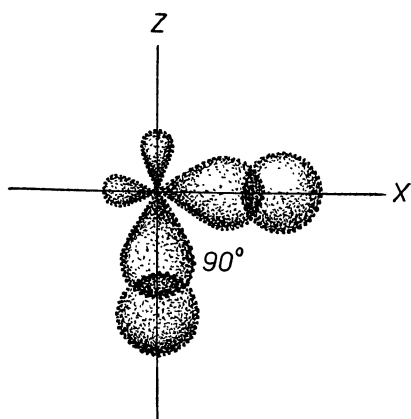
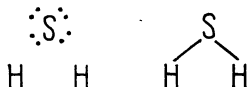


Рис. 75. Перекрывание  $s$ -электронных облаков атомов водорода с  $p$ -электронными облаками атома серы в молекуле сероводорода.

ками атома серы. Так как  $p$ -электронные орбитали расположены взаимно перпендикулярно (с. 113), то перекрывание  $s$ - и  $p$ -электронных облаков происходит под углом примерно  $90^\circ$  (рис. 75). Из-за большей электроотрицательности серы (табл. 19) электронная плотность сдвинута в сторону ее атома, поэтому электронную и структурную формулы сероводорода следует изображать так:

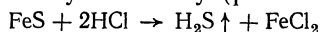


Такое изображение показывает, что молекула сероводорода имеет не линейное, а угловое строение.

**Нахождение в природе.** Сероводород образуется при разложении растительных и животных остатков, например яичного белка. Неприятный запах тухлых яиц обусловлен выделением сероводорода.

Сероводород содержится во многих минеральных источниках. Особенно им богаты некоторые источники Кавказа (Мацеста, Пятигорск).

**Получение.** Сероводород можно получить, действуя на некоторые сульфиды ( $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{MgS}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{FeS}$ ) соляной или серной кислотой. В лабораториях обычно используют сульфид железа (II) и соляную кислоту (рис. 76):



**Физические свойства.** Сероводород — бесцветный газ, немного тяжелее воздуха, с неприятным запахом. При  $20^\circ\text{C}$  в одном

объеме воды растворяется примерно 2,5 объема сероводорода. Сероводородная вода обладает кислотными свойствами, поэтому раствор сероводорода в воде называется сероводородной кислотой. Эта кислота очень слабая.

**Химические свойства.** Следует отличать химические свойства сероводорода от свойств его раствора — сероводородной кислоты. Характеристика их дана в таблице 28.

**Применение.** Сероводород применяется в аналитической химии для определения качественного состава веществ. Его применение основано на том, что соли сероводородной кислоты имеют различную растворимость в воде и кислотах и окрашены в разные цвета.

Природные воды, содержащие сероводород, применяются в лечебных целях, главным образом в виде сероводородных ванн.

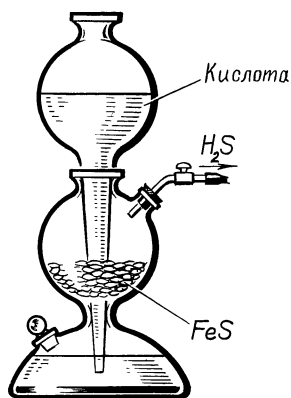


Рис. 76. Получение сероводорода в лаборатории.

Таблица 28

Химические свойства	
сероводорода	сероводородной кислоты
<p>1. Энергично реагирует с кислородом (горит):</p> $\begin{array}{c} \overline{12e} \\ \downarrow \\ \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{0}{3\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}} + \overset{+4-2}{2\text{SO}_2} \end{array}$ <p>При охлаждении пламени происходит неполное сгорание (рис. 77):</p> $\begin{array}{c} \overline{4e} \\ \downarrow \\ \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+1-2}{2\text{H}_2\text{O}} + \overset{0}{2\text{S}} \downarrow \end{array}$ <p>Аналогично протекает реакция и с хлором.</p> <p>В этих реакциях атомы окислителя (кислорода и хлора) присоединяют электроны и восстанавливаются. Сероводород (точнее, сера со степенью окисления —2) является сильным восстановителем.</p> <p>2. Сероводород — сильно ядовитый газ. Он разрушает гемоглобин крови, ибо осаждает из него железо в виде соли FeS</p>	<p>1. Обладает свойствами, общими для большинства кислот (с. 80). В этих реакциях в зависимости от условий образуются нормальные соли (сульфиды) или кислые соли (гидросульфиды):</p> $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$ $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaHS}$ <p>2. Характерной реакцией на растворы сероводородной кислоты и ее соли является их взаимодействие с растворимыми солями свинца. В результате выпадает осадок черного цвета:</p> $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS} \downarrow + 2\text{HNO}_3$



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6—9 (с. 176). Решите задачу 3 (с. 178).

## § 7. ОКСИД СЕРЫ (IV)

Повторите § 3 из IV главы.

**Строение молекулы.** В связи с тем что у атомов элемента серы имеются пять незаполненных *d*-орбиталей (табл. 26), в соединениях серы правило о том, что атомы стремятся приобрести устойчивую конфигурацию инертных элементов, не всегда соблюдается. Поэтому электронную и структурную формулы оксида серы (IV) обычно изображают так <sup>1</sup>:



**Получение.** Оксид серы (IV) является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты. Его получают при сжигании серы и при обжиге природных сульфидов (табл. 29).

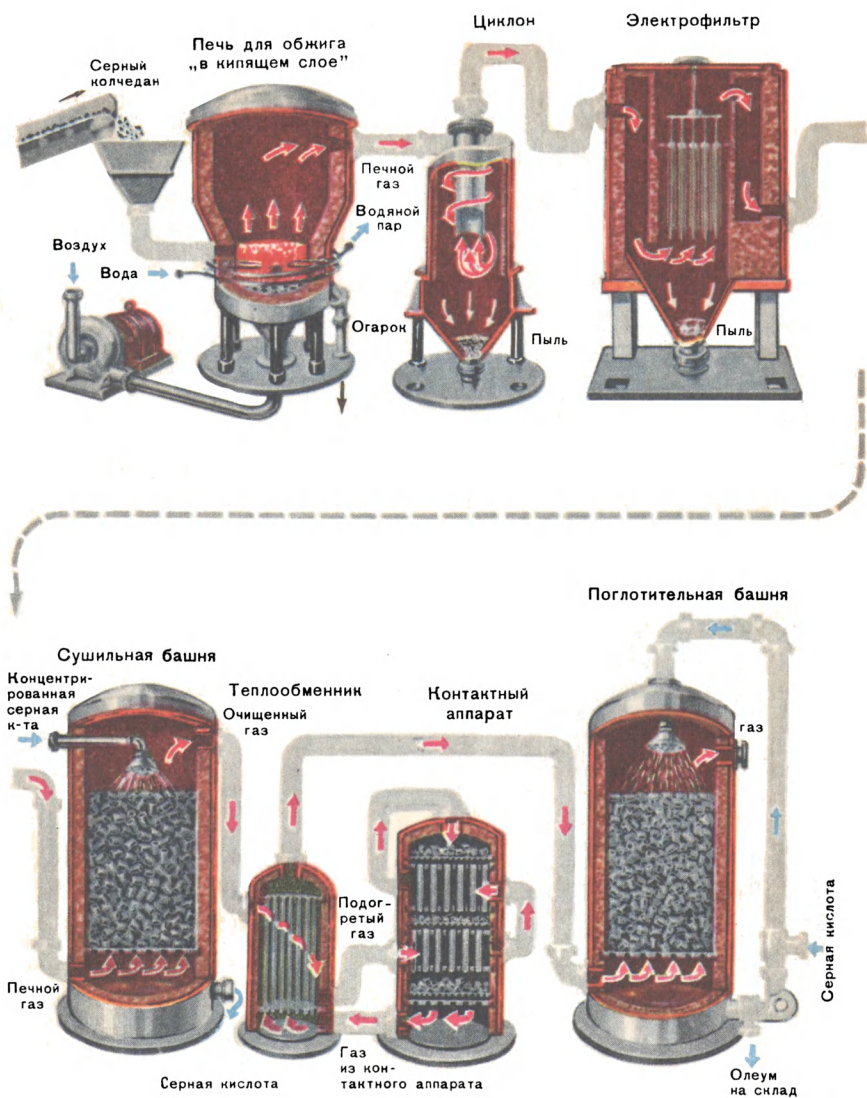
**Физические свойства.** Оксид серы (IV) — бесцветный газ, с резким запахом, тяжелее воздуха. При комнатной температуре в одном объеме воды растворяется около 40 объемов оксида серы (IV). При охлаждении ниже  $-10,5^{\circ}\text{C}$  оксид серы (IV) превращается в бесцветную жидкость.

Таблица 29

Получение оксида серы (IV)	
в лаборатории	в промышленности
<p>1. При взаимодействии сильных кислот (<math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, <math>\text{HCl}</math>) с твердыми сульфитами (рис. 78, 1 и 2):</p> $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3$ <p>Сернистая кислота непрочная:</p> $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$ <p>2. При взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой:</p> $\text{Cu}^0 + 2\overset{+6}{\text{H}_2}\overset{+4}{\text{SO}_4} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}\overset{+6}{\text{SO}_4} + \overset{+4}{\text{SO}_2} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	<p>1. Сжигание серы</p> $\overset{\text{S}^0}{\text{S}} + \overset{\text{O}_2^0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{\text{SO}_2^{+4-2}}{\text{SO}_2}$ <p>2. Обжиг природных сульфидов<sup>1</sup>:</p> $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$

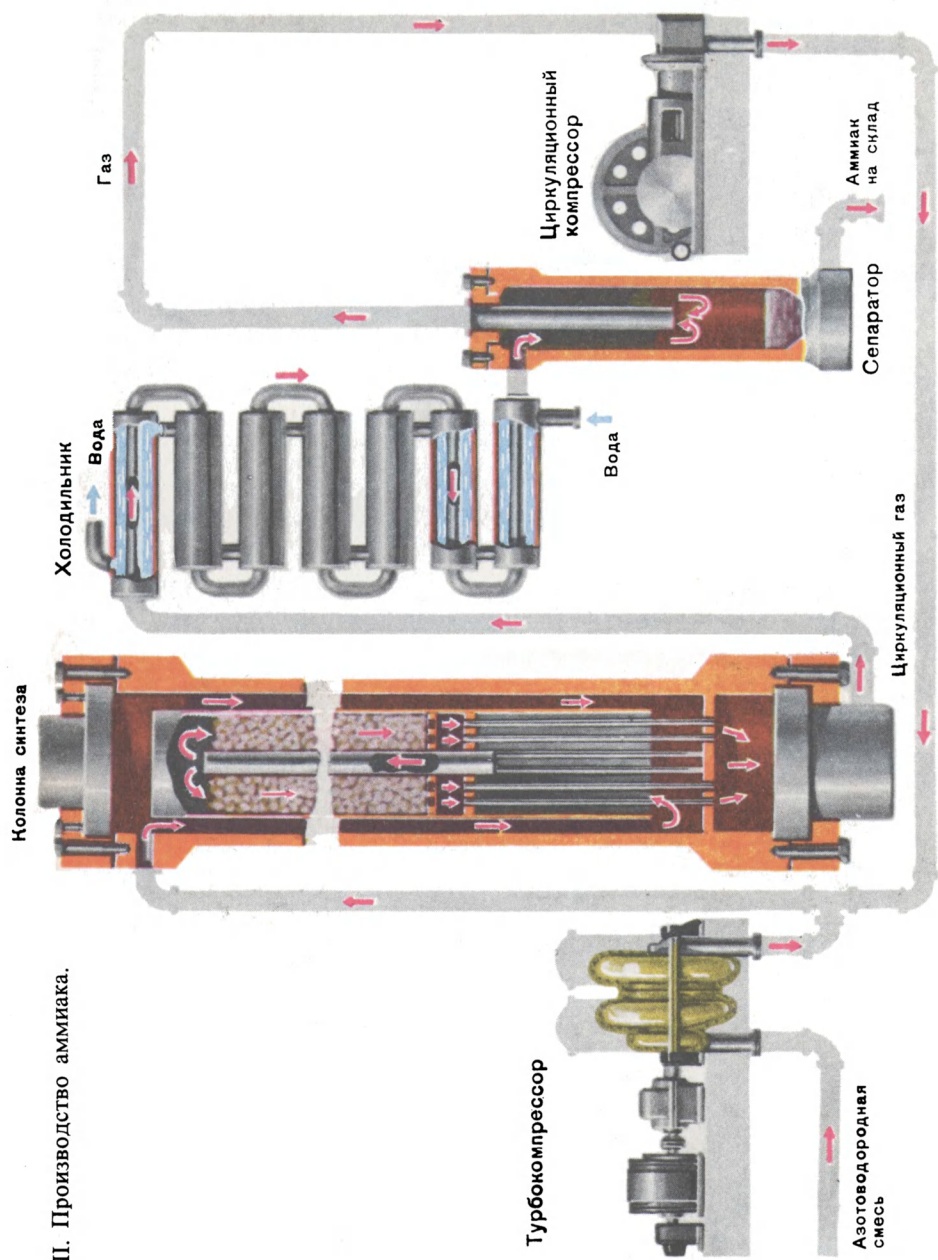
<sup>1</sup> В пирите  $\text{Fe} \begin{array}{c} \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{S} \end{array}$  степень окисления железа + 2, а серы —1. Чтобы облегчить расстановку коэффициентов, можно воспользоваться приемом, указанным на странице 47

<sup>1</sup> Более точное объяснение строения молекул  $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$  дается в учебниках химии для высшей школы.



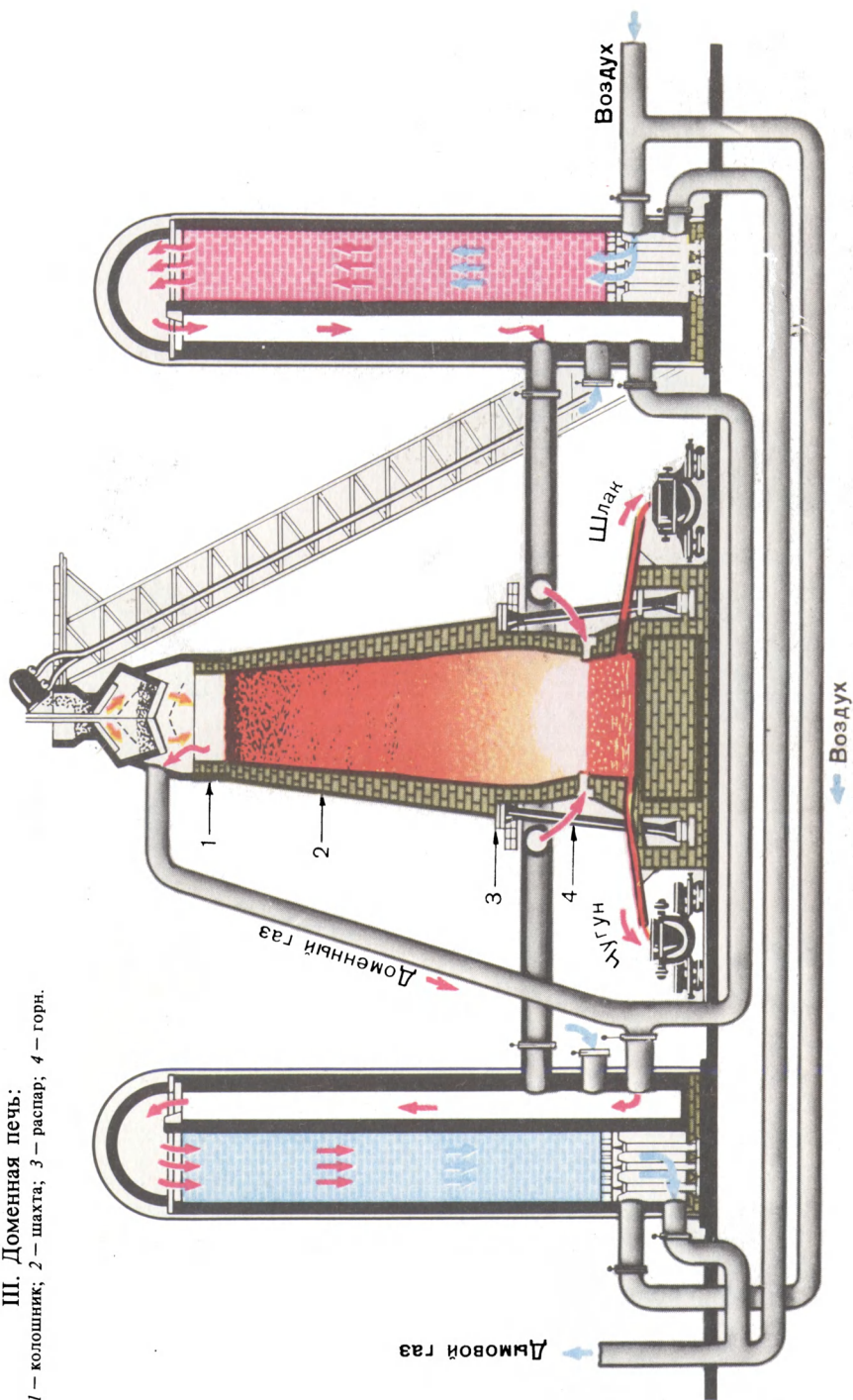
I. Производство серной кислоты.

## II. Производство аммиака.



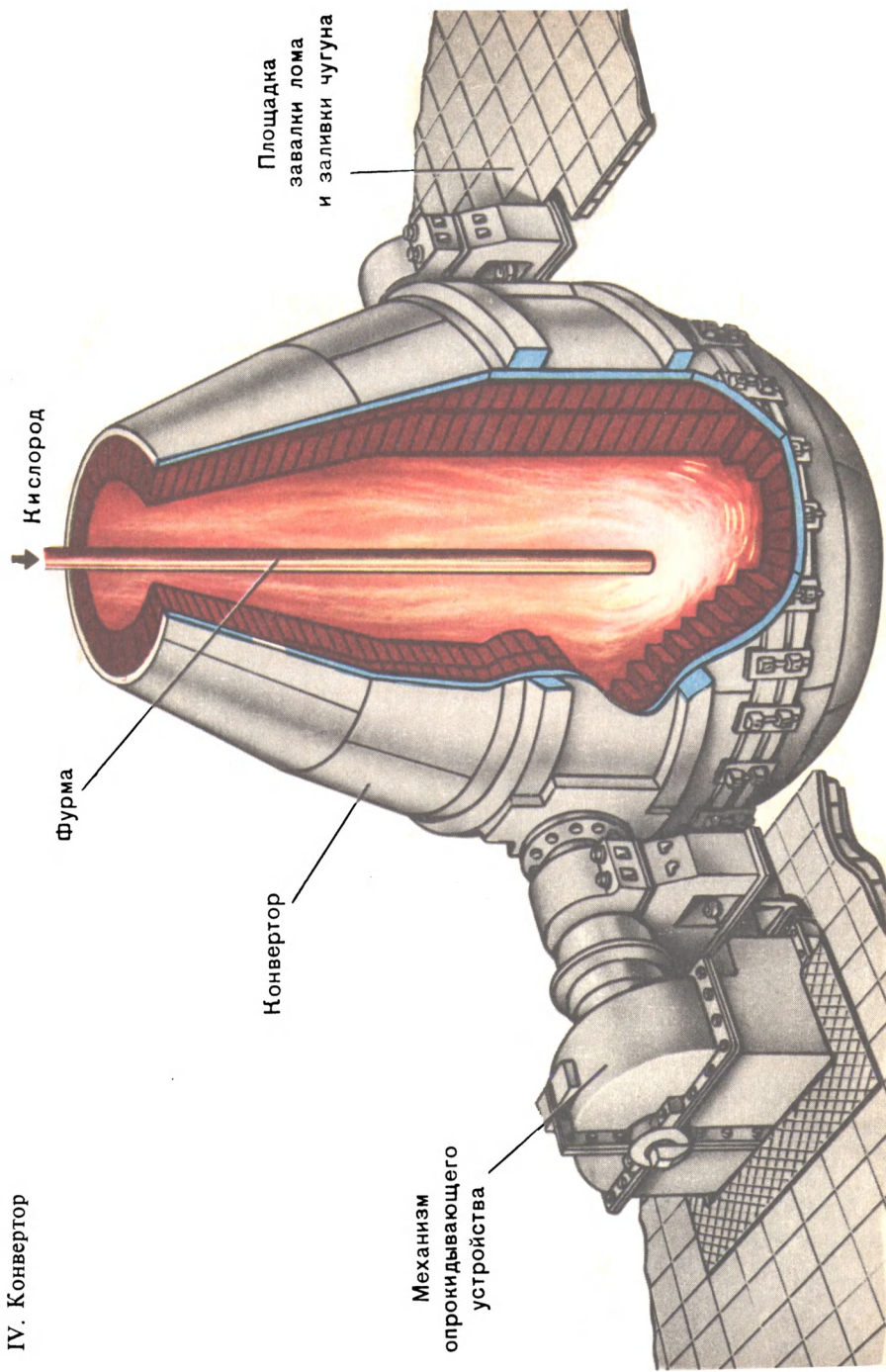
### III. Доменная печь:

1 — колошник; 2 — шахта; 3 — распар; 4 — горн.





#### IV. Конвертор



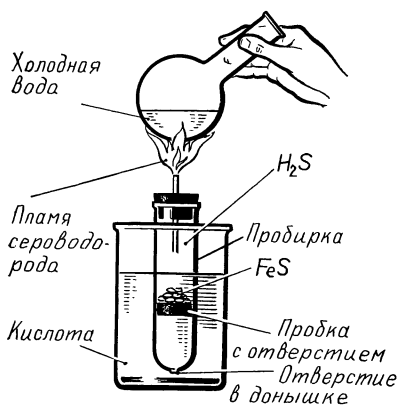


Рис. 77. Неполное сгорание сероводорода.

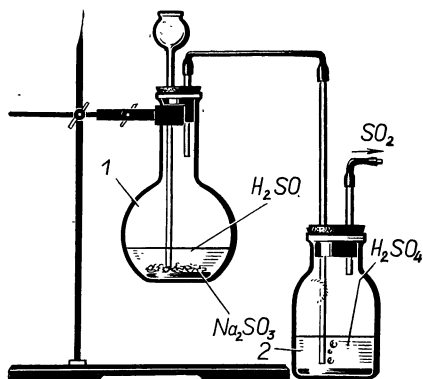


Рис. 78. Получение оксида серы (IV) в лаборатории.

**Химические свойства.** Оксид серы (IV) обладает свойствами, общими для всех кислотных оксидов, и некоторыми характерными свойствами (табл. 30).

Таблица 30

Химические свойства оксида серы (IV)	
общие с другими кислотными оксидами	характерные
<p>1. Реагирует с водой с образованием сернистой кислоты:</p> $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$ <p>2. Взаимодействует с щелочами:</p> $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Если оксид серы (IV) взят в избытке, то образуется гидросульфит:</p> $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$ <p>3. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{SO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_3$	<p>1. В присутствии катализатора окисляется кислородом:</p> $\overset{+4}{2\text{SO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{\text{катализатор}} \overset{+6-2}{2\text{SO}_3}$ <p>2. Обесцвечивает некоторые органические красители, образуя с ними в присутствии воды бесцветные соединения</p>

**Применение.** Большая часть оксида серы (IV) используется для производства серной кислоты. Так как этот газ убивает микроорганизмы, то его используют для окуривания овощехранилищ и складов. На консервных заводах им обрабатывают плоды и фрукты, чтобы предохранить их от загнивания. Оксид серы (IV) используется для отбеливания соломы, шелка и шерсти, т. е. материалов, которые нельзя отбеливать хлором. Оксид серы (IV)

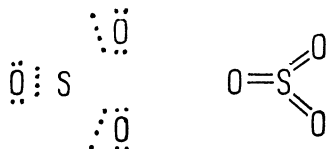
применяется также для получения различных солей сернистой кислоты.

Ответьте на вопросы 10 и 11 (с. 176—177).

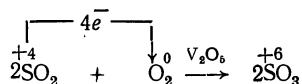
## § 8. ОКСИД СЕРЫ (VI)

Повторите § 3 из IV главы.

Электронная и структурная формулы оксида серы (VI):

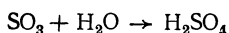


**Получение.** Оксид серы (VI) получают при окислении оксида серы (IV) кислородом воздуха в присутствии катализатора оксида ванадия (V):



**Физические свойства.** Оксид серы (VI) — летучая бесцветная жидкость, которая затвердевает при 16,8°C, а закипает при 44,5°C. На влажном воздухе она образует с парами воды туман, состоящий из мелких капель серной кислоты.

**Химические свойства.** В отличие от оксида серы (IV), который является восстановителем, оксид серы (VI) — сильный окислитель. В остальном его химические свойства подобны другим кислотным оксидам. При реакции оксида серы (VI) с водой получается серная кислота:



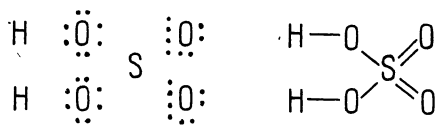
В реакциях с основными оксидами и основаниями образуются либо сульфаты, либо гидросульфаты.

**Применение.** Оксид серы (VI) является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты.

## § 9. СЕРНАЯ КИСЛОТА

Повторите § 2 из IV главы.

Электронная и структурная формулы серной кислоты:



Химические свойства серной кислоты	
общие с другими кислотами	характерные
<p>1. Водный раствор изменяет окраску индикаторов</p> <p>2. Разбавленная серная кислота реагирует с металлами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ <p>3. Реагирует с основными и амфотерными оксидами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>4. Взаимодействует с основаниями:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>Если кислота взята в избытке, то образуется кислая соль:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>5. Реагирует с солями, вытесняя из них другие кислоты:</p> $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$	<p>1. Концентрированная серная кислота—сильный окислитель; при нагревании она реагирует почти со всеми металлами (исключение Au, Pt и некоторые др.). В этих реакциях выделяется <math>\text{SO}_2</math> и <math>\text{H}_2\text{S}</math>:</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> $\text{H}_2\text{SO}_4 + n\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} + Q$ <p>Концентрированная серная кислота способна отщепить от органических веществ водород и кислород в виде воды, обугливая их.</p> <p>3. Характерной реакцией на серную кислоту и ее соли является взаимодействие с растворимыми солями бария:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ <p>Выпадает белый осадок, который не растворяется ни в воде, ни в концентрированной азотной кислоте</p>

**Получение.** Серная кислота образуется при взаимодействии оксида серы (VI) с водой. Ее производство рассмотрено на странице 169.

**Физические свойства.** Серная кислота — бесцветная, тяжелая (плотн. 1,84 г/см<sup>3</sup>), нелетучая жидкость. При растворении ее в воде происходит очень сильное разогревание. Если приливать воду в концентрированную серную кислоту, то часть воды, будучи почти в два раза легче серной кислоты, не успеет смешаться с ней и нагреется до кипения. Пары воды вызовут разбрызгивание кислоты, и она может попасть в глаза, на кожу и причинить ожоги. Поэтому *нельзя вливать воду в концентрированную серную кислоту*. Если концентрированную серную кислоту требуется разбавить, то ее тонкой струей при постоянном перемешивании вливают в воду.

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



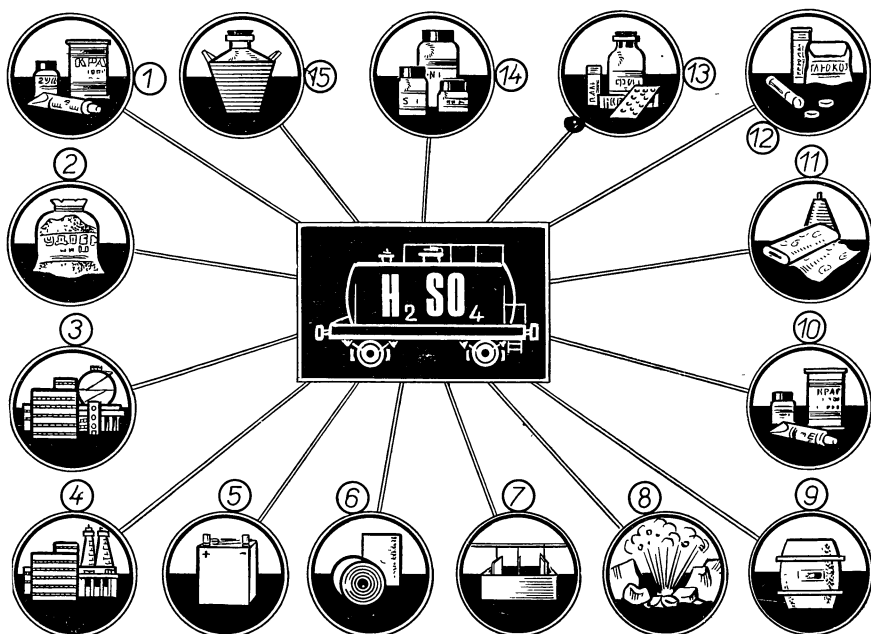


Рис. 79. Применение серной кислоты:

получение красителей (1); минеральных удобрений (2); очистка нефтепродуктов (3); электролитическое получение меди (4); электролит в аккумуляторах (5); изготовление пергаментной бумаги (6); в гальваностегии (7); получение взрывчатых веществ (8); па- токи (9); красителей (10); искусственного шелка (11); глюкозы (12); лекарств (13); солей (14); кислот (15).

**Химические свойства.** Разбавленная серная кислота обладает общими свойствами, характерными для всех кислот, а концентрированная серная кислота имеет несколько характерных свойств (табл. 31).

**Применение серной кислоты.** Благодаря своим свойствам (способность поглощать воду, окислительные свойства, нелетучесть) серная кислота широко применяется в народном хозяйстве. Она относится к основным продуктам химической промышленности. Ее применение показано на рисунке 79.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 12—16 (с. 177). Решите задачи 4 и 5 (с. 178).

## § 10. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ЕЕ ЗАВИСИМОСТЬ ОТ УСЛОВИЙ ПРОТЕКАНИЯ

**Понятие о скорости химических реакций.** Нам уже известно, что некоторые химические реакции, например горение водорода в хлоре, протекают очень быстро. Другие же, например ржавление железа, протекают медленно. Для повышения производительности химических производств необходимо создать условия, спо-

Условия, влияющие на скорость химических реакций

Условия	Примеры	Теоретическое обоснование
<p>1. Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ</p> <p>2. Для веществ в растворенном состоянии и газов скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ</p> <p>3. Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна величине поверхности реагирующих веществ</p>	<p>Металлы (калий, натрий) с одним и тем же веществом — водой — реагируют с различными скоростями</p> <p>Горение веществ в чистом кислороде происходит активнее, чем в воздухе, где концентрация кислорода почти в пять раз меньше</p> <p>Вещества железо и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании</p>	<p>Сущность реакции металлов с водой объясняется тем, что их атомы отдают электроны, т. е. окисляются. Атомы калия обладают большим атомным радиусом, и поэтому электроны отдают гораздо энергичнее, чем атомы натрия</p> <p>Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение молекул реагирующих веществ. Частота же столкновений зависит от числа молекул в единице объема, т. е. от концентрации. Найдена следующая закономерность: <i>скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ</i> (закон действия масс). Математически, для реакции</p> $A + B \rightarrow C$ <p>эта закономерность выражается так:</p> $v = K[A] \cdot [B],$ <p>где <math>[A]</math> и <math>[B]</math> — условное обозначение концентраций этих веществ, а <math>K</math> — коэффициент пропорциональности, или константа скорости. Константа скорости для данной реакции при неизменной температуре величина постоянная.</p> <p>Для реакций типа</p> $nA + mB \rightarrow pD$ <p>концентрацию вещества возводят в степень с показателем, равным коэффициенту:</p> $v = K[A]^n \cdot [B]^m$ <p>При измельчении веществ увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ</p>

Условия	Примеры	Теоретическое обоснование
<p>4. При повышении температуры на каждые <math>10^{\circ}\text{C}</math> скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза</p> <p>5. Скорость химических реакций зависит от присутствия некоторых веществ.</p> <p>Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называются <i>катализаторами</i>. Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называются <i>ингибиторами</i></p>	<p>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)</p> <p>Разложение бертолетовой соли и пероксида водорода ускоряется присутствием оксида марганца (IV), окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) ускоряется оксидом ванадия (V).</p> <p>В присутствии ингибиторов соляная кислота становится инертной по отношению к металлам</p>	<p>При столкновении реагируют только те молекулы, которые обладают достаточной кинетической энергией. При повышении температуры доля таких молекул все возрастает</p> <p>В присутствии катализаторов, как правило, снижается энергия активации молекул, т. е. молекулы становятся реакционноспособными при более низкой температуре. Например, бертолетова соль становится реакционноспособной только при <math>400^{\circ}\text{C}</math>, а в присутствии <math>\text{MnO}_2</math> при <math>200^{\circ}\text{C}</math></p>

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 надо устранить или замедлить.

Что же такое скорость химических реакций и как она определяется и измеряется? Нетрудно понять, что скорость реакции должна определяться количеством прореагировавшего или образующегося вещества в единицу времени. Количество 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:

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

Это означает, что в каждую секунду в одном литре газовой смеси 0,03 моль  $\text{SO}_2$  превращается в  $\text{SO}_3$ .

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

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

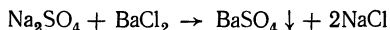
где  $\Delta c = c_1 - c_2$  и  $\Delta t = t_2 - t_1$ .

Следовательно, *скорость химической реакции определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.*

**Зависимость скорости химических реакций от условий их протекания.** Факторы, определяющие скорость химических реакций, разъяснены в таблице 32.

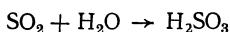
## § 11. ОБРАТИМОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Необратимые и обратимые химические реакции.** При изучении реакций обмена были перечислены условия, при которых они протекают до конца (с. 80). Например, при сливании растворов, содержащих один моль сульфата натрия и один моль хлорида бария, эти вещества полностью прореагируют:

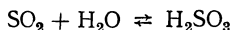


В осадок выпадет один моль сульфата бария, а при выпаривании раствора выделится два моля хлорида натрия. Данная реакция идет до конца, т. е. она *необратимая*.

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, называются *обратимыми*.

**Химическое равновесие.** Поскольку скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ, то скорость прямой реакции ( $v_1$ ) вначале должна быть максимальной, а скорость обратной реакции ( $v_2$ ) должна равняться нулю. Концентрация реагирующих веществ с течением времени уменьшается, а концентрация продуктов реакции увеличивается. Поэтому ско-

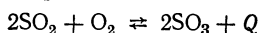
рость прямой реакции ( $v_1$ ) уменьшается, а скорость обратной реакции ( $v_2$ ) увеличивается. В определенный момент времени скорости прямой и обратной реакции становятся равными:  $v_1 = v_2$ .

*Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называется 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.** Получение многих химических продуктов связано с использованием обратимых химических реакций. Поэтому требуется знать, при каких условиях в состоянии равновесия выход желаемого продукта увеличивается. *Если при изменении какого-либо внешнего условия в состоянии химического равновесия выход желаемого продукта увеличивается, то говорят, что равновесие сместилось вправо, если уменьшается — то влево.*

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



Экспериментально было доказано, что эту реакцию выгодно осуществлять при более низкой температуре, но при повышенном давлении. Влияние изменения температуры на процент окисления оксида серы (IV) показано в таблице 33.

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

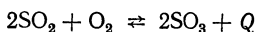
*При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет это внешнее воздействие.*

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции:



Поэтому количество оксида серы (VI) в газовой смеси уменьшается (табл. 33).

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



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

Количество оксида серы (VI) в состоянии равновесия при разных температурах

Температура (°C), при которой происходит реакция	Количество SO <sub>2</sub> в газовой смеси, в %
1000	5
600	73,0
500	93,5
400	99,2

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 99,8%, то 0,6% его превратится в оксид серы (IV) (табл. 33).

*Катализаторы в равной степени ускоряют как прямую, так и обратную реакцию и поэтому не смещают равновесие.* Существенно важная роль катализаторов заключается в том, что они разрушают связи между атомами в молекулах, и образуются промежуточные соединения, молекулы которых более реакционноспособны. Вследствие этого на химических производствах химическую реакцию с оксидом серы (IV) можно осуществлять при более низкой температуре. Снижение же температуры в ряде случаев смещает равновесие в желаемом направлении (табл. 33). Данные этой таблицы 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 17—21 (с. 177). Решите задачи 6 и 7 (с. 178).

## § 12. ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ КОНТАКТНЫМ СПОСОБОМ

На всех химических производствах соблюдается ряд общих принципов. Важнейшие из них перечислены ниже:

1. Распределение производственного процесса по стадиям.
2. Выбор и обогащение сырья.
3. Механизация и автоматизация всех производственных процессов.
4. Непрерывность производства.
5. Комбинирование различных химических производств.
6. Создание оптимальных условий для протекания химических реакций.
7. Применение катализаторов.
8. Использование теплоты химических реакций.

9. Применение теплообмена.
10. Максимальное увеличение поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

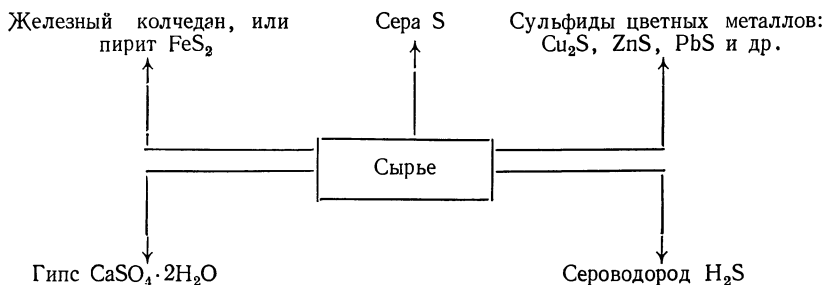
11. Использование противотока.

12. Применение циркуляционных процессов.

При производстве серной кислоты контактным способом соблюдаются почти все вышеупомянутые принципы.

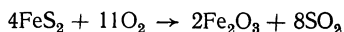
**Выбор сырья.** Серную кислоту можно получить из серы и ее соединений (схема 25).

С х е м а 25



Сернокислотные заводы расположены в различных районах Советского Союза. На каждом заводе используется тот или иной вид сырья, который добывают поблизости. В последние годы в развитии сернокислотного производства все больше намечается тенденция к комплексному использованию природного сырья. Так, например, используется оксид серы (IV), образующийся при обжиге сульфидов цветных металлов, и сероводород, который выделяется при коксовании каменного угля и 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 пирита<sup>1</sup>:



В лаборатории эту реакцию проводят в приборе, изображенном на рисунке 80. Прибор состоит из стеклянной трубки, в которую помещают кусочки пирита, и сосуда с водой. 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.

При научных исследованиях установлены определенные закономерности изменения скорости реакции обжига пирита.

*Зависимость скорости реакции от условий обжига пирита:*

1. При пропускании вместо воздуха чистого кислорода увели-

<sup>1</sup> При составлении уравнения пользуйтесь указаниями, данными на странице 47.

чивается концентрация одного из реагирующих веществ (с. 165), 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 не проходит, поверхность соприкосновения реагирующих веществ уменьшается. Это приводит к снижению скорости реакции.

3. При повышении температуры обжига до  $800^{\circ}\text{C}$  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  $800^{\circ}\text{C}$ . Следовательно, избыточную теплоту надо отводить и использовать для других целей, например для получения водяного пара.

Весьма интересно была решена проблема о степени измельчения пирита. Теория подсказывала, что в целях повышения скорости обжига пирит следует дробить по возможности мельче. Однако слеживание мелких частиц препятствовало 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 скорость потока воздуха так, чтобы частицы пирита разрыхлялись и оставались в подвижном состоянии (цветной рис. 1). Такой слой мелких частиц называли *кипящим*, ибо он напоминает кипящую жидкость, через которую прорываются пары. Частицы пирита могут быть очень мелкими, так как в таких печах они не слеживаются и хорошо смешиваются с воздухом. Поэтому процесс обжига 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 механизирована: в печь непрерывно ленточным транспортером подается измельченный пирит, а насосами вдувается воздух. Образующийся оксид серы (IV) автоматически отводится для дальнейшей переработки. Нужный технологический режим (температура, скорость подачи воздуха и измельченного пирита) регулируется автоматически.

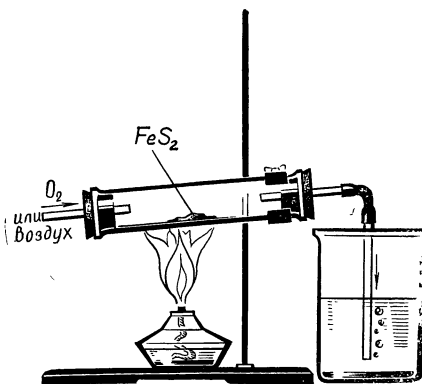


Рис. 80. Получение оксида серы (IV) путем обжига пирита.

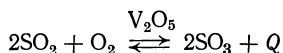


**Очистка оксида серы (IV).** Необходима тщательная очистка оксида серы (IV), чтобы примеси не отравляли катализатор. Чтобы удалить из газовой смеси пыль, ее пропускают через аппарат, называемый циклоном (цветной рис. I). Он состоит из двух цилиндров, вставленных один в другой. Смесь газов поступает в наружный цилиндр и движется по спирали сверху вниз. Под действием центробежной силы частицы пыли отбрасываются к стенке наружного цилиндра, падают вниз и удаляются.

Наиболее мелкие пылинки остаются в газе. Для их удаления смесь направляют в электрофильтры (цветной рис. I). Эти аппараты состоят из металлических сеток, между которыми протянута тонкая проволока. К ней подводят постоянный электрический ток очень высокого напряжения (60 000 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 сеткам, где теряют свой заряд и падают в специальный бункер.

От водяных паров газовую смесь очищают в сушильной башне (цветной рис. I). В эту башню газовая смесь поступает снизу, а сверху противотоком течет 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 (цветной рис. I), где под влиянием катализатора происходит окисление:



Так как в процессе очистки газовая смесь охлаждается, ее для начала реакции нужно предварительно нагреть. Нельзя ли использовать для этого теплоту, которая выделяется в результате реакции окисления оксида серы (IV)? Эта проблема была решена. 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 достигается две цели: исходные вещества нагреваются, а продукты реакции охлаждаются до нужных температур.

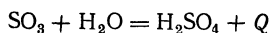
Контактный аппарат состоит из нескольких полок, на которых помещен слоями катализатор  $\text{V}_2\text{O}_5$  (цветной рис. I). Благодаря ему окисление оксида серы (IV) происходит при более низкой температуре, и равновесие смещается вправо.

**Получение серной кислоты гидратацией оксида серы (VI).**

Охлажденный в теплообменнике оксид серы (VI) направляют в поглотительную башню (цветной рис. I). Казалось бы, что ок-

сид серы (VI) следует поглощать водой. Однако вместо воды применяют 98-процентную серную кислоту.

Почему же для поглощения оксида серы (VI) нельзя использовать воду? Оказывается, что оксид серы (VI) до соприкосновения с водой реагирует с ее парами, и образуются мелкие капельки серной кислоты — сернокислотный туман, который водой не поглощается. Над 98-процентной серной кислотой водяной пар практически отсутствует. Оксид серы (VI) поглощается концентрированной серной кислотой и реагирует с содержащейся в ней водой:



Сначала получается 100-процентная серная кислота. В ней растворяется избыток оксида серы (VI) и образуется так называемый *олеум*.

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

### § 13. КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ КИСЛОРОДА

Кроме кислорода и серы, в главной подгруппе VI группы имеются еще два сходных с ними элемента — селен Se и теллур Te. Их сходство и отличие показано в таблице 34. В подгруппе кислорода, как и в подгруппе галогенов, с возрастанием атомных масс и увеличением атомных радиусов: а) закономерно уменьшаются неметаллические и нарастают металлические свойства. Кислород — типичный неметалл, а теллур обладает металлическим блеском; б) прочность водородных соединений падает; в) сила кислородных кислот уменьшается.

Ответьте на вопросы, выполните упражнения 22—27 (с. 177—178).

#### Лабораторные опыты

**Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы.** В 2 пробирки положите по 3 кусочка цинка. В первую налейте 4 мл разбавленной (1 : 5) серной кислоты, во вторую 4 мл концентрированной серной кислоты.

Разбавленная серная кислота в первой пробирке энергично реагирует с цинком. В результате реакции выделяется водород. Подожгите его.

Концентрированная серная кислота при обыкновенной температуре с цинком не реагирует. При нагревании начинается бурная реакция. Прекратите нагревание и осторожно понюхайте газ — чувствуется запах сероводорода.

**Задания.** 1. На основании опытов сделайте вывод, как относится разбавленная и концентрированная серная кислота к металлам. Почему концентрированную серную кислоту можно перевозить в железных цистернах? 2. Напишите уравнение взаимодействия концентрированной серной кислоты с цинком, если известно, что в этой реакции образуются сульфат цинка, сероводород и вода. 3. Что является окислителем при взаимодействии: а) разбавленной серной кислоты с цинком; б) концентрированной серной кислоты с

## Сходство и отличие простых веществ, образованных элементами подгруппы кислорода, и их соединений

Химические знаки эле- ментов	Физические свойства простых веществ	Соединения с водородом		Соединения с кислородом	
		химичес- кие фор- мулы	свойства	химичес- кие фор- мулы	свойства
O	Бесцветный газ	H <sub>2</sub> O	Бесцветная жидкость. Очень устойчивое соединение. Разлагается на простые вещества только при высокой температуре	—	—
S	Кристаллическое <sup>1</sup> вещество желтого цвета. Электрический ток не проводит	H <sub>2</sub> S	Бесцветный газ с неприятным запахом. Его раствор в воде — слабая кислота. Сравнительно непрочное вещество. При нагревании разлагается на простые вещества	SO <sub>2</sub>  SO <sub>3</sub>	Бесцветный газ. При взаимодействии с водой образуется сернистая кислота H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> средней силы Бесцветная летучая жидкость. При взаимодействии с водой образуется серная кислота H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (сильная кислота)
Se	Кристаллическое вещество серого цвета. Электрический ток проводит, но слабо (полупроводник)	H <sub>2</sub> Se	Бесцветный газ с неприятным запахом. Его раствор в воде — кислота, немного сильнее сероводородной. Менее прочное вещество, чем сероводород	SeO <sub>2</sub>  SeO <sub>3</sub>	Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется селенистая кислота H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> , сходная с сернистой кислотой, но слабее ее Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется селеновая кислота H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> , по силе и свойствам сходная с серной кислотой

<sup>1</sup> Известны и аморфные модификации S, Se, Te.

Химические знаки эле- ментов	Физические свойства простых веществ	Соединения с водородом		Соединения с кислородом	
		химичес- кие фор- мулы	свойства	химичес- кие фор- мулы	свойства
Te	Кристаллическое вещество серебристо-белого цвета с металлическим блеском. Электрический ток проводит лучше, чем селен	$H_2Te$	Бесцветный газ с неприятным запахом. Его раствор в воде — кислота, сильнее $H_2Se$ . Очень непрочное вещество	$TeO_2$          $TeO_3$	Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется теллуристая кислота $H_2TeO_3$ , которая значительно слабее $H_2SeO_3$ . Кристаллическое вещество. Реагирует только с теплой водой. При этом образуется теллуровая кислота $H_2TeO_4 \times \times 2H_2O (H_6TeO_6)$ . Это очень слабая кислота

цинком? 4. Почему при взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью выделяется оксид серы (IV), а в реакции с цинком — сероводород?

**Условия, влияющие на скорость химической реакции.** *Опыт 1.* В 2 пробирки положите по 2 кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2), во вторую столько же разбавленной уксусной кислоты (1:2). Соляная кислота реагирует с цинком бурно, а уксусная — медленно.

*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). Соляная кислота с железным порошком реагирует энергичнее, чем с железными стружками.

*Опыт 3.* В 2 пробирки положите по 2 кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной 1:5 серной кислоты, а во вторую — 2 мл разбавленной 1:10. В первой пробирке реакция протекает энергичнее, чем во второй.

*Опыт 4.* В 2 пробирки положите по 2 кусочка цинка. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты (1:10). Одну пробирку слегка подогрейте, а вторую оставьте для сравнения. При нагревании серная кислота с цинком реагирует более энергично.

**Задание.** На основании проделанных опытов сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций. Вспомните ранее проделанные опыты, которые подтверждают этот вывод, и напишите уравнения соответствующих реакций.

## Практическая работа 5

**Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода».** *Задача 1.* Даны пробирки с растворами: а) сульфата натрия; б) сульфита натрия; в) сульфида натрия; г) хлорида натрия. 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) двумя способами.

**Задача 3.** В пробирке дано немного кристаллогидрата сульфата меди (II). Проведите реакции, подтверждающие его качественный состав.

**Задача 4.** Дано 5 пронумерованных пробирок, в которых находятся следующие соли калия: иодид, сульфат, хлорид, бромид, сульфит, сульфид. Определите при помощи характерных реакций каждое из данных веществ.

**Задача 5.** Проведите опыты по осуществлению следующих превращений:

а) цинк  $\rightarrow$  сульфат цинка  $\rightarrow$  гидроксид цинка;

б) оксид меди (II)  $\rightarrow$  сульфат меди (II)  $\rightarrow$  сульфид меди (II);

в) цинк  $\rightarrow$  хлорид цинка  $\rightarrow$  сульфид цинка.

**Задача 6.** 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 7.** Проведите реакции, подтверждающие качественный состав серной и соляной кислот.

**Задача 8.** Даны растворы сульфата натрия и серной кислоты. При помощи характерных реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ.

### Вопросы и упражнения

1. На основе теории строения атомов, используя данные таблицы 25, поясните, почему кислород является более сильным окислителем, чем сера.

2. Пользуясь данными таблиц 21 и 26, объясните, почему у атомов хлора степени окисления выражаются нечетными числами, а у атомов серы — четными.

3. Почему кислород обладает постоянной валентностью, а сера имеет переменную валентность (см. табл. 25 и 26)?

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

5. Составьте уравнения реакций, при которых из простых веществ образуются сложные вещества, формулы которых следующие:  $\text{Li}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CS}_2$  и  $\text{SF}_6$ . Пользуясь таблицей 26 (с. 154), поясните, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях.

6. В какой из молекул химическая связь более полярная: воды или сероводорода — и почему?

7. Составьте уравнение взаимодействия гидроксида кальция с сероводородной кислотой. При каких условиях получится: а) нормальная соль; б) кислая соль?

8. Сравните физические и химические свойства: а) сероводорода и хлороводорода; б) сероводородной кислоты и соляной кислоты; в) сероводорода и теллуридоводорода; г) сероводородной кислоты и теллуридоводородной кислоты. Приведите соответствующие уравнения реакций.

9. Напишите уравнения реакций сероводородной кислоты с растворами данных солей. Перечертите в тетрадь таблицу и в соответствующей графе проставьте стрелку  $\rightarrow$ , если реакция идет до конца, или две стрелки  $\rightleftharpoons$ , если реакция обратима.

Реак- тив	Реакции с растворами солей								
	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{NaCl}$	$\text{ZnSO}_4$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{AgNO}_3$	$\text{FeCl}_2$	$\text{MnSO}_4$	$\text{HgCl}_2$
$\text{H}_2\text{S}$									

10. Чем отличаются механизмы реакции получения оксида серы (IV): а) при взаимодействии сильных кислот с сульфитами; б) при взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью?

11. Напишите уравнение реакции оксида серы (IV) с гидроксидом каль-

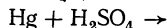
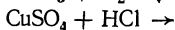
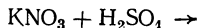
ция. Какие соли и при каких условиях могут образоваться при этой реакции?

12. Составьте таблицу, характеризующую химические свойства оксида серы (VI). В качестве образца используйте таблицу 30.

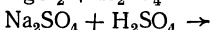
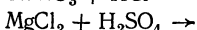
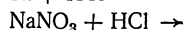
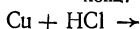
13. Зимой между рамами окон иногда помещают сосуд с концентрированной серной кислотой. С какой целью это делают, почему сосуд нельзя заполнять кислотой доверху?

14. 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.

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



конц.



При составлении уравнений укажите условия реакций.

16. Объясните, почему серная кислота проявляет свойства окислителя, а сернистая — восстановителя. Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.

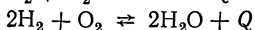
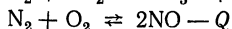
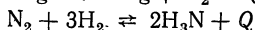
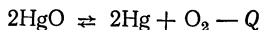
17. Что такое скорость химической реакции и как ее определяют?

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

19. В таблице 32 упомянуты условия, влияющие на скорость химических реакций, и приведены примеры. Назовите для каждого условия один-два дополнительных примера, составьте уравнения соответствующих реакций и дайте им теоретическое обоснование.

20. Поясните, к какому виду относятся перечисленные ниже химические реакции: а) взаимодействие растворов хлорида железа (III) и гидроксида натрия; б) разложение хлората калия при нагревании; в) взаимодействие растворов хлорида меди (II) и сульфата натрия; г) окисление оксида серы (IV); д) разложение карбоната кальция при нагревании; е) взаимодействие алюминия с серой. Составьте уравнения этих реакций.

21. Даны уравнения реакций:



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

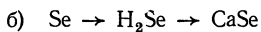
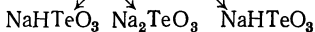
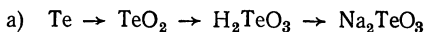
22. Серную кислоту можно получить из следующих исходных продуктов: а) сульфида цинка; б) сероводорода; в) сульфида сурьмы  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ . Составьте соответствующие уравнения реакций.

23. При сооружении печей для обжига пирита руководствовались закономерностью: скорость реакции растет с повышением степени измельчения сырья и увеличением температуры обжига. Поясните, какие при этом возникали затруднения и как их устранили.

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

25. На основе теории строения атомов поясните, почему прочность водородных соединений постепенно уменьшается в ряду:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ .

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



27. Составьте в тетрадах конспект ответа (с. 45) о веществах, формулы которых приведены: S, H<sub>2</sub>S, SO<sub>2</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

### Решите задачи

1. Известно соединение, содержащее 27,928% фосфора и 72,072% серы. Найдите его простейшую формулу. С каким кислородным соединением фосфора оно сходно?

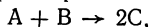
2. При образовании 1 моль оксида серы (IV) из элементов выделяется 332,8 кДж. Сколько выделится теплоты при сгорании 1 г серы?

3. Какой объем воздуха потребуется, чтобы сжечь: а) 3,4 кг сероводорода; б) 6500 м<sup>3</sup> сероводорода?

4. Из 16 т руды, содержащей 60% пирита FeS<sub>2</sub>, получили 14,112 т серной кислоты. Сколько это составляет процентов по сравнению с теоретическим выходом?

5. Сколько тонн 98-процентной серной кислоты можно получить из 2,4 т пирита, если выход составляет 90% по сравнению с теоретическим?

6. Вычислить 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?

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 150 до 200°C, если при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 3 раза?

## Глава IX. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Повторите из I, II и III глав учебный материал, указанный на странице 70. Кроме того, повторите из IV главы § 1 «Основания», § 2 «Кислоты», § 3 «Оксиды», § 4 «Амфотерные гидроксиды и оксиды», § 5 «Соли». Из VI главы повторите § 3 «Порядковый номер элемента — заряд ядра его атома. Расположение электронов по энергетическим уровням», § 4 «Периодическая система Д. И. Менделеева», § 6 «Основные типы химической связи», § 7 «Кристаллические решетки», § 8 «Валентность элементов в свете электронной теории», § 9 «Окисление и восстановление». Из VIII главы повторите § 12 «Обратимость химических реакций. Химическое равновесие».

Мы уже изучили процессы растворения различных веществ в воде и некоторые свойства водных растворов (с. 60). В этой главе рассмотрим, чем отличаются процессы растворения в воде веществ с ионной связью от веществ с ковалентной связью, ознакомимся с основными положениями теории электролитической диссоциации.

### § 1. МЕХАНИЗМ РАСТВОРЕНИЯ В ВОДЕ ВЕЩЕСТВ С РАЗЛИЧНЫМ ХАРАКТЕРОМ СВЯЗЕЙ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Повторите из VI главы § 6 и 7.

С механизмом растворения в воде веществ с различными типами химических связей можно ознакомиться экспериментально, проверив электрическую проводимость растворов этих веществ с помощью прибора, изображенного на рисунке 81.

Если погрузить электроды прибора, например, в сухую поваренную соль, то лампочка не засветится. Тот же результат получится, если электроды находятся в дистиллированной воде. Однако при погружении электродов в водный раствор хлорида натрия лампочка ярко засветится. Подобно хлориду натрия ведут себя и другие растворимые соли, щелочи и кислоты. Соли и щелочи проводят ток также в расплавленном состоянии. Водные растворы, например, сахара, глюкозы, спирта, кислорода, азота ток не проводят. На основании этих свойств все вещества подразделяются на *электролиты* и *неэлектролиты* (схема 26).

Почему именно соли, щелочи, кислоты в водном растворе проводят ток, а другие вещества нет?



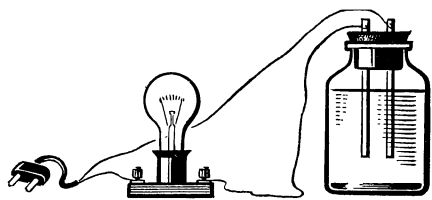
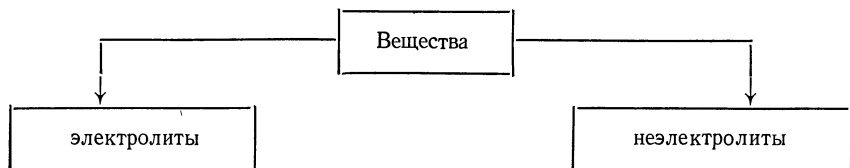


Рис. 81. Прибор для проверки электрической проводимости растворов.

Чтобы ответить на этот вопрос, необходимо вспомнить, что свойства веществ определяются их строением (с. 126). Например, строение кристаллов хлорида натрия (с. 125) отличается от строения молекул кислорода, водорода и подобных им веществ.

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 полярные связи, направленные под углом  $104,5^\circ$ . Вследствие этого молекулы воды полярны. Например, при растворении хлорида натрия молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительным ионам натрия, а положительными полюсами — к отрицательным хлорид-ионам. В результате связь между ионами ослабляется и кристаллическая решетка разрушается (рис. 82). Этому процессу способствует также большая диэлектрическая проницаемость воды, которая при  $20^\circ\text{C}$  равна 81. Из-за этого связь между ионами в воде ослабляется в 81 раз по сравнению с вакуумом.

Схема 26



*Электролитами называются вещества, водные растворы которых проводят электрический ток. К таким веществам относятся соли, щелочи и кислоты*

*Неэлектролитами называются вещества, водные растворы которых электрический ток не проводят. К таким веществам относятся кислород, азот, водород, метан и др.*

При расплавлении электролитов ускоряется колебательное движение частиц, что приводит к ослаблению связи между ними. В результате также происходит распад кристаллических решеток.

Следовательно, при растворении солей, щелочей и кислот в воде и при расплавлении солей и щелочей эти вещества распадаются на ионы<sup>1</sup>.

<sup>1</sup> Слово «ион» в переводе с греческого языка означает «идущий». Такое название дано потому, что ионы находятся в непрерывном хаотическом движении.

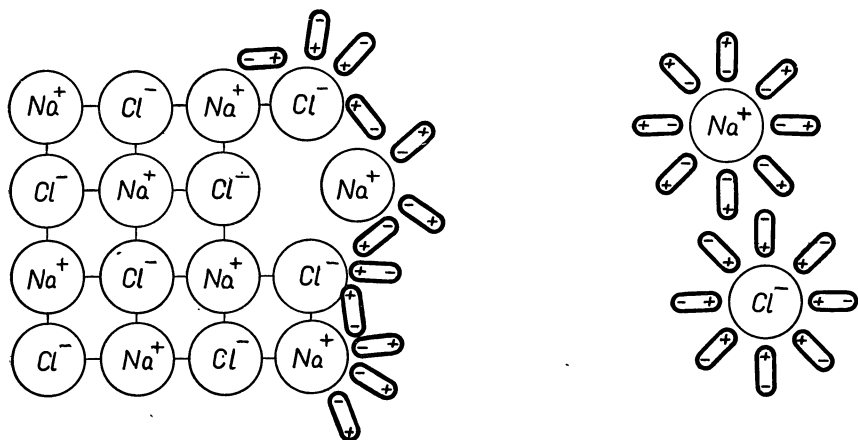


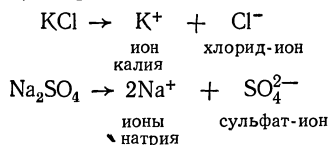
Рис. 82. Механизм растворения хлорида натрия в воде.

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

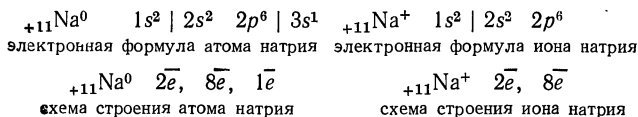
Учение о процессах распада электролитов на ионы называется теорией электролитической диссоциации.

Теория электролитической диссоциации была обоснована в 1887 г. шведским ученым Сванте Аррениусом. Каковы же ее основные положения?

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



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



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

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

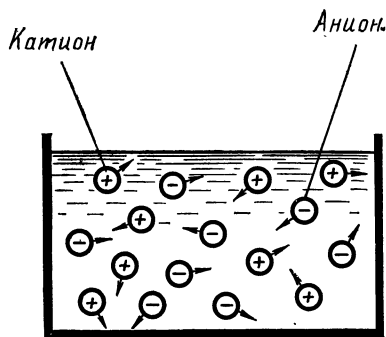


Рис. 83. Хаотическое движение ионов в растворах и расплавах.

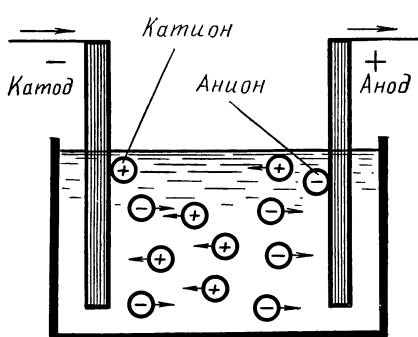


Рис. 84. Движение ионов при пропускании постоянного тока через электролит.

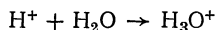
3. В растворе и расплаве электролита ионы движутся хаотически (рис. 83). При пропускании постоянного электрического тока через этот раствор или расплав положительно заряженные ионы (катионы) движутся к катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) — к аноду (рис. 84).

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 198—199).

## § 2. ГИДРАТАЦИЯ ИОНОВ

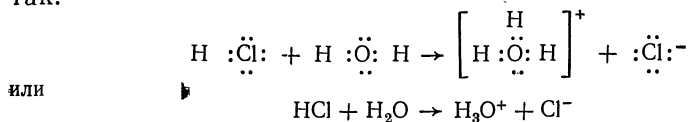
Шведскому ученому С. Аррениусу не удалось полностью раскрыть сложность процесса электролитической диссоциации. Он не учитывал активную роль молекул растворителя и полагал, что в водном растворе находятся свободные ионы. Дальнейшее развитие эта теория получила в трудах русских ученых И. А. Каблукова и В. А. Кистяковского. На основе гидратной теории растворов Д. И. Менделеева (с. 64) И. А. Каблуков предположил, что ионы электролитов реагируют с молекулами воды, т. е. происходит гидратация ионов. Это в дальнейшем полностью подтвердилось. Так, например, было выяснено, что безводный сульфат меди (II)  $\text{CuSO}_4$  бесцветен, бесцветны также безводные ионы  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ . При растворении сульфата меди (II) в воде происходит гидратация ионов. При выпаривании такого раствора образуются кристаллы, в узлах которых находятся гидратированные ионы меди  $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$ , обладающие голубой окраской, и бесцветные гидратированные сульфатные ионы  $\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}^{2-}$ . Это медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

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

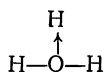


Диссоциацию молекул кислот можно объяснить образованием дополнительной ковалентной связи. Эта связь характеризу-

ется тем, что общую связывающую электронную пару дают не оба атома, а только один из них. Атом, который дает общую связывающую электронную пару, называется *донором*, атом, который ее приобретает, — *акцептором*, а механизм этой реакции — *донорно-акцепторный*. Образование иона гидроксония при диссоциации молекул соляной кислоты схематически изображают так:



Из схемы видно, что в данном случае атом кислорода предоставляет общую электронную пару, т. е. является донором, а ион  $\text{H}^+$  — акцептором. Этот вид ковалентной связи иногда изображают стрелкой:

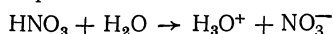


Переход протона от кислоты к молекулам воды объясняется тем, что атом кислорода с отрицательным зарядом  $-2$  сильнее притягивает протон, чем кислотные остатки.

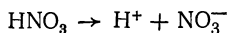
Ответьте на вопросы 4—8 (с. 199).

### § 3. ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И СОЛЕЙ

Число молекул воды, которое присоединяет ион, не всегда бывает известно. Поэтому уравнения процессов электролитической диссоциации изображают упрощенно, например диссоциация азотной кислоты происходит так<sup>1</sup>:



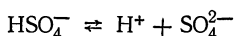
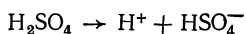
Обычно его изображают упрощенно:



Так же упрощенно изображают процесс диссоциации всех электролитов. Пользуясь же такими упрощенными схемами, всегда 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:



<sup>1</sup> Такое изображение процесса тоже не вполне точное, ибо ионы кислотного остатка также гидратированы, только неизвестно, сколько молекул воды к ним присоединяется.

(ионы  $\text{HSO}_4^-$  диссоциируют не полностью, поэтому ставится знак  $\rightleftharpoons$ ).

*Кислоты — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов отщепляются только положительные ионы водорода.* Они придают кислотам характерные общие свойства.

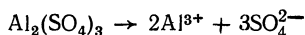
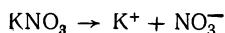
Все растворимые основания в водных растворах диссоциируют на отрицательные гидроксид-ионы и положительные ионы металлов. Основания, в составе которых имеются несколько гидроксогрупп, диссоциируют ступенчато:



*Основания — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.* Они придают основаниям характерные общие свойства.

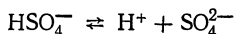
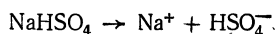
Нормальные, кислые и основные соли диссоциируют неодинаково.

Диссоциация нормальных солей:



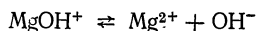
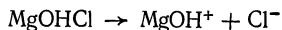
*Нормальные соли — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются положительные ионы металлов и отрицательные ионы кислотных остатков.* Эти соли диссоциируют сразу и полностью.

Диссоциация кислых солей:



*Кислые соли — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются положительные ионы металлов и водорода и отрицательные ионы кислотных остатков.* Они диссоциируют ступенчато.

Диссоциация основных солей:



*Основные соли — это сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются положительные ионы металлов и отрицательные ионы кислотных остатков и гидроксид-ионы.* Они также диссоциируют ступенчато.

Ответьте на вопросы 9—12 (с. 199).

#### **§ 4. СВОЙСТВА ИОНОВ**

Нам уже известно, что ионы в отличие от атомов имеют другое строение и другие свойства (с. 181). Например, ионы натрия и хлорид-ионы необходимы для организма человека и животных; ионы калия усваиваются растениями в качестве питательного элемента. Если же вспомнить свойства простых веществ натрия и калия, их реакции с водой, действие на живые организмы (с. 52 и 277), то сразу видно, что ионы калия и натрия по свойствам резко отличаются от атомов этих элементов.

Ионы отличаются также друг от друга как по физическим, так и по химическим свойствам. Некоторые ионы бесцветны, а другие обладают определенным цветом; для каждого из них характерны определенные химические свойства (табл. 35, стр. 186).

Ответьте на вопросы 13 и 14 (с. 199).

#### **§ 5. СТЕПЕНЬ ДИССОЦИИИ. СЛАБЫЕ И СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ**

До сих пор мы рассматривали электролиты, которые в водных растворах уже при небольшом растворении полностью распадаются на ионы. Возникают вопросы: молекулы всех ли веществ одинаково хорошо распадаются на ионы? Каково соотношение числа 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 по определению электрической проводимости (рис. 81), то лампочка загорается ярко, а в концентрированном растворе уксусной кислоты — слабо. При добавлении воды к раствору уксусной кислоты лампочка начинает светиться все ярче. Разбавление же раствора хлорида натрия на яркости свечения лампочки почти не отражается. Так как электрическая проводимость зависит от числа свободных ионов, то, следовательно, хлорид натрия даже в концентрированных растворах диссоциирует на ионы полностью, молекулы же уксусной кислоты почти не диссоциируют. При разбавлении раствора уксусной кислоты число диссоциированных молекул увеличивается, поэтому лампочка начинает светиться все ярче.

На основании эксперимента можно сделать 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. Соотношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе, можно выразить ко-

## Определение катионов и анионов

Определяе- мый ион	Реактив	Результат реакции
$H^+$ $Ag^+$ $Cu^{2+}$	Индикаторы $Cl^-$ $OH^-$ или $S^{2-}$	Изменение окраски Белый осадок Синий осадок Черный осадок. Окрашивание пла- мени в сине-зеленый цвет
$Fe^{2+}$	$OH^-$	Осадок зелено-серого цвета
$Fe^{3+}$	или $[Fe(CN)_6]^{3-}$	Осадок темно-синего цвета
	$OH^-$	Осадок бурого цвета
	или $[Fe(CN)_6]^{4-}$	Осадок темно-синего цвета
$Zn^{2+}$	$OH^-$	Белый осадок, при избытке $OH^-$ растворяется
	или $S^{2-}$	Белый осадок
$Al^{3+}$	$OH^-$	Осадок серого цвета, при избытке $OH^-$ растворяется
$NH_4^+$	$OH^-$	Запах аммиака
$Ba^{2+}$	$SO_4^{2-}$	Белый осадок. Окрашивание пламе- ни в желто-зеленый цвет
$Ca^{2+}$	$CO_3^{2-}$	Белый осадок. Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
$Na^+$		Цвет пламени желтый (через ко- бальтовое стекло)
$K^+$		Цвет пламени фиолетовый (через кобальтовое стекло)
$Cl^-$	$Ag^+$ или $H_2SO_4$	Белый осадок Выделение бесцветного газа с рез- ким запахом ( $HCl$ )
$Br^-$	$Ag^+$ или $H_2SO_4$	Желтоватый осадок Выделение $SO_2$ и $Br_2$ (бурый цвет)
$I^-$	$Ag^+$ или $H_2SO_4$	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, вызыва- ющего помутнение известковой воды
$CH_3COO^-$	$H_2SO_4$	Появление запаха уксусной кислоты
$NO_3^-$	$H_2SO_4$ (конц.) и $Cu$	Выделение бурого газа
$SO_4^{2-}$	$Ba^{2+}$	Белый осадок
$PO_4^{3-}$	$Ag^+$	Желтый осадок
$OH^-$	Индикаторы	Изменение окраски индикаторов

личественно. Полученное соотношение называется *степенью диссоциации* —  $\alpha$  (альфа).

Если число диссоциированных молекул обозначить буквой  $n$ , а общее число растворенных молекул — буквой  $N$ , то степень диссоциации ( $\alpha$ ) можно вычислить по формуле:  $\alpha = \frac{n}{N}$ .

Степень диссоциации ( $\alpha$ ) — это отношение числа диссоциированных молекул к общему числу растворенных молекул.

Допустим, при растворении в воде одного моля серной кислоты половина всех молекул распалась на ионы. Пользуясь вышеприведенной формулой, вычисляем степень диссоциации:

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

Иногда требуется степень диссоциации выразить в процентах:  
 $0,5 \cdot 100 = 50 (\%)$

Величина  $n$  может принять значения от 0 до  $N$ . Соответственно с этим может изменяться величина  $\alpha$ : 1) в долях — 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 дана в таблице 36.

Таблица 36

Условная классификация электролитов в зависимости от степени диссоциации

Классификация электролитов и их характерные свойства	Примеры
<p><i>Сильные электролиты</i> — это такие сложные вещества, которые уже при небольшом разбавлении полностью распадаются на ионы. Экспериментальное определение электрической проводимости растворов этих электролитов показало, что с разбавлением их растворов число ионов как будто увеличивается, но доказано, что оно остается прежним (увеличивается лишь подвижность ионов). Поэтому сильным электролитам свойственна лишь <i>кажущаяся степень диссоциации</i>.</p> <p><i>Слабые электролиты</i> — это соединения, которые незначительно диссоциируют на ионы. Например, вода — слабый электролит, молекулы которой диссоциируют в незначительной степени:</p> $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	<p>Почти все соли;  из кислот — соляная, азотная, хлорная, серная и некоторые др.; из оснований — все гидроксиды щелочных металлов, гидроксиды бария и кальция</p> <p>Вода, уксусная, угольная, сероводородная, борная кислоты</p>



Ответьте на вопросы 15 и 16 (с. 199).

## § 6. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА И УСЛОВИЯ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

Повторите из главы IV § 2.

Уравнения реакций обмена мы до сих пор изображали только в молекулярном виде. Однако в водных растворах все электролиты в той или иной степени ионизированы, и поэтому реакции происходят между ионами.

С условиями протекания таких реакций можно ознакомиться опытным путем:

1. К раствору хлорида натрия приливают раствор нитрата се-

Таблица 37

Молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения.  
Условия протекания ионных реакций

Реагирующие вещества	Уравнения реакций		
	в молекулярном виде	полные ионные	сокращенные ионные <sup>1</sup>
<i>1. В результате реакции образуется осадок</i>			
Хлорид натрия и нитрат свинца	$2\text{NaCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$	$2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^-$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow$
<i>2. В результате реакции образуется газ</i>			
Карбонат натрия и соляная кислота	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{CO}_2 \uparrow} \text{H}_2\text{O}$	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
<i>3. В результате реакции образуется малодиссоциирующее вещество:</i>			
Гидроксид калия и азотная кислота	$\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + Q$	$\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + Q$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + Q$
<i>4. Признаков реакции не наблюдается:</i>			
Хлорид магния и сульфат натрия	$\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{MgSO}_4 + 2\text{NaCl}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$	—
<sup>1</sup> Сокращаются знаки ионов, которые до и после реакции остаются без изменения.			

ребра или нитрата свинца; в результате реакции выпадает осадок.

2. Раствор соляной кислоты приливают к раствору карбоната натрия; выделяется газ.

3. К раствору азотной кислоты приливают раствор гидроксида калия; выделяется теплота.

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?

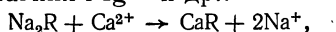
Чтобы получить ответ на этот вопрос, изобразим уравнения этих реакций не только в молекулярном виде, но и в виде ионных и сокращенных ионных уравнений, как это показано в таблице 37.

Данные таблицы 37 показывают, что ионные реакции обмена протекают до конца в случаях: 1) если образуется осадок; 2) если выделяется газ; 3) если образуется малодиссоциирующее вещество, как например вода. Если в растворе нет таких ионов, которые могут связываться между собой, реакция ионного обмена является обратимой.

Выполните упражнения 17 и 18 (с. 199).

## § 7. ИОНИТЫ

Знакомясь с реакциями ионного обмена, мы убедились, что условием их протекания до конца является удаление ионов из раствора. Отдельные ионы могут связываться не только с другими ионами, но и с некоторыми сложными веществами. Так, например, известны сложные вещества, которые связывают катионы кальция  $\text{Ca}^{2+}$  и магния  $\text{Mg}^{2+}$  и др.:



где R — остаток сложного вещества.

Имеются и такие сложные вещества, которые способны связывать анионы, например:



Сложные вещества, в состав которых входят подвижные ионы, способные обмениваться на другие ионы внешней среды, называются *ионитами* или *ионнообменными смолами*.

Иониты, в состав которых входят подвижные катионы (в том числе и ионы водорода  $\text{H}^+$ ), способные обмениваться на другие положительные ионы, называются *катионитами*.

Иониты, в состав которых входят подвижные анионы, способные обмениваться на другие отрицательные ионы, называются *анионитами*.

Иониты широко используют на практике. В некоторых случаях они нужны для удаления некоторых ионов из данной среды.

Так, например, воде придают жесткость ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Если жесткую воду пропустить через слой катионита, то нежелательные ионы будут связаны и вода станет мягкой. Поэтому иониты все чаще применяют для смягчения воды и очистки сточных вод. Иониты используются также для извлечения ионов золота, серебра и других ценных металлов из отходов цветной металлургии.

Большую роль играют иониты в некоторых процессах, происходящих в природе. Так, например, некоторые катиониты почвы поглощают ионы  $\text{K}^+$  из растворимых его солей; образуется нерастворимый комплекс. Это предохраняет вымывание калия из почвы. По мере роста растений в почве накапливаются ионы  $\text{H}^+$ , которые способны вытеснить из нерастворимого комплекса ионы  $\text{K}^+$ . Свободные ионы  $\text{K}^+$  усваиваются растениями.

Ответьте на вопрос 19 (с. 199).

## § 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Для понимания сущности гидролиза солей опытным путем определяют их отношение к воде в присутствии индикаторов. Результаты опытов показаны в таблице 38. Так как изменение цвета — это признак химической реакции (с. 10), то можно сделать вывод, что некоторые соли с водой не реагируют, например хлорид натрия, а некоторые реагируют, например хлорид алюминия и карбонат натрия. Чем это объяснить?

Таблица 38

Отношение солей к воде

Растворы солей	Индикаторы		
	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 основным условием протекания реакций обмена до конца — наличие таких ионов, которые могут связываться (с. 189). Кроме того, нам известно, что молекула воды хотя и незначительно, но все же диссоциирует на ионы (с. 187). Если это учесть, то взаимодействие солей с водой можно проследить по данным таблицы 39. Данные эксперимента, отраженные в таблице 39, дают ответ на поставленный выше вопрос: с водой не

## Взаимодействие солей с водой

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

реагируют соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, так как ионы таких солей не могут связываться с ионами воды, т. е. ионами H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup>. 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 воды.

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

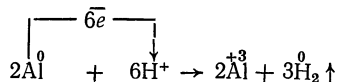
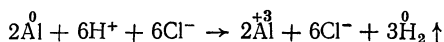
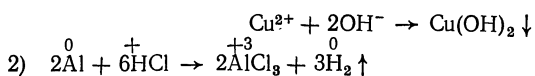
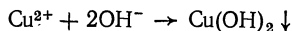
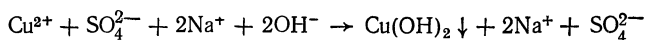
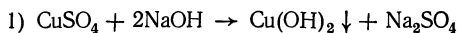
Выполните упражнение 20 (с. 199).

## § 9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Повторите из главы III § 1 и из главы VI § 9.

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

Составим уравнения реакций сульфата меди (II) с гидроксидом натрия и алюминия с соляной кислотой в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Над химическими знаками поставим их степени окисления (с. 130) и стрелками покажем переход электронов<sup>1</sup>:

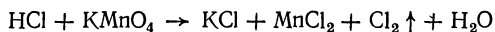


По уравнениям видно, что степень окисления изменяется только во второй реакции.

Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления элементов, называются *окислительно-восстановительными*. Следовательно, реакции замещения в отличие от реакций обмена являются окислительно-восстановительными.

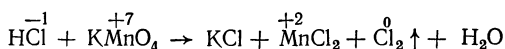
**Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.** При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций следует учесть, что число электронов, отданных восстановителями, должно быть равно числу электронов, присоединенных окислителями. В качестве примера рассмотрим взаимодействие соляной кислоты с перманганатом калия:

1. Пишут формулы реагирующих веществ, ставят стрелку, а за ней пишут формулы веществ, которые образуются при данной реакции:

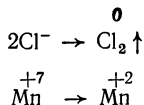


<sup>1</sup> Отмечая степени окисления, знаки «+» или «—» ставят перед цифрой (слева), а заряды ионов — после цифры (справа).

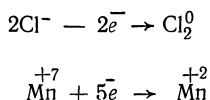
2. Проставляют степень окисления над знаками элементов, у которых она меняется:



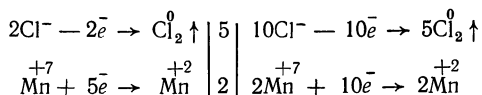
3. Знаки элементов, атомы которых меняют степень окисления, пишут отдельно:



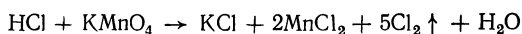
4. Находят, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы:



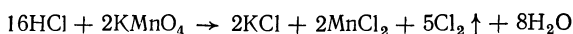
5. Находят наименьшее кратное числа, на которое помножат число отданных и присоединенных электронов (их число должно быть одинаково):



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 левой части уравнения числу атомов в правой части уравнения.

Такая подробная запись потребуется в начальном периоде для приобретения необходимых навыков.

Выполните упражнения 21—23 (с. 199—200).

## § 10. ЭЛЕКТРОЛИЗ

**Сущность электролиза.** С процессом электролиза можно ознакомиться при помощи прибора, изображенного на рисунке 85. 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?

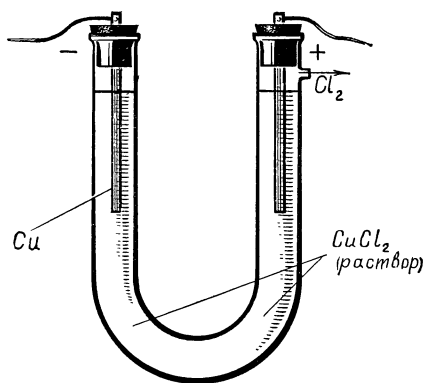
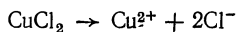


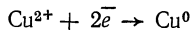
Рис. 85. Электролиз раствора хлорида меди (II).

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

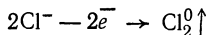


При пропускании постоянного тока катионы (в данном случае ионы  $\text{Cu}^{2+}$ ) движутся к катоду, а анионы (в данном случае ионы  $\text{Cl}^-$ ) — к аноду. Катод — отрицательный электрод с избытком электронов. Действие постоянного тока на ионы  $\text{Cu}^{2+}$  аналогично действию водорода на оксид меди (II), где атомы водорода отдают

электроны атомам меди со степенью окисления +2. Оба эти процесса можно показать так:



У анода недостаток электронов, поэтому анод обладает свойством как бы втягивать в себя электроны и действует на ионы подобно элементу марганцу в степени окисления +7 в реакции перманганата калия с соляной кислотой (с. 193). Как при взаимодействии соляной кислоты с перманганатом калия, так и при электролизе происходит отдача электронов ионами:

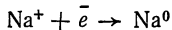


Следовательно, электролиз — окислительно-восстановительный процесс, при котором катод является восстановителем, а анод — окислителем.

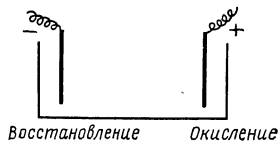
*Электролиз — это окислительно-восстановительные реакции, протекающие на электродах, если через раствор или расплав электролита пропускают постоянный ток.*

**Электролиз расплавов.** При плавлении солей и щелочей, как и при растворении, эти вещества распадаются на ионы. Если через расплавы этих электролитов пропустить постоянный ток, то происходит электролиз. Рассмотрим схему электролиза расплавленного хлорида натрия<sup>1</sup>:

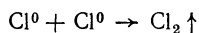
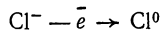
На катоде



Восстанавливаются ионы натрия в нейтральные атомы, т. е. получается металлический натрий



На аноде

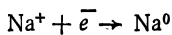


Окисляются хлорид-ионы в нейтральные атомы, а из последних образуются молекулы хлора

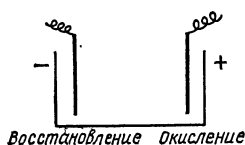
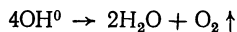
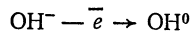
<sup>1</sup> На производстве к хлориду натрия для понижения температуры плавления добавляют соли  $\text{NaF}$  и  $\text{KCl}$ .

## Схема электролиза расплавленного гидроксида натрия:

На катоде



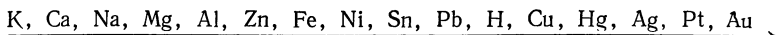
На аноде



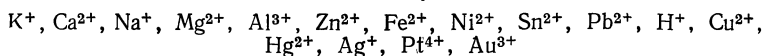
Окисляются гидроксид-ионы в нейтральные группы. Эти группы неустойчивы; они разлагаются с образованием воды и кислорода

**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 (с. 187). Ионы движутся к соответствующим электродам. В результате у катода накапливаются катионы электролита и ионы  $\text{H}^+$ , а у анода — анионы электролита и ионы  $\text{OH}^-$ .

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  $\text{H}^+$ , анионы электролита или гидроксид-ионы. Активность катионов можно определить по электрохимическому ряду напряжения (с. 268), учитывая, что если атомы калия в этом ряду самые активные, то его ионы наименее активны:



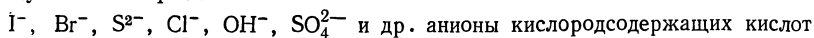
Химическая активность уменьшается



Химическая активность увеличивается

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

Анионы по их способности окисляться располагают в следующем порядке:



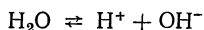
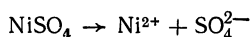
Химическая активность уменьшается



Пользуясь этим рядом, нужно помнить, что анионы бескислородных кислот более активны, чем гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

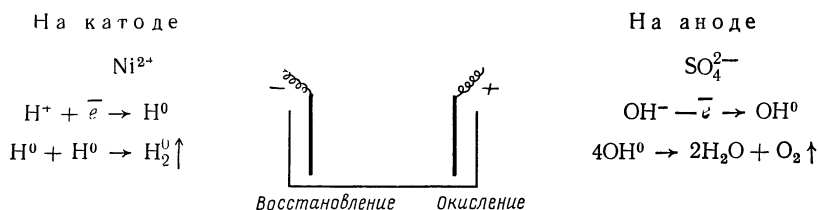
С учетом указанных выше закономерностей можно предвидеть, как будет протекать электролиз водного раствора любого электролита. Так, например, можно предсказать, как будет протекать электролиз водного раствора сульфата никеля с нерастворимым анодом в кислой или нейтральной среде.

В водном растворе сульфата никеля находятся следующие ионы:



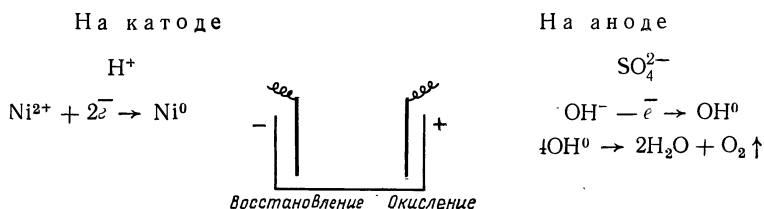
В кислой среде концентрация ионов  $\text{H}^+$  большая. Они, как более активные, восстанавливаются, а ионы  $\text{Ni}^{2+}$  остаются в растворе. У анода окисляются более активные гидроксид-ионы.

Схема процесса:



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

Схема процесса:



**Применение электролиза.** Электролиз широко применяется при получении наиболее активных металлов (K, Na, Ca, Mg, Al), некоторых активных неметаллов ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ), а также сложных веществ ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{KClO}_3$ ). Электролизом пользуются для покрытия металлических предметов никелем, хромом, цинком, оловом, золотом и т. д.

В производственных условиях иногда требуется быстро предсказать, какие продукты образуются в конкретном случае электролиза. Для этих целей можно использовать таблицу 40.

## Основные случаи электролиза водных растворов электролитов

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

Выполните упражнение 24 и ответьте на вопрос 25 (с. 200). Решите задачи 1—3 (с. 200).

## Лабораторные опыты

**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 раствор сульфата алюминия. В первую пробирку добавьте немного раствора гидроксида натрия, во вторую раствор фосфата натрия, а в третью раствор нитрата бария. Во всех пробирках образуются осадки.

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

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

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

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

**Испытание растворов солей индикатором.** В три пробирки налейте по 2 мл растворов нитрата цинка, сульфида калия или натрия и хлорида кальция. При помощи чистой стеклянной палочки перенесите по капле каждого раствора на синюю и красную лакмусовые бумажки.

От действия раствора нитрата цинка синяя лакмусовая бумажка краснеет, от раствора сульфида калия или натрия красная лакмусовая бумажка синеет, а от действия раствора хлорида кальция лакмусовые бумажки цвет не изменяют.

**Задание.** Начертите в тетрадях таблицу (см. с. 191) и заполните ее. На основе проделанных опытов объясните, в каких случаях и почему реакции идут до конца.

## Практическая работа 1

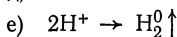
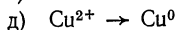
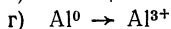
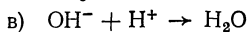
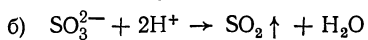
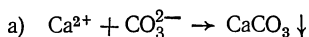
**Решение экспериментальных задач.** 1. Налейте в пробирку 1—2 мл концентрированной серной кислоты и опустите в нее кусочек цинка. Обратите внимание на скорость реакции. Перелейте содержимое в другую пробирку с 5—10 мл воды. Изменилась ли скорость реакции? Составьте уравнение происходящей реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, покажите переход электронов и объясните: а) что в этой реакции является окислителем; б) как и почему изменяется скорость реакции при разбавлении.

2. Подействуйте на кусочки цинка: а) разбавленной серной кислотой; б) концентрированной серной кислотой— и немного нагрейте. Осторожно полностью выделяющийся из второй пробирки газ. Составьте уравнения происходящих реакций и поясните, что является окислителем в первом и во втором случаях.

3. На раствор хлорида магния последовательно подействуйте растворами: а) гидроксидом натрия; б) сульфатом калия; в) карбонатом натрия; г) нитратом цинка; д) фосфатом калия; е) сульфидом натрия. Составьте уравнения реакций, идущих до конца, в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

4. Даны растворы: а) карбоната калия и соляной кислоты; б) сульфида натрия и серной кислоты; в) хлорида цинка и азотной кислоты; г) сульфита натрия и серной кислоты; д) сульфата меди (II) и соляной 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.

5. Осуществите практически реакции, схемы которых даны:



6. Прodelайте реакции между следующими веществами: а) сероводородной водой 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?

7. Пользуясь растворами, находящимися на столе, получите: а) гидроксид железа (III); б) сульфид меди (II); в) оксид серы (IV); г) карбонат магния; д) свинец. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

### Вопросы и упражнения

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

2. Перечислите основные причины, вызывающие распадение молекул некоторых веществ на ионы.

3. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации и поясните их.

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

5. Сульфат меди (II) — бесцветное кристаллическое вещество. При растворении этого вещества в воде раствор приобретает голубую окраску. Чем это можно объяснить?

6. Какое дополнение внес русский ученый И. А. Каблуков в теорию электролитической диссоциации? На работы какого другого русского ученого он опирался?

7. Охарактеризуйте отличие ионов от атомов на примерах кальция и фтора.

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

9. Дайте схему процессов диссоциации серной кислоты и гидроксида калия согласно теории Аррениуса и современным представлениям.

10. Приведите определения кислот и оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации.

11. Гидроксид алюминия — слабое основание, малорастворимое в воде. Поясните соответствующими уравнениями, как происходит его диссоциация.

12. Составьте уравнения, поясняющие процесс диссоциации нормальных, кислых и основных солей.

13. Даны растворы: а) перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ ; б) сульфата калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; в) хромата натрия  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ; г) сульфата меди (II)  $\text{CuSO}_4$ ; д) хлорида никеля  $\text{NiCl}_2$ . Как можно различить эти растворы и чем эти признаки обусловлены?

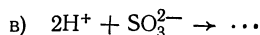
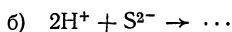
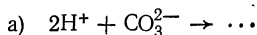
14. Даны растворы, содержащие ионы  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{I}^-$ . Как определить эти растворы? Напишите уравнения соответствующих реакций.

15. На основе понятия «степень диссоциации» разъясните смысл слов «сильная кислота», «слабая кислота».

16. Поясните, чем отличается понятие «степень диссоциации» применительно к слабым и сильным электролитам.

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

18. Даны схемы:

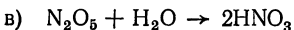
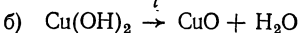
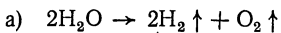


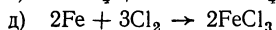
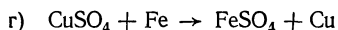
Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном виде.

19. Что такое иониты и какие их свойства находят широкое применение на практике? Приведите примеры.

20. Какие виды солей подвергаются гидролизу и почему? Объясните это на примерах нитрата цинка, сульфата калия и сульфида натрия.

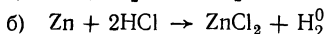
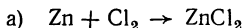
21. Даны уравнения реакций:





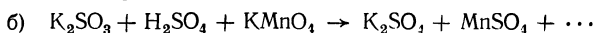
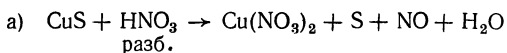
Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными и почему? Составьте схемы уравнений реакций и укажите окислитель и восстановитель.

22. Даны уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



Укажите окислитель в первом и во втором уравнениях реакций.

23. Даны схемы уравнений окислительно-восстановительных реакций:



Составьте уравнения этих реакций, пользуясь рекомендацией, изложенной на странице 192.

24. Поясните, как будет протекать электролиз растворов веществ, формулы которых даны: а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{KNO}_3$ ; г)  $\text{NaOH}$ .

25. Бром можно получить: а) действуя на раствор бромида калия хлорной водой; б) подвергая раствор бромида калия электролизу. Поясните, что общего в сущности этих процессов и чем они отличаются.

#### Решите задачи

1. При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 8 г. Какой газ и сколько его по массе и объему выделилось (у. н.)?

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

3. При электролизе раствора хлорида калия образовалось 112 кг гидроксида калия. Какие газы и сколько по объему выделилось (у. н.)?

## Глава X. АЗОТ И ФОСФОР

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ АЗОТА И ФОСФОРА В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ, СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ

Повторите из главы VI § 3.

В VIII классе мы изучили важнейшие элементы главных подгрупп VII и VI групп периодической системы. Теперь перейдем к элементам 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 ознакомимся более подробно. Схемы строения их атомов даны в таблице 41.

На последнем энергетическом уровне атомов азота, фосфора и других элементов этой подгруппы находятся по пяти электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для инертных элементов, не хватает трех электронов. Атомы этих элементов могут присоединить недостающие три электрона. Устойчивое состояние образуется и при отдаче пяти электронов. Поэтому все

Схемы строения атомов азота и фосфора

Химический знак	Электронная формула	Размещение электронов по орбиталям	Размещение элек- тронов по энерге- тическим уровням
N	$1s^2 2s^22p^3$	$1s^2$ $2s^2$ $2p^3$ $+7N$ $\begin{array}{ c c c } \hline \downarrow\uparrow & \downarrow\uparrow & \downarrow\uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$	$+7$ N $2\bar{e}$ , $5\bar{e}$
P	$1s^2 2s^22p^6 3s^23p^3$	$3s^2$ $3p^3$ $3d^0$ $+15P...$ $\begin{array}{ c c c c c } \hline \downarrow\uparrow & \downarrow & \downarrow & \downarrow & \\ \hline \end{array}$	$+15$ P $2\bar{e}$ , $8\bar{e}$ , $5\bar{e}$

элементы подгруппы азота проявляют высшую положительную степень окисления  $+5$ , отрицательную  $-3$  и образуют оксиды с общей формулой  $R_2O_5$  и 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  $RH_3$  (аммиак), так как имеет малый атомный радиус, но соединение типа  $R_2O_5$  можно получить только косвенным путем. Высший оксид фосфора получается легко при реакции горения. Это отличие объясняется тем, что у атомов фосфора (табл. 41) 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. 41) нет свободных орбиталей. Чтобы разъединить его  $2s^2$ -электроны, один из них надо перенести на третий энергетический уровень. Однако для этого требуется большая затрата энергии.

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 231).

## § 2. АЗОТ. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТА

Повторите из главы VI § 7.

**Строение молекулы азота.** Молекула азота состоит из двух атомов, химическая формула ее  $N_2$ , структурная формула  $N \equiv N$ , электронная формула  $:N::N:$ . Согласно учению об образовании ковалентной химической связи перекрыванием электронных об-

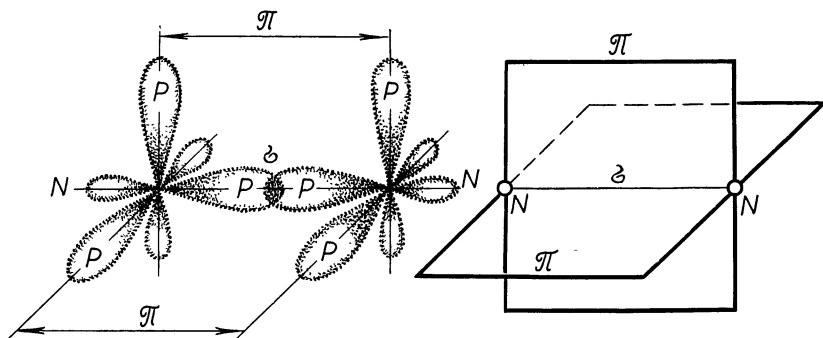


Рис. 86. Образование ковалентной химической связи в молекуле азота перекрыванием электронных облаков.

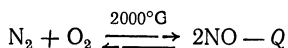
лаков (с. 123) в молекуле азота должна быть одна  $\sigma$ -связь и две  $\pi$ -связи (рис. 86).

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

**Получение азота.** Для технических целей азот выделяют из воздуха на тех же установках, что и кислород (с. 40). При испарении жидкого воздуха азот улетучивается первым (темп. кип. азота  $-196^\circ\text{C}$ , а кислорода  $-183^\circ\text{C}$ ). Чистый азот получают при разложении некоторых его соединений.

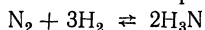
**Физические свойства.** Азот — газ, без цвета и без запаха, немного легче воздуха. Растворимость его в воде незначительна (еще меньше, чем у кислорода). У азота в твердом состоянии молекулярная кристаллическая решетка (с. 126), поэтому у него низкая температура плавления и кипения.

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

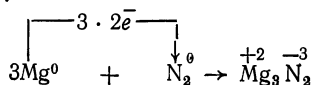


Такая же реакция происходит при электрических разрядах в атмосфере.

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 металлами. Подобные соединения называются *нитридами*.

**Применение.** Азот в основном применяется для синтеза аммиака, а аммиак — для производства азотной кислоты и других азотсодержащих соединений.

Ответьте на вопросы 3—6 (с. 231).

### § 3. АММИАК

Повторите из главы VI § 7.

**Строение молекулы.** Химическая формула аммиака  $\text{H}_3\text{N}$ . Так как азот более электроотрицательный элемент, чем водород (с. 119), то химическая связь в молекуле аммиака ковалентная

полярная (с. 124). Электронная формула аммиака  $\text{H} : \overset{\text{H}}{\underset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{N}}}} :$ , струк-

турная формула  $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

Чтобы понять процесс образования химической связи в молекуле аммиака, следует изобразить схему размещения электронов атома азота по орбиталям (табл. 41). В атоме азота имеются три неспаренных  $p$ -электрона, облака которых располагаются взаимно перпендикулярно (с. 123). Перекрывание  $p$ - и  $s$ -электронных облаков показано на рисунке 87.

**Получение.** Как уже было сказано выше, азот входит в состав белковых веществ, благодаря которым осуществляются важ-

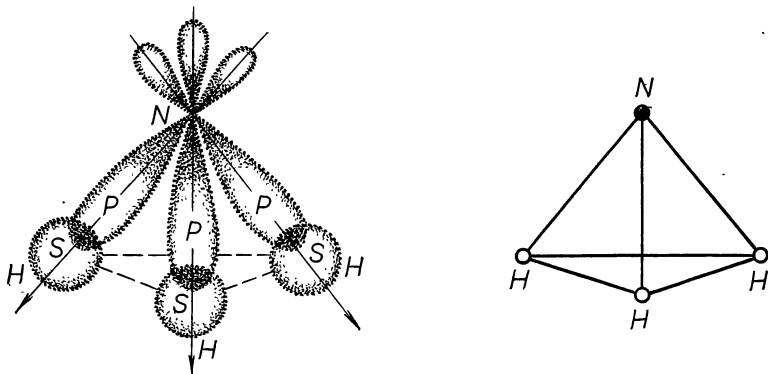
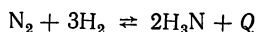


Рис. 87. Перекрывание  $p$ - и  $s$ -электронных облаков в молекуле аммиака.



нейшие жизненные процессы в организмах растений, животных и человека. Однако непосредственно связывать атмосферный азот не могут ни животные, ни растения (за исключением бобовых, в корнях которых имеются азотобактерии, способные усваивать атмосферный азот<sup>1</sup>). Большинство растений могут усвоить азот только из его соединений (соли азотной кислоты, аммиачная вода, соли аммония), а животные — из растительной пищи.

Долгое время потребность в связанном азоте покрывалась ввозом природной чилийской селитры (нитрата натрия), запасы которой все же 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 на практике ученые встретились с целым рядом затруднений. Их преодоление является ярким примером роли науки в техническом прогрессе.

Учение о смещении химического равновесия (с. 167) позволяет предвидеть, при каких условиях выгоднее всего осуществлять синтез аммиака. Поскольку эта реакция экзотермическая и протекает с уменьшением объема, то, следовательно, проводить ее нужно по возможности при более низких температурах и высоком давлении. Но тут возникли 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 устранить этот «температурный конфликт» путем применения катализаторов, которые увеличивают число активных молекул и тем самым повышают скорость химической реакции при данной температуре. В настоящее время найдены катализаторы, которые позволяют проводить синтез аммиака при 450—500°C, но такая температура слишком высока, так как при 500°C и атмосферном давлении только 0,1% азотоводородной 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 равновесия показано в таблице 42.

В настоящее время синтез аммиака проводят при наличии катализатора (порошкообразное железо с примесью оксидов алюминия и калия) в колоннах синтеза (цветной рис. II) высотой до

---

<sup>1</sup> В почве имеются и свободно живущие бактерии, способные усваивать атмосферный азот. Такие бактерии можно выращивать искусственно, а из них получать бактериальные удобрения.

Выход аммиака в равновесном состоянии обратимой реакции  

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{N}$$

Давление, в Па	Выход аммиака (в %) при температурах, в °С			
	400	450	500	550
$10 \cdot 10^6$	25,12	16,43	10,61	6,82
$3 \cdot 10^7$	47,00	35,82	26,44	19,13
$10 \cdot 10^7$	79,82	69,69	57,47	41,16

18 м. Так как синтез протекает при высокой температуре (450—500°C) и высоком давлении ( $10 \cdot 10^7$  Па и выше<sup>1</sup>), эти колонны изготовляют из специальных сортов стали.

Кроме того, чтобы материал мог сохранить на долгое время прочность при такой высокой температуре и давлении, при конструировании колонны синтеза аммиака между цилиндрической коробкой с катализатором и корпусом колонны оставляют щель (цветной рис. II). Холодная азотоводородная 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 при помощи теплообменника (цветной рис. II) используется для подогревания азотоводородной смеси до 400—500°C. Так осуществляется принцип теплообмена (с. 172).

При указанных условиях синтеза (400—500°C и давлении  $3 \cdot 10^7$  Па) в состоянии равновесия образуется только 10—20% аммиака. Поэтому смесь охлаждают, аммиак сжижают, а не вступивший в реакцию азот и водород снова направляют в колонну синтеза (цветной рис. II). 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. Чаще всего для этих целей используют хлорид аммония

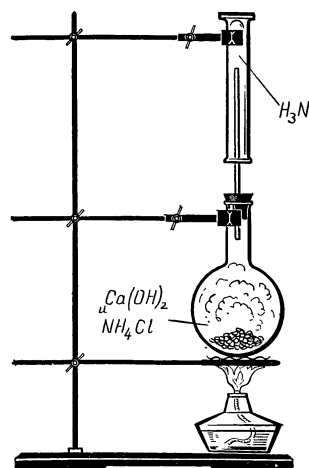


Рис. 88. Получение аммиака.

<sup>1</sup> На новейших установках применяют более низкое давление —  $15 \cdot 10^6$  Па.

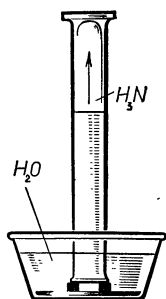
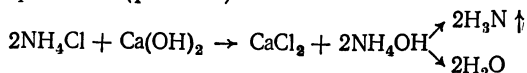


Рис. 89. Растворение аммиака в воде.

$\text{NH}_4\text{Cl}$  и гашеную известь (в избытке). Эти вещества тщательно смешивают, помещают в колбу и нагревают (рис. 88):



**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). В этом можно убедиться и на опыте, который демонстрировали при изучении физических свойств хлороводорода (рис. 89).

При повышенном давлении аммиак сжижается. Жидкий аммиак при испарении вызывает сильное охлаждение; температура может быть ниже  $-30^\circ\text{C}$ .

**Химические свойства.** Аммиак — активное вещество. Его активность обусловлена изменением степени окисления и образованием особого вида ковалентной связи (табл. 43).

С применением аммиака можно ознакомиться по рисунку 90. Ответьте на вопросы 7—11 (с. 231) и решите задачу 1 (с. 232).

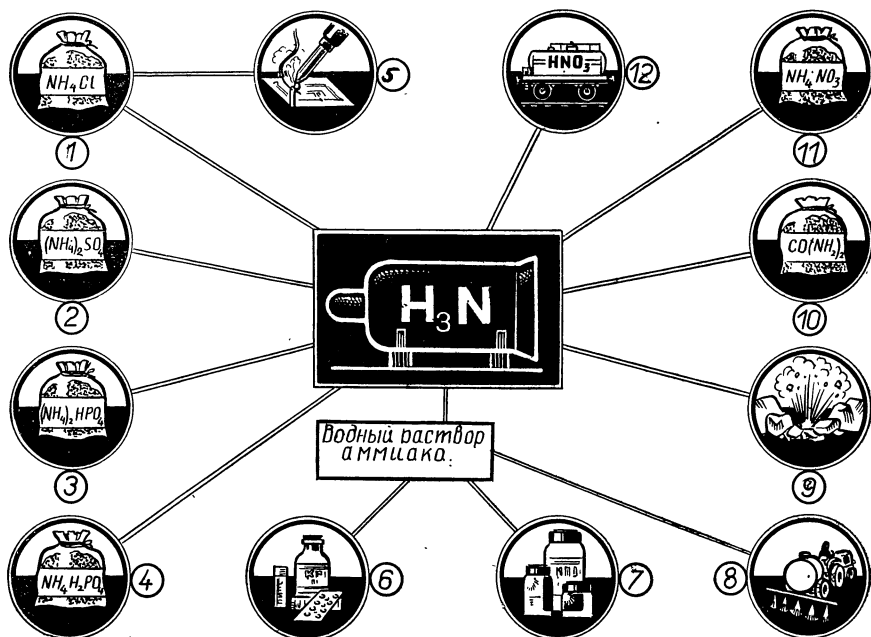


Рис. 90. Применение аммиака и солей аммония:

получение минеральных удобрений (1—4, 8, 10, 11); для паяния (5); получение лекарств (6); веществ, используемых в быту (7); взрывчатых веществ (9); азотной кислоты (12).

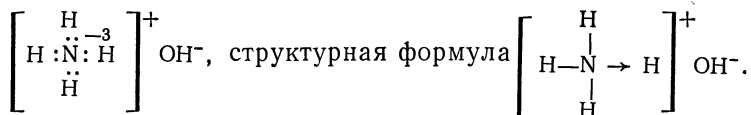
## Химические свойства аммиака

Свойства аммиака, связанные	
с изменением степени окисления азота	с образованием ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму
<p>1. Аммиак — непрочное соединение и при нагревании разлагается:</p> $2\overset{+1}{\text{H}}_3\overset{-3}{\text{N}} \rightleftharpoons \text{N}_2^0 + 3\text{H}_2^0$ <p>2. Аммиак горит в кислороде:</p> $4\text{H}_3\overset{-3}{\text{N}} + 3\text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{N}_2^0 \uparrow + 6\text{H}_2\overset{-2}{\text{O}}$ $2\text{N}^{-3} - 6e^- \rightarrow \text{N}_2^0 \quad \left  \quad 2 \right.$ $\text{O}_2^0 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{-2} \quad \left  \quad 3 \right.$ <p>3. В присутствии катализатора (сплав платины и родия) аммиак окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота (II):</p> $4\text{H}_3\overset{-3}{\text{N}} + 5\text{O}_2^0 \xrightarrow{\text{Pt, Rh}} 4\overset{+2}{\text{N}}\text{O} + 6\text{H}_2\overset{-2}{\text{O}}$ $\text{N}^{-3} - 5e^- \rightarrow \text{N}^{+2} \quad \left  \quad 4 \right.$ $\text{O}_2^0 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{-2} \quad \left  \quad 5 \right.$	<p>1. Аммиак реагирует с водой:</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{N}:\overset{-3}{\text{N}} + \text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ $\rightleftharpoons \left[ \begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\text{N}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array} \right]^+ + \text{OH}^-$ <p>или</p> $\text{H}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ <p style="text-align: center;">гидроксид аммония</p> <p>2. Аммиак реагирует с кислотами, так как в их молекулах ионы <math>\text{H}^+</math> еще более подвижны, чем в молекулах воды:</p> $\text{H}_3\text{N} + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">хлорид аммония</p> <p>С многоосновными кислотами аммиак реагирует двояко:</p> $\text{H}_3\text{N} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4$ <p style="text-align: center;">гидросульфат аммония</p> $2\text{H}_3\text{N} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ <p style="text-align: center;">сульфат аммония</p>

## § 4. АММИАЧНАЯ ВОДА

При растворении аммиака в воде образуется аммиачная вода. В этом процессе небольшая часть его молекул реагирует с водой. В результате образуются ионы аммония  $\text{NH}_4^+$  и гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ . Механизм образования иона аммония аналогичен процессу образования иона гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$  (с. 182).

Электронная формула гидроксид-иона аммония



В ионе аммония только одна связь из четырех образована по донорно-акцепторному механизму и отличается своим происхождением. Если сравнить структурные формулы аммиака и иона

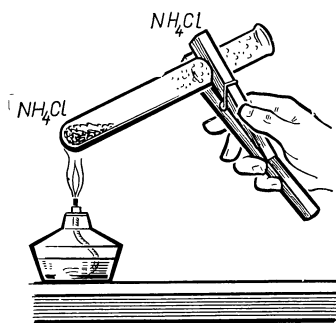


Рис. 91. Разложение хлорида аммония.

аммония, то видно, что степень окисления азота одинаковая, т. е. —3. Однако ковалентность азота в молекуле аммиака 3, а в ионе аммония 4, ибо донорно-акцепторная связь — это разновидность ковалентной связи.

**Физические свойства.** В чистом виде аммиачная вода — бесцветная жидкость, легче воды, с запахом аммиака. Концентрированный раствор содержит примерно 25% аммиака.

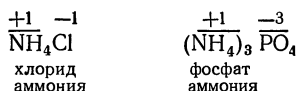
**Химические свойства.** Аммиачная вода обладает слабыми щелочными свойствами. При добавлении к водному раствору аммиака несколько капель фенолфталеина появляется малиновый цвет. Это объясняется тем, что при растворении аммиака в воде образуются гидроксид-ионы (табл. 43).

**Применение** аммиачной воды схематически показано на рисунке 90.

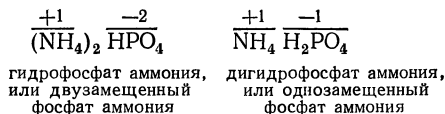
Ответьте на вопрос 12 (с. 231)

## § 5. СОЛИ АММОНИЯ

*Соли аммония — это сложные вещества, в состав которых входят ионы аммония  $\text{NH}_4^+$ , соединенные с кислотными остатками, например:*



Многоосновные кислоты могут образовать также кислые соли аммония, например:



**Получение.** Соли аммония получают: 1) в результате взаимодействия аммиака с кислотами (с. 207) и 2) при нейтрализации аммиачной воды кислотами. В том и другом случае при избытке многоосновных кислот могут образоваться кислые соли.

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

**Химические свойства.** Соли аммония обладают свойствами, общими для всех солей, и некоторыми характерными свойствами (табл. 44).

## Химические свойства солей аммония

Свойства солей аммония	
общие с другими солями	характерные
<p>1. Являются сильными электролитами, в водном растворе диссоциируют на ионы:</p> $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ <p>2. Реагируют с кислотами:</p> $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ <p>3. Реагируют с другими солями:</p> $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$	<p>1. При высокой температуре разлагаются:</p> $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t} \text{H}_3\text{N} \uparrow + \text{HCl} \uparrow$ <p>При охлаждении <math>\text{H}_3\text{N}</math> снова реагирует с хлороводородом, и на холодных стенках пробирки образуется <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math> (рис. 91)</p> <p>2. Реагируют со щелочами:</p> $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{H}_3\text{N} \uparrow \quad \text{H}_2\text{O}$ <p>Этой реакцией пользуются для распознавания солей аммония. Над пробиркой, в которой происходит реакция, держат смоченную водой красную лакмусовую бумажку</p>

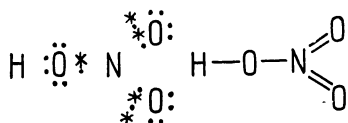
Применение солей аммония схематически показано на рисунке 90.

Ответьте на вопросы 13—15 (с. 231—232).

## § 6. АЗОТНАЯ КИСЛОТА

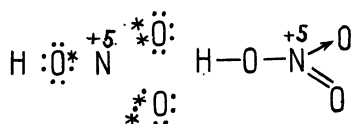
Повторите из главы IX § 9.

**Строение молекулы.** Согласно учению о ковалентной связи (с. 121) электронную и структурную формулы азотной кислоты следовало бы изобразить так:

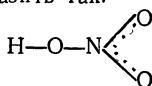


При таком изображении вокруг атома азота образуется вместо устойчивого восьмиэлектронного слоя десятиэлектронный слой (пять электронов азота, обозначенных звездочками, и пять электронов атомов кислорода, обозначенных точками). Но вокруг атомов элементов II периода могут разместиться только 8 электронов, 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.

му (с. 207). Учитывая это, электронную и структурную формулы азотной кислоты можно было бы изобразить так:

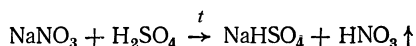


Однако опытным путем доказано, что в молекуле азотной кислоты между атомом азота и двумя атомами кислорода химические связи совершенно одинаковые, т. е. нет двойных и одинарных связей. Поэтому строение молекулы азотной кислоты следует изобразить так:



Пунктирные линии означают, что двойная связь распределена между двумя атомами кислорода. Так как от атома азота в сторону атомов кислорода смещено пять электронов, то степень окисления азота в молекуле азотной кислоты равна  $+5$ . Ковалентность же азота равна четырем, так как его атом имеет четыре общие электронные пары, одна из которых в равной степени принадлежит обоим атомам кислорода.

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



При более сильном нагревании образуется сульфат натрия, однако это нежелательно, так как в этих условиях азотная кислота разлагается.

В промышленности азотную кислоту получают окислением аммиака кислородом воздуха в присутствии катализатора. Для ознакомления с этим методом можно воспользоваться при-

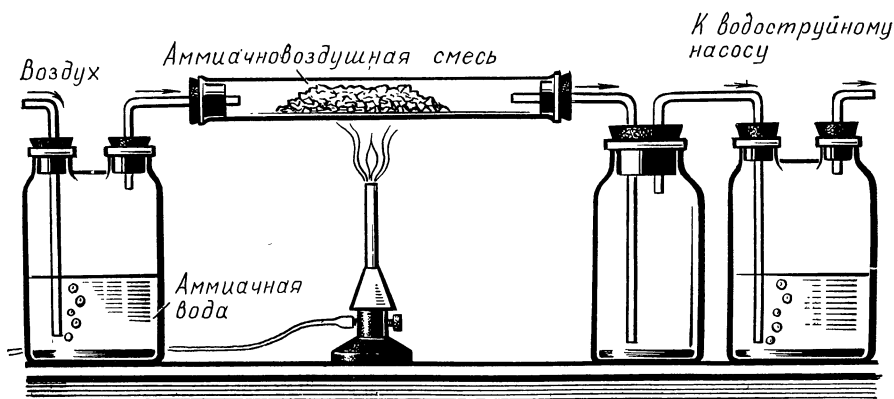


Рис. 92. Получение азотной кислоты окислением аммиака кислородом воздуха.

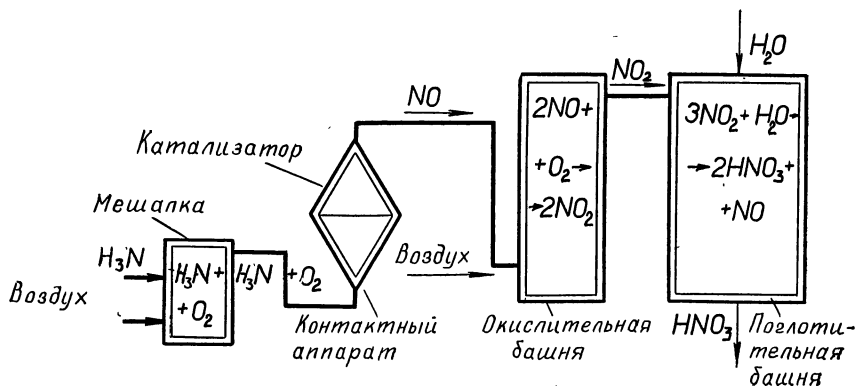
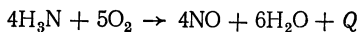


Рис. 93. Схема получения азотной кислоты в промышленности.

бором (рис. 92). При просасывании струи воздуха, к которому добавлен кислород, через 10—12-процентный аммиачный раствор, образуется смесь аммиака с воздухом. В трубке под влиянием катализатора (смесь порошкообразного оксида хрома (III) или оксида марганца (IV) с асбестом) происходит окисление аммиака, и образовавшийся оксид азота (IV) поглощается в колбе воды, в которую добавлен индикатор.

Процесс получения азотной кислоты в промышленности протекает в несколько стадий (рис. 93): 1) подготовка аммиачновоздушной 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.

Аммиачновоздушную смесь получают непосредственным перемешиванием аммиака с воздухом, предварительно очищенного от нежелательных примесей. Эта смесь поступает в контактный аппарат (рис. 94), где под влиянием катализатора (платинородиевые сетки) происходит окисление аммиака:



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

Реакция окисления оксида азо-

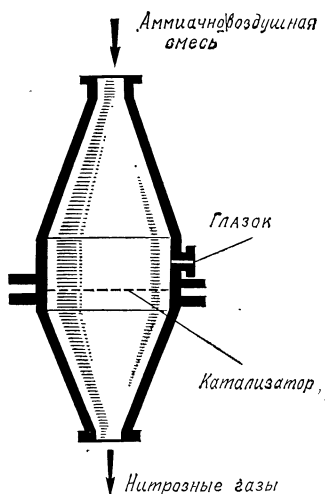
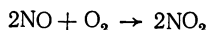


Рис. 94. Контактный аппарат.

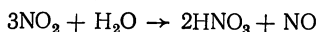


та (II) до оксида азота (IV) происходит при обычной температуре:

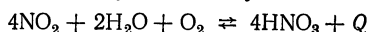


Поэтому выходящую из контактного аппарата газовую смесь, содержащую оксид азота (IV), надо охладить. Для этого ее пропускают в паровой котел-утилизатор, где получают водяной пар.

Полученную 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), поступает снизу (принцип противотока). Происходит реакция:



Так как кислород берется в избытке, то весь оксид азота (II) окисляется до оксида азота (IV), который практически полностью превращается в азотную кислоту:



Реакция оксида азота (IV) с водой экзотермическая и обратимая. Это объясняется тем, что азотная кислота при нагревании разлагается (с. 213). Поэтому на обычных установках удается получить только 50—60-процентную кислоту. Чтобы сместить равновесие вправо, увеличивают давление. На некоторых заводах при давлении около  $5 \cdot 10^6$  Па получают 98-процентную кислоту.

**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

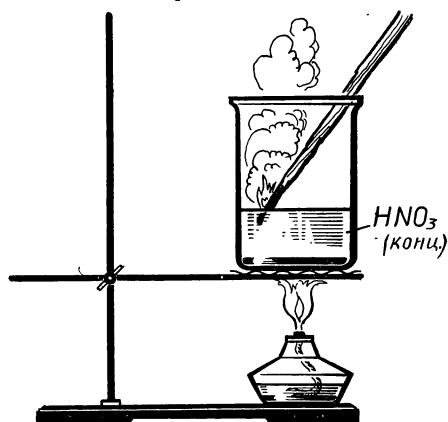


Рис. 95. Воспламенение тлеющей лучинки в нагретой концентрированной азотной кислоте.

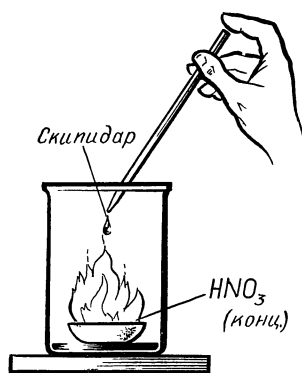


Рис. 96. Воспламенение скипидара в концентрированной азотной кислоте.

вследствие частичного разложения азотной кислоты и растворения в ней.

**Химические свойства** азотной кислоты показаны в таблице 45.

Т а б л и ц а 45

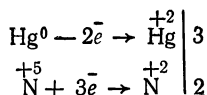
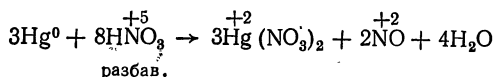
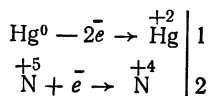
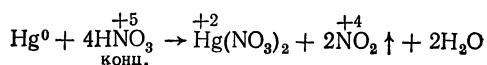
**Химические свойства азотной кислоты**

Свойства азотной кислоты	
общие с другими кислотами	характерные
<p>1. Вследствие почти полной диссоциации</p> $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ <p>азотная кислота (аналогично соляной и серной) является сильной кислотой</p> <p>2. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Реагирует с основаниями:</p> $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>4. Реагирует с солями более слабых и более летучих кислот (см. ряд вытесняемости кислот, с. 80):</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	<p>1. При нагревании и под действием света концентрированная азотная кислота разлагается:</p> $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t, \text{ свет}} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ <p>Вследствие этого азотная кислота является <b>сильным окислителем</b>: а) тлеющая лучинка в нагретой концентрированной азотной кислоте загорается (рис. 95); б) скипидар (рис. 96), древесные опилки в концентрированной азотной кислоте воспламеняются</p> <p>2. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с белками образуются вещества <b>ярко-желтого цвета</b>. Поэтому на коже под действием азотной кислоты образуются желтые пятна</p> <p>3. Азотная кислота по-разному реагирует с металлами. В этих реакциях в зависимости от концентрации кислоты и восстановительной способности металла выделяются различные оксиды азота, а иногда азот и даже аммиак. Это объясняется исключительно большой окислительной способностью азота со степенью окисления +5</p>

Рассмотрим на конкретных примерах, как взаимодействует азотная кислота с металлами.

1. Взаимодействие азотной кислоты с малоактивными металлами (Pb, Cu, Hg, Ag) <sup>1</sup>:

<sup>1</sup> При этих реакциях выделяется смесь оксидов с различной степенью окисления азота.



2. Взаимодействие азотной кислоты с активными металлами (Ca, Mg, Zn):

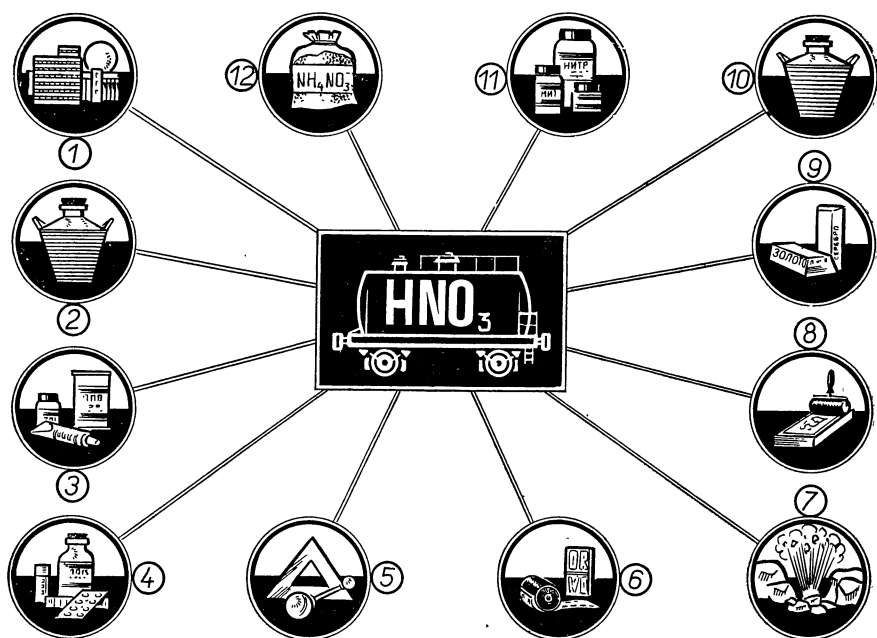
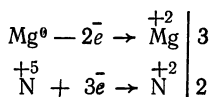
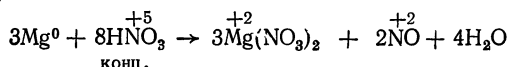
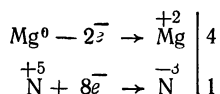
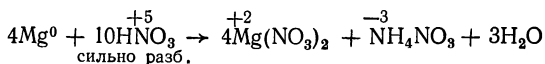
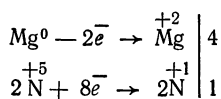
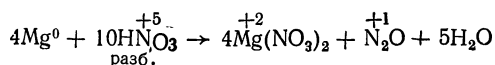


Рис. 97. Применение азотной кислоты:

получение серной кислоты (1); коллодия (2); красителей (3); лекарств (4); целлюлоза (5); фотопленки (6); взрывчатых веществ (7); в цинкографии (8); для обработки драгоценных металлов (9); получение «царской водки» (10); удобрений (11, 12).



Некоторые металлы средней активности (Fe, Cr, Ni) с концентрированной холодной азотной кислотой вообще не реагируют, а с разбавленной — аналогично активным металлам. Золото, платина, осмий, иридий и некоторые другие металлы с азотной кислотой не реагируют ни при каких условиях.

*В работе с концентрированной азотной кислотой нужно соблюдать крайнюю осторожность! Не допускать ее попадания на кожу и одежду!*

Применение азотной кислоты показано на рисунке 97.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 16—23 (с. 232). Решите задачи 2 и 3 (с. 233).

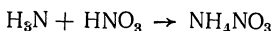
## § 7. СОЛИ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Соли азотной кислоты называются *нитратами*. Нитраты щелочных металлов, кальция и аммония имеют общее название — селитры, например  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — аммиачная селитра,  $\text{NaNO}_3$  — натриевая селитра.

**Получение.** Нитраты образуются:

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

В технике нитраты (селитры) главным образом получают в результате взаимодействия азотной кислоты с оксидом 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.

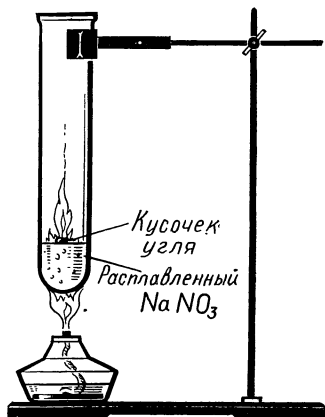
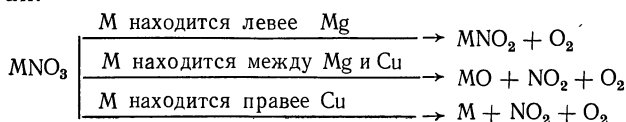


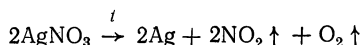
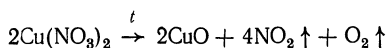
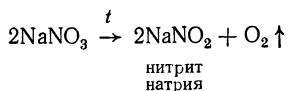
Рис. 98. Сгорание раскаленного угля в расплавленной селитре.

**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. 98).

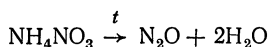
В зависимости от химической активности металла, входящего в состав соли, разложение нитратов происходит по-разному. Если обозначить атом одно- или двухвалентного металла буквой М, то процесс разложения нитратов при нагревании, используя электрохимический ряд напряжения металлов, можно изобразить так:



Примеры:



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



**Применение.** Нитраты используются в основном как удобрения (рис. 97).

Ответьте на вопрос 24 (с. 232).

## § 8. 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. Не увеличивается также количество свободного азота в атмосфере. Чем это можно объяснить?

Оказывается, существуют бактерии как свободно живущие в почве, так и поселяющиеся на корнях бобовых растений, которые связывают атмосферный азот и переводят 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 (с. 212), которая превращается в почве в нитраты. В результате этих процессов происходит не-

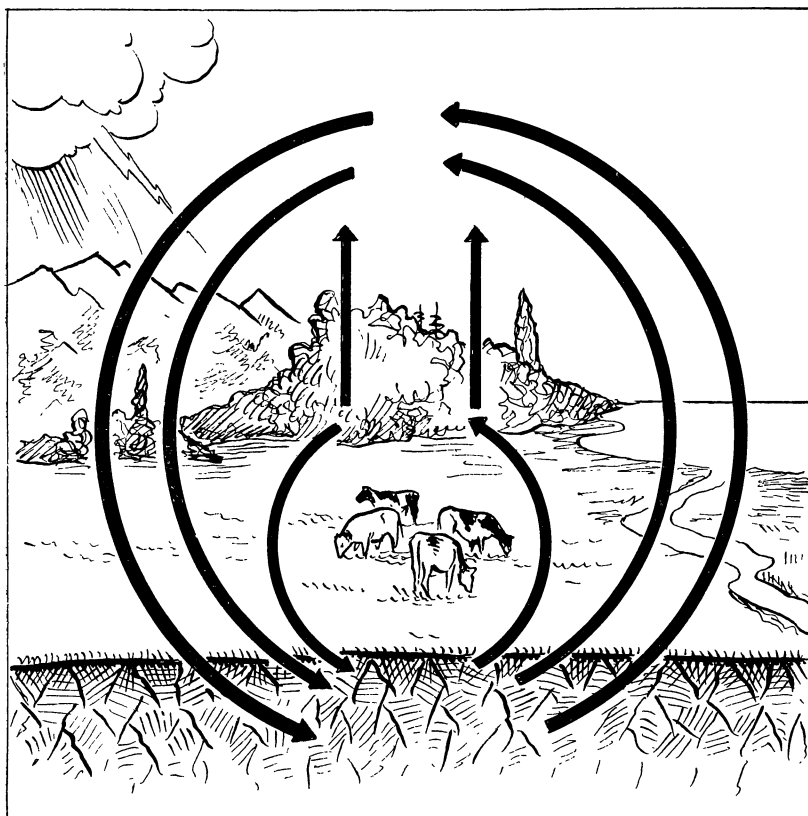


Рис. 99. Круговорот азота в природе.

прерывный круговорот азота в природе. Наглядно это показано на рисунке 99. Так как при уборке урожая уносится значительная часть азота, то эту убыль пополняют удобрениями.

Ответьте на вопрос 25 (с. 232).

## § 9. ФОСФОР

Повторите из главы X § 1.

В соответствии со строением атома фосфор с кислородом реагирует весьма энергично и в отличие от азота образует прочный оксид фосфора (V). Водородное же соединение фосфора  $\text{PH}_3$  (фосфин) менее прочно, чем аммиак.

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

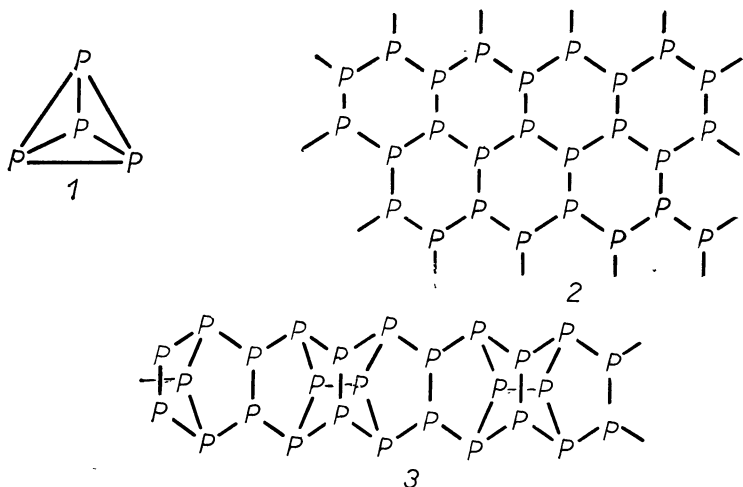
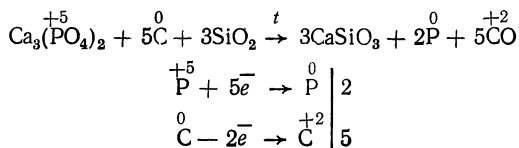


Рис. 100. Схемы строения молекул белого фосфора (1) и кристаллических решеток черного и красного фосфора (2 и 3).

ют 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, образуются либо молекулярная, либо различного типа атомные решетки (рис. 100).

**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 фосфат 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, в Казахской, Белорусской, Эстонской ССР и в других местах (см. карту, с. 468). Фосфор входит в состав некоторых белковых веществ, содержащихся в генеративных органах растений, в нервных и костных тканях 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 и химические свойства.** Аллотропные видоизменения фосфора резко отличаются по свойствам (табл. 46).

Т а б л и ц а 46

**Свойства белого и красного фосфора**

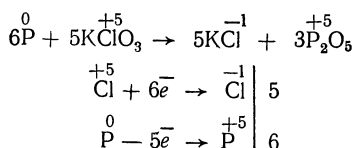
Характеристика веществ	Свойства фосфора	
	белого	красного
Физическое состояние	Твердое кристаллическое вещество	Порошкообразное вещество, состоящее из мелких кристалликов
Твердость	Небольшая — можно резать ножом (под водой)	
Цвет	Бесцветный с желтоватым оттенком	Темно-красный
Запах	Чесночный	Без запаха
Плотность (г/см <sup>3</sup> )	1,8	2,3
Растворимость в воде	Не растворяется	Не растворяется
Растворимость в сероуглероде $CS_2$	Хорошо растворяется	Не растворяется
Температура плавления (°C)	44	При сильном нагревании превращается в пары белого фосфора
Температура воспламенения (°C)	40, в измельченном состоянии воспламеняется при обычной температуре	Примерно 260
Свечение	В темноте светится	Не светится
Действие на организм	Сильный яд	Не ядовит

Как видно из таблицы, белый фосфор обладает лучшей растворимостью и гораздо большей химической активностью. Это объясняется тем, что в процессе растворения и при химических реакциях требуется разрушить кристаллическую решетку, которая у белого фосфора непрочная, а у красного — прочная.

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

**Применение.** Красный фосфор применяется в производстве спичек. Его вместе с тонко измельченным стеклом и клеем наносят на боковую поверхность коробки. При трении спичечной головки, в состав которой входят хлорат калия  $KClO_3$  и сера, происходит воспламенение:





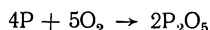
Белый фосфор в военное время использовали в зажигательных бомбах и для создания дымовых завес.

Ответьте на вопросы 26 и 27 (с. 232).

## § 10. ОКСИД ФОСФОРА (V)

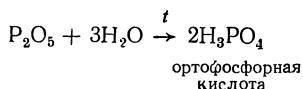
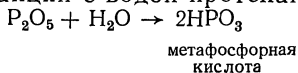
Химическую формулу оксида фосфора (V) обычно изображают в виде  $\text{P}_2\text{O}_5$ , но в действительности его состав более сложный и отвечает формуле  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

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



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

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

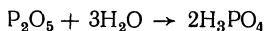


**Применение.** Оксид фосфора (V) широко используется для осушки газов и в качестве водоотнимающего вещества.

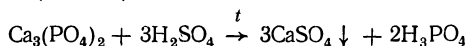
## § 11. ФОСФОРНАЯ КИСЛОТА. ФОСФАТЫ

**Фосфорная кислота.** Известно несколько кислот, содержащих фосфор. Важнейшая из них — ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , которую называют просто фосфорной.

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



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



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

**Химические свойства** фосфорной кислоты пояснены в таблице 47.

Т а б л и ц а 47

**Химические свойства фосфорной кислоты**

Свойства фосфорной кислоты	
общие с другими кислотами	характерные
<p>1. Вследствие отщепления катионов водорода водный раствор кислоты действует на индикаторы; диссоциация происходит ступенчато:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{3-}$ <p>Легче всего идет диссоциация по первой ступени и труднее всего по третьей</p> <p>2. Реагирует с металлами, расположенными в электрохимическом ряду напряжения левее водорода:</p> $6\text{Na} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2 \uparrow$ <p>3. Реагирует с основными оксидами:</p> $3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>4. Реагирует с основаниями и аммиаком; если кислота взята в избытке, то образуются кислые соли:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_3\text{N} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>5. Реагирует с солями слабых кислот:</p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$	<p>1. При нагревании постепенно превращается в метафосфорную кислоту:</p> $2\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">пирофосфорная кислота</p> $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} 2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. С раствором нитрата серебра образует желтый осадок:</p> $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{HNO}_3$ <p style="text-align: center;">желтый осадок</p> $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ + 3\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 3\text{H}^+ + 3\text{NO}_3^-$ $\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ <p>3. Ортофосфорная кислота играет большую роль в жизнедеятельности животных и растений. Ее остатки входят в состав аденозинтрифосфорной кислоты АТФ</p> <p>При разложении АТФ выделяется большое количество энергии. В упрощенном виде состав АТФ можно изобразить так:</p> <div style="text-align: center;"> <math display="block">\boxed{\text{аденозин}} - \text{O} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{P}}} - \text{O} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{P}}} - \text{O} - \overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{P}}} - \text{OH}</math> </div> <p>При гидролизе АТФ в организме образуется аденозиндифосфорная кислота АДФ</p>

**Применение.** Фосфорная кислота используется в основном для производства минеральных удобрений (см. далее, с. 225).

**Фосфаты.** Фосфорная кислота образует три ряда солей. Если обозначить атомы металлов буквой М, то можно изобразить в общем виде состав ее солей (табл. 48).

Вместо одновалентного металла в состав молекул фосфатов может входить группа аммония:  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  — фосфат аммония;

Химические формулы фосфатов, содержащие металлы		
одновалентные	двухвалентные	трехвалентные
$M_3PO_4$ $M_2HPO_4$ $MH_2PO_4$	$M_3(PO_4)_2$ $MHPO_4$ $M(H_2PO_4)_2$	$MPO_4$ $M_2(HPO_4)_3$ $M(H_2PO_4)_3$

$(NH_4)_2HPO_4$  — гидрофосфат аммония;  $NH_4H_2PO_4$  — дигидрофосфат аммония.

В зависимости от степени замещения атомов водорода в молекулах фосфорной кислоты ее соли называются первичными или однозамещенными фосфатами, вторичными или двухзамещенными фосфатами, третичными или трехзамещенными фосфатами. Так, например соль состава  $Ca(H_2PO_4)_2$  имеет три названия: дигидрофосфат кальция, первичный фосфат кальция, однозамещенный фосфат кальция.

**Получение фосфатов.** Фосфаты образуются при реакциях, примеры уравнений которых даны в нижеприведенных схемах.

Схема 27

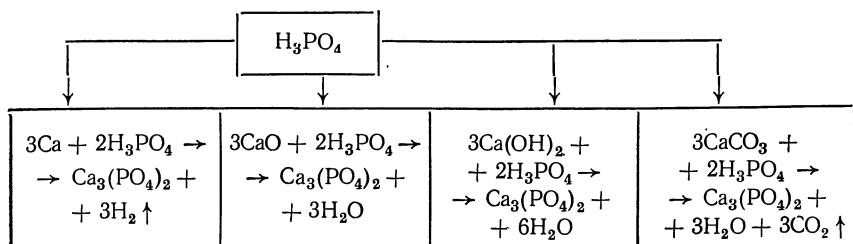
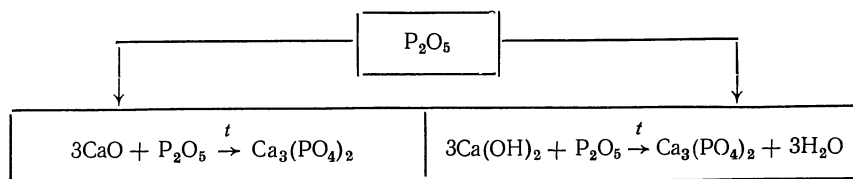


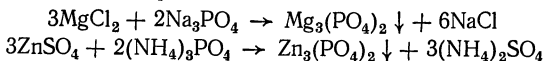
Схема 28



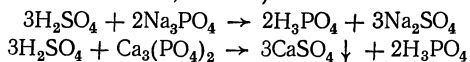
**Физические свойства.** Все фосфаты — твердые кристаллические вещества. Фосфаты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде. Растворимость фосфатов двухвалентных металлов зависит от степени замещения атомов водорода в молекулах фосфорной кислоты: первичные фосфаты хорошо растворимы, вторичные значительно меньше, а третичные практически нерастворимы.

### Химические свойства фосфатов:

1. Растворимые фосфаты взаимодействуют с растворимыми солями, в состав которых входит металл, способный образовывать осадок с ионом  $\text{PO}_4^{3-}$ :



2. Растворимые фосфаты реагируют с кислотами (согласно ряду вытесняемости кислот, с. 80) <sup>1</sup>:



**Применение.** Фосфаты и гидрофосфаты кальция и аммония широко используются в качестве удобрений (с. 225), фосфат и гидрофосфат натрия — для осаждения из воды солей кальция.

Ответьте на вопрос 28 и выполните упражнение 29 (с. 232).

## § 12. КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ АЗОТА

Кроме азота и фосфора, в V группе главной подгруппы имеются еще три сходных с ними элемента — мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Их сходство и отличие пояснено в таблице 49.

Таблица 49

Сравнительная характеристика элементов подгруппы азота

Химические знаки	Физические свойства простых веществ	Соединения с водородом		Кислородные соединения с высшей степенью окисления	
		химические формулы	свойства	химические формулы	свойства
N	$\text{N}_2$ — бесцветный газ, мало растворим в воде. Температура кипения $-196^\circ\text{C}$	$\text{H}_3\text{N}$	Бесцветный газ с резким запахом. Сравнительно устойчив, но при нагревании разлагается на простые вещества	$\text{N}_2\text{O}_5$	Бесцветное кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется азотная кислота $\text{HNO}_3$
P	Существует в виде нескольких аллотропных видоизменений. Важнейшие из них: 1) белый фосфор — бесцветное твердое вещество,	$\text{PH}_3$	Бесцветный газ с неприятным запахом. При нагревании разлагается быстрее, чем $\text{H}_3\text{N}$	$\text{P}_2\text{O}_5$	Белое, порошкообразное, гигроскопическое вещество. При взаимодействии с водой при обычной температуре образуется $\text{HPO}_3$ , а

<sup>1</sup> Серная кислота реагирует также с нерастворимыми фосфатами:  
 $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 3\text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_3\text{PO}_4$

Химические знаки	Физические свойства простых веществ	Соединения с водородом		Кислородные соединения с высшей степенью окисления	
		химические формулы	свойства	химические формулы	свойства
As	режется ножом (под водой) 2) красный фосфор — порошкообразный; 3) черный фосфор — твердый, напоминает графит	AsH <sub>3</sub>	Бесцветный, ядовитый газ с чесночным запахом. При нагревании разлагается быстрее, чем PH <sub>3</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	при нагревании — H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> . Обе кислоты гораздо слабее азотной и относятся к кислотам средней силы
Sb	Хрупкое, кристаллическое вещество, с металлическим блеском	SbH <sub>3</sub>	Бесцветный, ядовитый газ с запахом сероводорода. Еще более неустойчив, чем AsH <sub>3</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Желтоватый порошок. Судя по составу солей этому оксиду соответствует слабая одноосновная кислота HSb(OH) <sub>6</sub>
Bi	Хрупкое, кристаллическое вещество, красновато-белого цвета	BiH <sub>3</sub>	Бесцветный газ, разлагающийся уже при обычных условиях	Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	В чистом виде не получен. Судя по составу солей (висмутат натрия NaBiO <sub>3</sub> и др.) этому оксиду соответствует неустойчивая и слабая кислота HBiO <sub>3</sub>

Данные этой таблицы иллюстрируют общую закономерность изменения свойств элементов в группах периодической системы Д. И. Менделеева: с возрастанием атомных масс постепенно

уменьшается прочность водородных соединений и сила кислород-содержащих кислот, т. е. увеличиваются металлические свойства элементов.

### § 13. МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

Анализом установлено, что в состав растений входят около 70 элементов. Некоторые из этих элементов необходимы растениям в больших количествах (макроэлементы); другие же требуются в незначительных количествах (микроэлементы).

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 выделены, их необходимо получать в промышленных масштабах.

**Азот** входит в состав белковых веществ растений. 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** необходим для образования нуклеиновых кислот, которые участвуют в окислительно-восстановительных процессах, протекающих в растениях. Фосфор особенно важен при росте и развитии репродуктивных органов (цветы, плоды, зерна).

**Калий** ускоряет процесс фотосинтеза и содействует накоплению углеводов (сахарозы 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 и дают лучшие урожаи. **Медь, марганец и цинк** ускоряют окислительно-восстановительные процессы и тем самым способствуют росту растений. Железо участвует в синтезе хлорофилла.

Указанные макро- и микроэлементы растения усваивают из почвенного раствора в виде ионов ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{MnO}_4^-$  и др.).

Вещества, содержащие основных три питательных элемента и способные в почвенном растворе расщепляться на ионы, используются в качестве минеральных удобрений. Многие минеральные удобрения ( $\text{KCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) 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*. Основные сведения о важнейших минеральных удобрениях даны в таблице 50.

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

Наименование	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
Карбамид	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (46% N)	Белое, мелкокристаллическое, гигроскопическое, иногда зернистое вещество	Получают при взаимодействии оксида углерода (IV) с аммиаком (при высоком давлении и температуре): $\text{CO}_2 + 2\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
<b>2. Фосфорные удобрения</b>			
Простой суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (до 20% $\text{P}_2\text{O}_5$ )	Серый, мелкозернистый порошок	Получают при взаимодействии фосфоритов или апатитов с серной кислотой: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$
Двойной суперфосфат	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (40% $\text{P}_2\text{O}_5$ )	Сходен с простым суперфосфатом	Производство осуществляется в две стадии: а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4 \downarrow$ $\text{CaSO}_4$ оседает и его отделяют фильтрованием; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
<b>3. Калийные удобрения</b>			
Хлорид калия	KCl (52—60% $\text{K}_2\text{O}$ )	Белое, мелкокристаллическое вещество	Хлорид калия встречается в природе в виде минерала сильвинита ( $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ ). Наиболее крупные его месторождения находятся в Соликамске, в Прикарпатье и в Белоруссии в Солигорском районе. Сильвинит измельчают и затем обогащают
<b>4. Комплексные удобрения</b>			
Дигидрофосфат аммония	$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (с примесями)	Белый или сероватый кристаллический порошок	Получают при взаимодействии фосфорной кислоты с аммиаком: $\text{H}_3\text{N} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$



Наименование	Химический состав	Цвет и внешний вид	Получение в промышленности и нахождение в природе
Гидрофосфат аммония	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ с $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и другими при- месями	Такой же, как дигидро- фосфат аммо- ния	Получают аналогично дигидрофосфату аммо- ния: $2\text{N}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

**Рост производства минеральных удобрений в СССР по годам**  
(в млн. т)

1953	1958	1963	1965	1970	1975	1980
7	12,4	19,1	31,3	55	90,2	(планируется) 143

Ответьте на вопросы 30—34 (с. 232). Решите задачи 4, 5 и 6 (с. 233).

### Лабораторные опыты

**Получение аммиака и растворение его в воде.** 1. В фарфоровой ступке хорошо перемешайте приблизительно равные объемы кристаллического хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и порошка гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (опыт удастся лучше, если известь слегка влажная). Приготовленную смесь насыпьте в пробирку на  $\frac{1}{3}$  ее объема. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опущен в другую сухую пробирку, закрепленную в штативе открытым концом вниз (рис. 101). Потом нагрейте смесь в пробирке. Выделяется газ с острым запахом.

2. Как только почувствуете острый запах, пробирку с газом не переворачивая закройте пробкой, погрузите ее в ванну с водой и откройте пробку. Вода тотчас же начинает подниматься в пробирку.

3. После заполнения пробирки водой закройте ее отверстие пробкой и выньте из воды. В полученный раствор поместите красную лакмусовую бу-

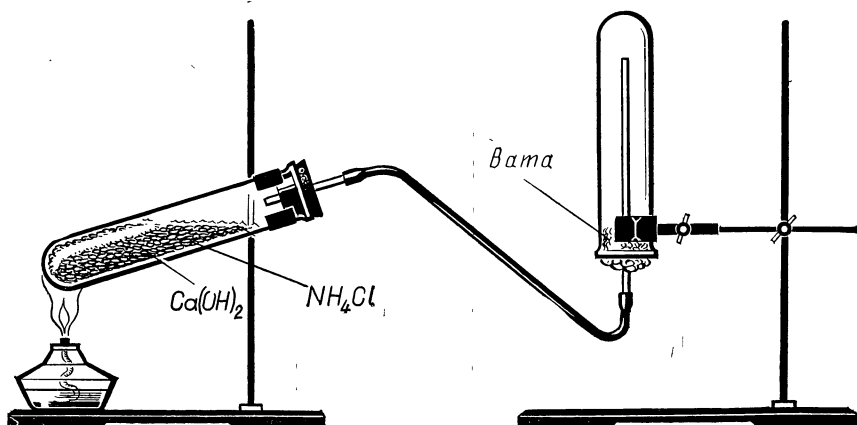


Рис. 101. Получение аммиака.

мажку — она синеет. Затем добавьте к раствору несколько капель раствора фенолфталеина — появляется малиновый цвет.

**Задания.** 1. О выделении какого газа свидетельствуют сделанные вами 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 в стеклянный цилиндр с кислородом и при помощи лучинки подожгите газ (рис. 102). Аммиак в кислороде горит зеленоватым пламенем.

**Задание.** Какие вещества образуются в процессе горения аммиака? Напишите уравнение соответствующей реакции, если известно, что при горении аммиака в кислороде выделяется свободный азот. Подчеркните 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. Конеч газотводной трубки должен находиться на расстоянии 5—6 мм от поверхности кислот. Во всех пробирках над кислотами образуется «белый дым». На кончике газоотводной трубки оседают мелкие кристаллики.

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

**Действие водного раствора аммиака на индикаторы.** Влейте в пробирку немного водного раствора аммиака и проверьте его действие на красную лакмусовую бумажку — она синеет. Добавьте к раствору несколько капель раствора фенолфталеина — раствор становится малиновым.

**Задание.** В соответствии с наблюдениями над проделанными опытами сделайте вывод о химических свойствах водного раствора аммиака.

**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  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . В обе пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия и слегка нагрейте. Выделяется газ с резким запахом.

2. В струе выделяющегося газа поместите красную лакмусовую бумажку, смоченную дистиллированной водой. Бумажка синеет.

**Задание.** Какой газ выделяется при нагревании солей аммония? Напишите уравнения соответствующих реакций. Как можно отличить соли аммония от других солей?

**Получение азотной кислоты из нитратов.** В пробирку поместите 4—5 г нитрата натрия и прилейте столько концентрированной серной кислоты, чтобы она покрывала всю соль. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конеч газотводной трубки опустите во вторую пробирку, которая помещена в стакан с холодной водой (рис. 103). Пробирку с нитратом натрия и серной кислотой нагрейте. В пробирке-приемнике постепенно накапливается жидкость желтоватого цвета.

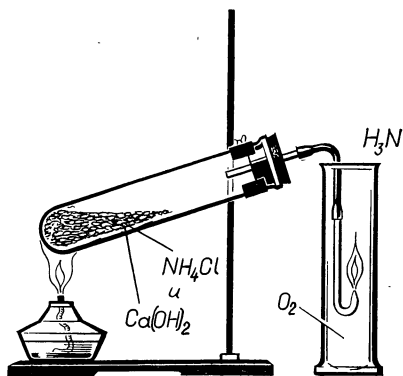


Рис. 102. Сжигание аммиака в кислороде.

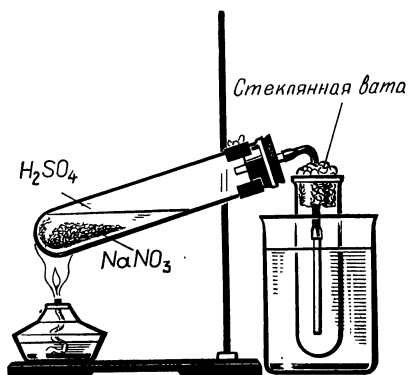


Рис. 103. Получение азотной кислоты из нитратов.

**Задание.** Какое вещество накапливается в пробирке-приемнике? Чем объясняется желтый цвет этого вещества? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Разложение азотной кислоты при нагревании.** 1. В пробирку налейте 1—2 мл азотной кислоты и закрепите ее вертикально в штативе, слегка нагрейте. Выделяется газ бурого цвета. В пробирку опустите тлеющую лучинку — она вспыхивает.

После окончания опыта пробирку поместите в вытяжной шкаф.

**Задание.** Какие газы выделяются в проделанном опыте? Напишите уравнение соответствующей реакции.

**Действие азотной кислоты на медь.** Поместите в пробирку немного медных стружек, прилейте к ним 50—60-процентной азотной кислоты и нагрейте. Выделяется газ бурого

цвета, а раствор постепенно становится синим.

**Задание.** Какой газ выделяется? Почему раствор в пробирке синее? Напишите уравнение этой окислительно-восстановительной реакции, подчеркните одной чертой окислитель, а двумя — восстановитель.

**Растворимость фосфатов, гидрофосфатов и дигидрофосфатов.** В три пробирки насыпьте (по 1 см<sup>3</sup>) фосфата кальция, гидрофосфата кальция и дигидрофосфата кальция. Прилейте к ним немного воды и перемешайте. Лучше всего растворяется дигидрофосфат кальция, хуже гидрофосфат кальция. Фосфат кальция практически не растворяется.

**Взаимодействие ортофосфорной кислоты с гидроксидом кальция.** 1. В пробирку налейте 4—5 мл свежеприготовленной известковой воды и прибавляйте по каплям раствор ортофосфорной кислоты (1 : 20). Раствор мутнеет.

2. Продолжайте приливать раствор ортофосфорной кислоты. Раствор вновь становится прозрачным.

**Взаимодействие ортофосфорной кислоты с нитратом серебра.** К раствору ортофосфорной кислоты добавьте немного раствора нитрата серебра. Появляется осадок желтого цвета.

**Задания.** 1. Почему при добавлении раствора ортофосфорной кислоты к известковой воде сначала наблюдается помутнение, а при дальнейшем приливании раствора ортофосфорной кислоты оно исчезает? Напишите соответствующие уравнения реакций. 2. Какое вещество (желтый осадок) образуется при взаимодействии ортофосфорной кислоты с нитратом серебра? Напишите уравнение соответствующей реакции.

## Практическая работа 2

**Определение минеральных удобрений** (табл. 50). В пробирках даны образцы следующих минеральных удобрений: 1) суперфосфат, нитрат аммония, сульфат аммония, фосфоритная мука; 2) преципитат, хлорид аммония, нитрат калия, аммофос. Определите, в какой пробирке находится каждое из указанных удобрений.

## Практическая работа 3

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

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

3. Опытным путем докажете, что сульфат аммония, нитрат аммония, хло-

рид 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 фосфат натрия, а в другой фосфат кальция. Определите эти соли без проведения химических реакций.

7. В трех пробирках находятся сульфат кальция, нитрат кальция и фосфат кальция. Определите, в какой пробирке находится каждая из этих солей.

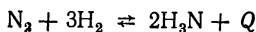
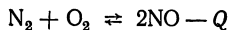
#### Вопросы и упражнения

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? Почему одна связь в молекуле азота более прочна, чем две остальные?

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

4. Даны уравнения реакций:



Поясните, как будет смещаться равновесие этих реакций: а) при изменении давления; б) при изменении 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 свободный азот. Может ли при сгорании таких газов образоваться оксид азота? Почему?

7. Напишите четыре уравнения химических реакций, при которых образуется аммиак.

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

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

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 90.

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

13. Составьте уравнения реакций, при которых образуются: а) дигидрофосфат аммония; б) гидрофосфат аммония и в) фосфат аммония.

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

Соли	Свойства, общие с другими солями	Характерные свойства
$\text{NH}_4\text{Cl}$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$		

15. Гидрокарбонат аммония иногда применяется при печении кондитерских изделий. Какие свойства этого вещества используются?

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

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

18. Напишите уравнения реакций, при помощи которых из аммиака получают азотную кислоту.

19. Определите, в какую сторону смещается равновесие реакции между оксидом азота (IV), водой и кислородом при изменении: а) температуры; б) давления. Почему?

20. Даны соляная, серная и азотная кислоты. Напишите уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, при помощи которых можно различить эти кислоты.

21. Напишите уравнения реакций, в которых участвует азотная кислота: а) характерные только для азотной кислоты; б) общие для всех кислот.

22. Даны кислоты: а) соляная; б) разбавленная серная; в) концентрированная серная; г) разбавленная азотная; д) концентрированная азотная. Напишите уравнения реакций, протекающих между ними и медью и цинком. Подчеркните окислитель одной чертой, а восстановитель — двумя.

23. Почему при взаимодействии азотной кислоты с медью, серебром и ртутью азот меняет степень окисления от  $+5$  до  $+4$  и  $+2$ , а при взаимодействии с цинком и магнием — до  $+1$ ,  $0$  и  $-3$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

24. В двух пробирках даны 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 могут быть нитраты? Напишите уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

25. В результате грозových разрядов в почве иногда может образоваться нитрат кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

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

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

28. Фосфорную кислоту можно получить при действии азотной кислоты на фосфор. Составьте уравнение этой реакции, если известно, что в ней участвует вода и выделяется оксид азота (II).

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

30. Охарактеризуйте роль важнейших питательных элементов в жизни растений.

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

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

33. Как получают калийные и комплексные удобрения? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

34. Составьте в тетрадах конспект ответа о веществах, формулы которых:  $\text{H}_3\text{N}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  (см. с. 45).

### Решите задачи

1. 11,7 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. Какой объем аммиака (н. у.) потребуется для получения 50 т 50-процентной азотной кислоты?

3. К 300 г 10-процентного раствора гидроксида калия прилили 400 г 10-процентного раствора азотной кислоты. Какова реакция полученного раствора: нейтральная, кислая или щелочная? Сколько граммов соли образовалось?

4. Содержание питательного вещества в фосфорных минеральных удобрениях вычисляют по процентному количеству оксида фосфора (V)  $P_2O_5$ . Вычислите процент содержания этого оксида в простом и двойном суперфосфате.

5. Каким количеством двойного суперфосфата можно заменить 25,3 т простого суперфосфата?

6. Количество питательного вещества в калийных удобрениях вычисляют по содержащемуся в них процентному количеству оксида калия  $K_2O$ . Сколько процентов оксида калия в калийной соли, содержащей 80% хлорида калия?

## Глава XI. УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ УГЛЕРОДА И КРЕМНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ, СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ

Элементы углерод С и кремний Si находятся в главной подгруппе IV группы периодической системы Д. И. Менделеева. В этой подгруппе находятся еще три элемента: германий Ge, предсказанный Д. И. Менделеевым (в наши дни этот элемент имеет исключительно большую роль в полупроводниковой технике), олово Sn и свинец Pb. В побочной подгруппе важнейшим элементом является титан Ti — легкий, сравнительно твердый и химически очень стойкий металл, применяемый в авиации и ракетостроении.

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 51.

Таблица 51

Схемы строения атомов углерода и кремния

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

Как видно из схем строения атомов, у углерода и кремния по два неспаренных электрона. Этим и объясняется, что эти элементы имеют степень окисления  $+2$ , например углерод в соединении  $\text{CO}$ . Однако при притоке энергии один из  $s$ -электронов может переходить на свободную  $p$ -орбиталь. Тогда в атомах этих элементов появляются четыре неспаренных электрона, и поэтому углерод и кремний проявляют степень окисления, равную четырем, например в оксидах  $\text{CO}_2$  и  $\text{SiO}_2$ . Такую же степень окисления эти элементы проявляют в соединениях с водородом  $\text{CH}_4$  (метан) и  $\text{SiH}_4$  (силан). Из-за разности электроотрицательностей (с. 119) в соединениях с кислородом эти элементы приобретают положительную степень окисления. В соединениях же с водородом углерод приобретает отрицательную степень окисления, а кремний —

положительную:  $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ ,  $\overset{+4}{\text{Si}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ ,  $\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_4$ ,  $\overset{+4}{\text{Si}}\overset{-1}{\text{H}}_4$ .

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 260).

## § 2. УГЛЕРОД И ЕГО СВОЙСТВА

Повторите из VI главы § 8.

**Строение кристаллических решеток. Аллотропия.** В результате притока энергии в атоме углерода происходит распаривание электронов и образуются четыре неспаренных электрона, из которых один  $s$ -, а три  $p$ -электроны. Доказано, что при образовании химических связей электроны стремятся приобрести облака одинаковой формы (рис. 104). 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

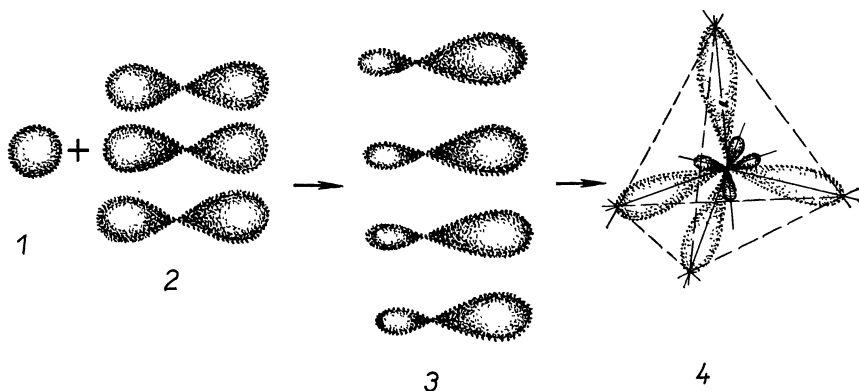


Рис. 104. Схема выравнивания (гибридизация)  $s$ - и  $p$ -электронных облаков в атоме углерода.

(рис. 105). Если вершины этих облаков перекрываются такими же облаками других атомов углерода, то между ними возникают ковалентные связи и образуется атомная, кристаллическая решетка, характерная для алмаза (см. рис. 56). Для графита характерна кристаллическая решетка другой формы (см. рис. 54). Это объясняется тем, что при образовании ковалентных  $\sigma$ -связей между атомами углерода участвуют только три валентных электрона, направленных под углом  $120^\circ$ , а четвертый участвует в образовании делокализованной  $\pi$ -связи. Этот электрон более подвижен, чем и обусловлена электрическая проводимость графита.

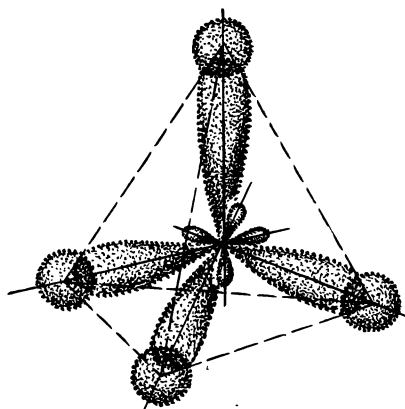


Рис. 105. Перекрывание гибризованных электронных облаков атома углерода с  $s$ -электронными облаками атомов водорода в молекуле метана.

**Физические свойства.** Алмаз и графит — два аллотропных видоизменения углерода.

Особая твердость алмаза обусловлена тем, что в его кристаллической решетке каждый атом углерода связан ковалентными связями под углом  $109^\circ 28'$  с четырьмя другими атомами, расположенными вокруг него на одинаковых расстояниях (см. рис. 56). Эти связи во всех направлениях одинаково прочные. В графите же (см. рис. 54) 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 (табл. 52).

Может возникнуть вопрос: как доказать, что графит и алмаз состоят из одного и того же элемента? В этом можно убедиться при сжигании обоих веществ. В результате сгорания образуется

Таблица 52

Физические свойства алмаза и графита

Алмаз	Графит
Очень твердый	Мягкий. Легко расслаивается на отдельные мельчайшие пластинки
Прозрачный, бесцветный	Непрозрачен, серого цвета, с металлическим блеском
Электрический ток не проводит, так как нет свободных электронов	Электрический ток проводит относительно хорошо, так как имеет свободные электроны



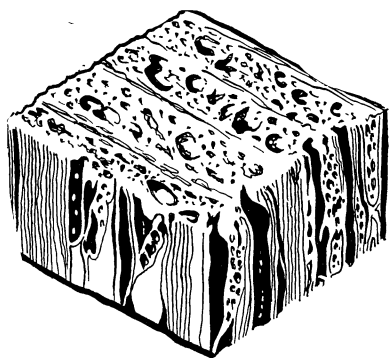


Рис. 106. Тонкопористое строение древесины.

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  $1000^{\circ}\text{C}$ , то он постепенно превращается в графит. Наоборот, если графит в присутствии катализаторов нагревают до  $3000^{\circ}\text{C}$  под давлением  $10^{10}$  Па, то он превращается в алмаз. Это способ получения искусственных алмазов.

**Углерод в природе** находится как в свободном, так и в связанном виде. В свободном

виде углерод встречается в виде графита и отдельных кристаллов 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, но этот способ пока малоэффективен.

Графит в мелкокристаллическом виде входит в состав древесного угля. Для его получения древесину нагревают без доступа воздуха. В результате ее разложения образуются уголь, горючий газ, в состав которого входит метан, жидкие продукты, содержащие деготь, уксусную кислоту, древесный спирт, или метанол, ацетон и другие вещества. Процесс обугливания происходит и с другими органическими веществами, если их сильно нагревают без доступа воздуха.

*Разложение органических веществ посредством нагревания без доступа воздуха называется пиролизом.*

**Адсорбция.** Древесный уголь после нагревания без доступа воздуха сохраняет тонкопористое строение древесины (рис. 106) и обладает очень большой поверхностью. Благодаря этому он имеет особые свойства, с которыми можно ознакомиться на опыте.

Если бросить кусочки угля в колбу, наполненную бурым газом — оксидом азота (IV), и встряхнуть, то бурая окраска исчезнет. Если затем колбу с углем нагреть, то окраска появится вновь. То же самое можно наблюдать, если раствор лакмуса или чернила взболтать с порошком угля. Эти опыты свидетельствуют

о том, что древесный уголь при обычных условиях поглощает различные газы и растворенные вещества. Чем больше молекулярная масса газа, тем лучше он поглощается. При нагревании происходит обратный процесс.

*Поглощение газов и растворенных веществ углем и другими твердыми веществами на своей поверхности называется адсорбцией, а выделение этих поглощенных веществ — десорбцией.*

Чем больше пористость угля, тем больше его поверхность и тем лучше происходит адсорбция. В целях создания большей пористости уголь повторно нагревают, пропуская через него водяной пар. При этом процессе удаляются остатки продуктов сухой перегонки и очищаются поры в угле. Так получают *активированный уголь*.

Следовательно, *характерным свойством древесного угля является его способность к адсорбции и десорбции.*

**Химические свойства.** При обычных условиях алмаз, графит и углерод в древесном угле химически инертны. Но при высоких температурах эти вещества становятся активными. В зависимости от величин электроотрицательностей элементов (с. 119) углерод в химических реакциях может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства. Характерные реакции, в которых участвует углерод, показаны в таблице 53.

Таблица 53

Химические свойства углерода	
восстановительные	окислительные
$\overset{\overline{4e^-}}{\text{C}^0} + \overset{\overline{0}}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + 402 \text{ кДж}$	$\overset{\overline{4e^-}}{\text{C}^0} + 2\overset{\overline{0}}{\text{H}_2} \xrightarrow{t} \overset{+4-1}{\text{CH}_4}$ <p style="text-align: center;">метан</p>
$2\overset{\overline{4e^-}}{\text{C}^0} + \overset{\overline{0}}{\text{O}_2} \rightarrow 2\overset{+2-2}{\text{CO}} \quad (\text{неполное сгорание})$	$\overset{\overline{2e^-}}{2\text{C}^0} + \overset{\overline{0}}{\text{Ca}^0} \xrightarrow{t} \overset{+2-4}{\text{CaC}_2}$ <p style="text-align: center;">карбид кальция</p>
$\overset{\overline{4e^-}}{\text{C}^0} + 2\overset{+2-2}{\text{CuO}} \xrightarrow{t} \overset{+4-2}{\text{CO}_2} + 2\overset{\overline{0}}{\text{Cu}^0}$	$\overset{\overline{12e^-}}{3\text{C}^0} + 4\overset{\overline{0}}{\text{Al}^0} \xrightarrow{t} \overset{+3-4}{\text{Al}_4\text{C}_3}$ <p style="text-align: center;">карбид алюминия</p>

Соединения углерода с металлами называются *карбидами*. Они образуются при нагревании соответствующих металлов с углеродом без доступа воздуха.

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

**Применение** углерода схематически показано на рисунке 107.

Ответьте на вопросы 3—8 (с. 260).

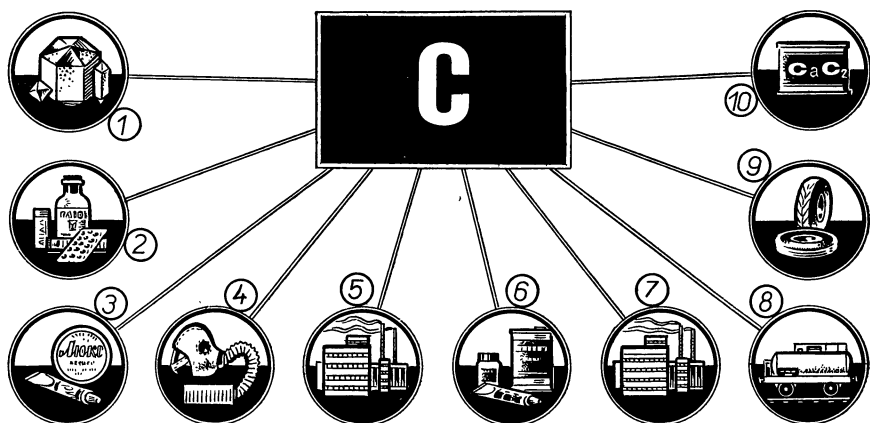
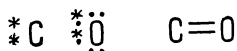


Рис. 107. Применение углерода:

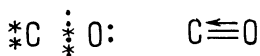
получение искусственных алмазов (1); в медицине (2); входит в состав обвального кре-  
ма (3); адсорбент (4); получение сахара (5); черной краски (6); спирта (7); синтетиче-  
ского бензина (8); резины (9); карбида кальция (10).

### § 3. 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):

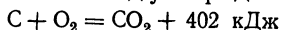


Однако такое изображение предполагает, что вокруг атома углерода размещается только шесть электронов. Как известно, атомы в соединениях стремятся приобрести устойчивую восьми-электронную структуру. Теперь доказано, что в молекуле оксида углерода (II), как и в молекуле азота (с. 201), имеется тройная связь. Третья ковалентная связь, как предполагают, образуется по донорно-акцепторному механизму (с. 183). 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 изобразить так:

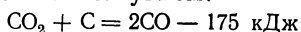


**Получение.** Оксид углерода (II) в промышленности получают в особых печах, называемых *газогенераторами*, в результате двух последовательно протекающих реакций (рис. 108). В ниж-

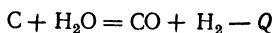
ней части газогенератора, где кислорода достаточно, происходит полное сгорание угля и образуется оксид углерода (IV):



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



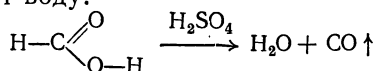
Получающийся газ состоит из свободного азота и оксида углерода (II). Такая смесь называется *генераторным газом*. В газогенераторах иногда через накалившийся уголь продувают водяной пар:



Эта смесь называется *водяным газом*.

*Превращение твердого топлива в газообразное называется газификацией.*

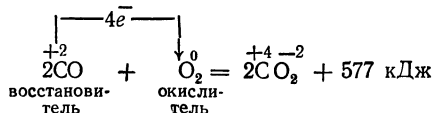
В лаборатории оксид углерода (II) легче всего получить, действуя на муравьиную кислоту  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$  серной кислотой, которая связывает воду:



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

**Химические свойства.** Оксид углерода (II) подобно оксиду азота (II) (с. 82) относится к несолеобразующим оксидам.

Оксид углерода (II) (точнее, углерод со степенью окисления +2) — 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:

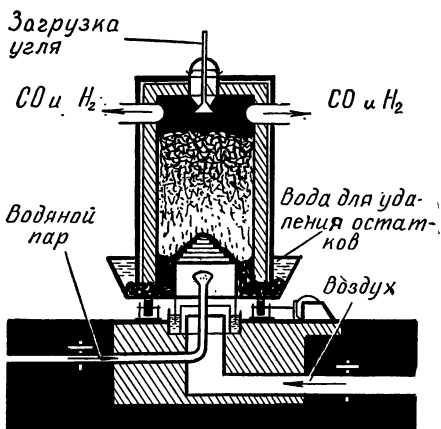
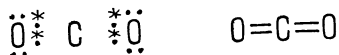


Рис. 108. Схема газогенератора.

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

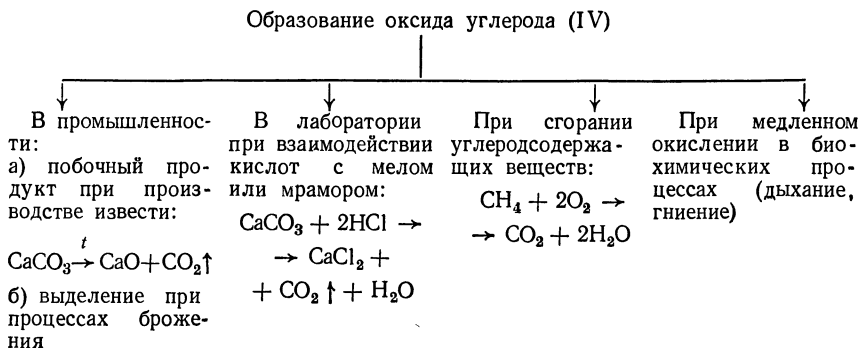
#### § 4. ОКСИД УГЛЕРОДА (IV)

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



**Получение оксида углерода (IV) в промышленности, в лаборатории и его образование при различных процессах окисления** показаны в схеме 29.

Схема 29



240

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 пояснены в таблице 54.

Таблица 54

Химические свойства оксида углерода (IV)	
общие с другими кислотными оксидами	характерные
<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> $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">щелочь</p> $\text{CO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3$ <p style="text-align: center;">избыток</p> <p>3. Реагирует с основными оксидами:</p> $\text{CO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3$	<p>1. При пропускании через известковую воду наблюдается помутнение:</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>Эта реакция используется для обнаружения оксида углерода (IV)</p> <p>2. При повышенной температуре обладает окислительными свойствами, например:</p> $\overset{+4}{\text{CO}_2} + 2\overset{0}{\text{Mg}} \rightarrow \overset{+2}{2\text{MgO}} + \overset{0}{\text{C}}$

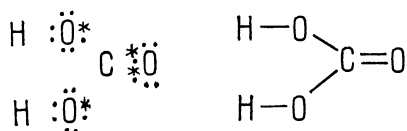
**Применение** оксида углерода (IV) показано на рисунке 109.

Ответьте на вопросы 14—17 (с. 261). Решите задачу 1 (с. 262).

## § 5. УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА

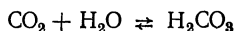
Повторите из главы IV § 2.

**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 весьма непрочное соединение, то эта реакция обратима:



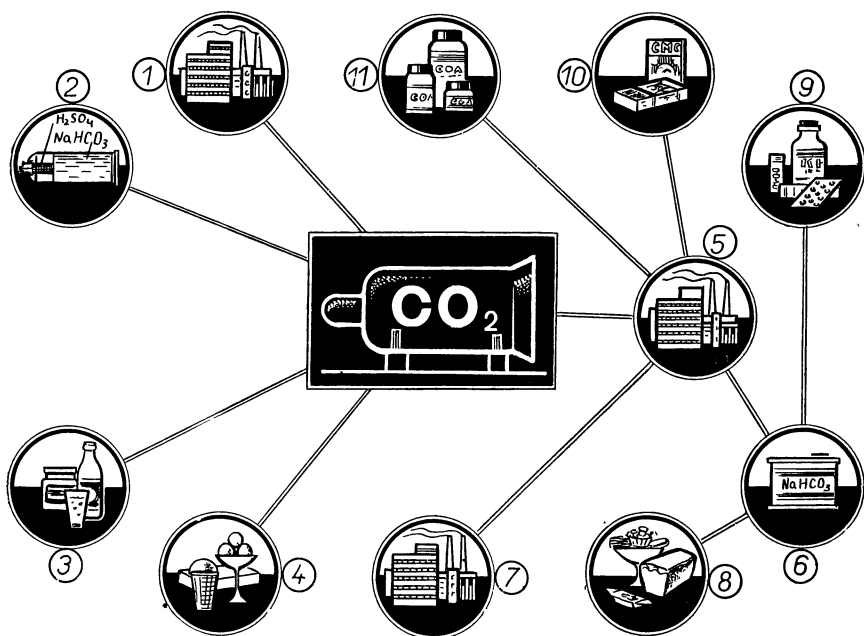


Рис. 109. Применение оксида углерода (IV) и его соединений: получение сахара (1); тушение пожаров (2); производство фруктовых вод (3); «сухой» лед (4); получение соды (5 и 6); получение стекла (7); кондитерских изделий (8); лекарственных средств (9); моющих средств (10); получение соли (11).

Такая реакция происходит при получении газированной воды. В результате такого же процесса в природных условиях образуется минеральная вода (например, нарзан).

**Физические свойства.** Угольной кислоты в свободном виде нет, так как она разлагается. Поэтому можно говорить лишь о свойствах водного раствора угольной кислоты. Он бесцветный, со слабым кислым вкусом (газированная вода).

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

**Применение.** Раствор угольной кислоты — газированная вода — входит в состав различных напитков.

Ответьте на вопросы 18—20 (с. 261).

## § 6. СОЛИ УГОЛЬНОЙ КИСЛОТЫ

Повторите из главы IV § 5.

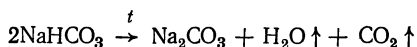
Угольная кислота как двухосновная образует два ряда солей — *карбонаты* и *гидрокарбонаты*. Например  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — карбонат натрия,  $\text{NaHCO}_3$  — гидрокарбонат натрия;  $\text{CaCO}_3$  — карбонат кальция,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  — гидрокарбонат кальция.

**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 лабораториях.

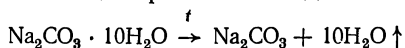
В лабораториях карбонаты можно получить общими способами получения солей (с. 91). Из-за неустойчивости угольной кислоты вместо нее для получения карбонатов используется оксид углерода (IV).

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

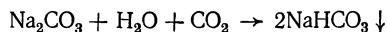
При прокаливании гидрокарбоната натрия образуется кальцинированная сода:



При растворении кальцинированной соды в воде и последующем упаривании раствора выделяется кристаллическая сода. Если ее прокалить, то кристаллизационная вода удаляется и снова 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 некоторые другие.

Гидрокарбонаты сравнительно хорошо растворимы в воде. Малорастворим гидрокарбонат натрия.

**Химические свойства** карбонатов пояснены в таблице 55.

**Применение** важнейших карбонатов и гидрокарбонатов показано на рисунке 109.

Ответьте на вопросы 21 и 22 (с. 261). Решите задачи 2—6 (с. 262).

## § 7. КРУГОВОРОТ УГЛЕРОДА В ПРИРОДЕ

В природе происходит непрерывный процесс разрушения одних углеродсодержащих веществ и образование других. Органические вещества разрушаются при сгорании топлива, при дыхании и гниении. Вместо них образуются более простые вещества, в том числе оксид углерода (IV). Оксид углерода (IV) выделяется также в процессах разложения некоторых неорганических веществ, например при обжиге известняка. Однако его количество в атмосфере остается примерно неизменным (0,03% по объе-



Химические свойства карбонатов	
общие с другими солями	характерные
<p>1. Вступают в реакцию обмена с другими солями:</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <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> $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>или под воздействием щелочей:</p> $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p>4. Карбонаты в водном растворе в присутствии оксида углерода (IV) превращаются в гидрокарбонаты:</p> $\text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	<p>1. Под действием сильных кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за бурного выделения оксида углерода (IV):</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{KHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ <p>2. Вследствие гидролиза растворы карбонатов обладают щелочной реакцией:</p> $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ <p>При выпаривании раствора из него выделяются <math>\text{NaHCO}_3</math> и <math>\text{NaOH}</math></p>

му)<sup>1</sup>. Это объясняется тем, что оксид углерода (IV) участвует в фотосинтезе и атомы углерода снова переходят в состав органических веществ растительного мира. Многие из этих веществ употребляют в качестве пищи животные и человек. В результате разложения без доступа воздуха остатков древних животных и растений образовалась нефть, а из растительных остатков — каменный уголь и торф. Так происходит непрерывный круговорот углерода в природе (рис. 110).

## § 8. ТОПЛИВО И СПОСОБЫ ЕГО СЖИГАНИЯ

Повторите из главы II § 5.

**Виды топлива.** На практике используются три вида топлива: твердое, жидкое и газообразное.

К твердому топливу относятся антрацит, каменный уголь, бурый уголь, горючие сланцы, торф и дрова.

Качество топлива определяется его теплотворной способностью, т. е. количеством теплоты (в килоджоулях), которое выделяется при сгорании 1 кг топлива. Теплотворная способность топлива тем выше, чем оно богаче углеродом.

<sup>1</sup> Исследования показывают, что количество оксида углерода (IV) в атмосфере медленно возрастает: в 1860 г. его было 0,028, а в настоящее время — 0,036% (по объему).

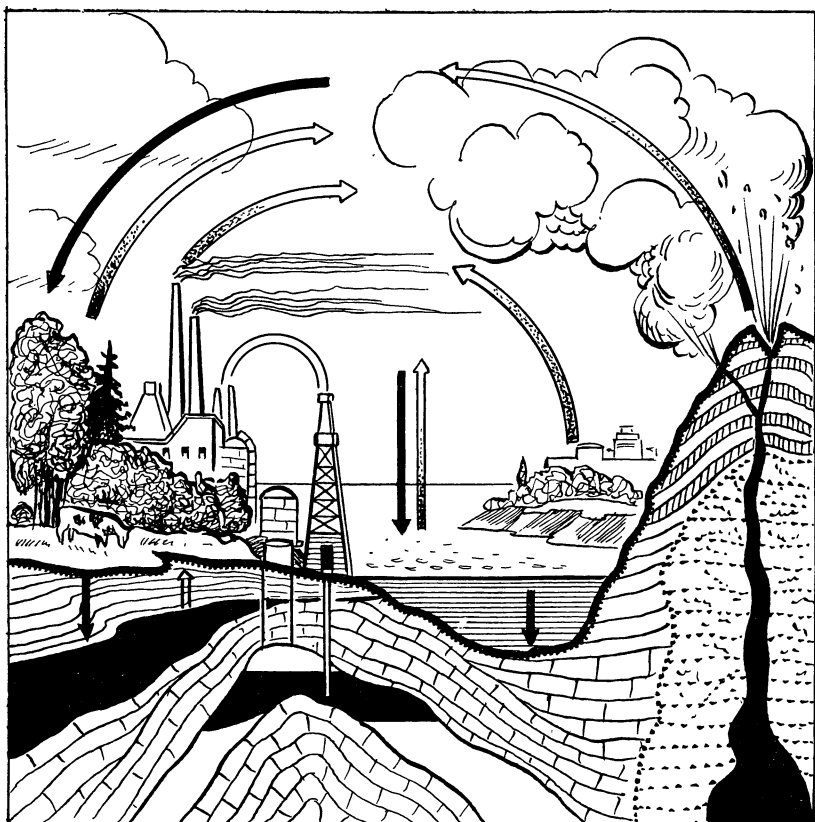


Рис. 110. Круговорот углерода в природе.

Ископаемые угли используются не только в качестве топлива. Примерно  $\frac{1}{4}$  добытых углей подвергают пиролизу, в результате получают кокс и различные вещества, которые используются для производства пластмасс, красителей, медикаментов и других продуктов. Добыча и использование природного топлива, в том числе ископаемых углей, в нашей стране непрерывно растет (табл. 56).

К жидкому топливу относятся продукты переработки нефти: бензин, керосин, мазут. Теплотворная способность нефти и ее продуктов исключительно велика. Рост добычи этого ценного топлива в нашей стране показан в таблице 56.

По количеству добываемых углей и нефти наша страна занимает первое место в мире.

Важнейшие месторождения каменных углей и нефти показаны на карте (см. приложение, с. 468).

Вид топлива	Рост добычи природного топлива по годам			
	1965	1970	1975	1980 (план)
Ископаемый уголь (в млн. т)	578	624	701	805
Нефть (в млн. т)	243	353	491	640
Газ (в млрд. м <sup>3</sup> )	129,2	200	289	435

К газообразному топливу относится природный газ, главной составной частью которого является метан. В последнее время масштабы применения этого вида топлива все увеличиваются (табл. 56).

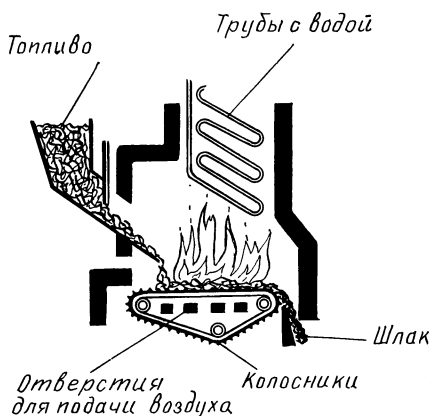


Рис. 111. Сжигание твердого топлива.

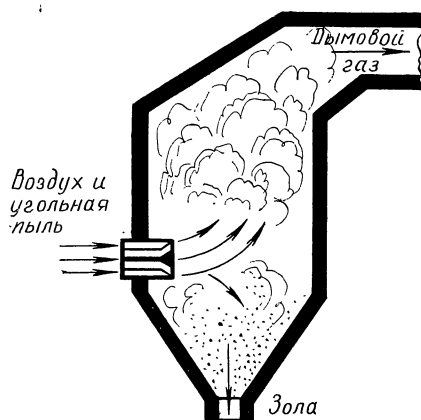


Рис. 112. Сжигание твердого топлива в пылеобразном состоянии.

**Сжигание топлива.** В промышленности твердое топливо сжигают в печах непрерывного действия. Принцип непрерывности (с. 173) осуществляется при помощи подвижной колосниковой решетки (рис. 111), на которую непрерывно подается твердое топливо. Скорость реакций, в которых участвуют твердые вещества, зависит от величины их поверхности (с. 165), а последняя — от степени измельчения. Однако степень измельчения ограничивается до определенных размеров.

Оптимальные условия необходимо также соблюдать при подаче воздуха в топку. Если его недостаточно, то сгорание будет неполное: образуется оксид углерода (II) и остаются несгоревшие мелкие частицы угля в виде сажи (черный дым). В результате выделяется гораздо меньше теплоты по сравнению с теоретически возможным. Если же воздух подается в избытке, то значительная часть выделенной теплоты затрачивается на обогревание избыточного воздуха.

В целях более рационального сжигания сооружаются печи, в которых твердое топливо можно сжечь в пылеобразном состоянии (рис. 112). Подобным образом сжигают и жидкое топливо (рис. 113).

С каждым годом все больше в качестве топлива используются горючие газы. Для сжигания газообразное топливо и воздух подают в топку по металлической трубке (сопло). При выходе из сопла газовую смесь поджигают (рис. 114). Для сжигания газообразного топлива используются также особые керамические печи, в которых горючий газ и нужное количество воздуха подаются в мельчайшие каналы, где происходит сгорание.

Газообразное топливо имеет ряд преимуществ перед твердым топливом: а) экономически более выгодна добыча и транспортировка; б) упрощается устройство топок и облегчается труд человека при подаче топлива в печь; в) упрощается управление процессом горения и облегчается соблюдение гигиены труда; г) достигается более полное и рациональное сжигание топлива; д) почти полностью устраняется засорение окружающей среды.

**Роль химии в энергетике.** Всем известны слова В. И. Ленина: «Коммунизм — это Советская власть плюс электрификация всей страны». Из этих слов понятно, какое большое значение придавал В. И. Ленин энергетической вооруженности нашей страны. Этому способствует строительство мощных гидротепловых электростанций, причем некоторые из них являются самыми мощными в мире.

Все же 85% всей энергии мы получаем за счет сжигания топлива. На всех видах современного транспорта главным источником энергии являются различные нефтепродукты (бензин, соляровые масла, керосин, мазут).

Большое значение имеют и такие химические источники энергии, как магний, литий, бор, алюминий и гидриды этих элементов. При сжигании этих веществ выделяется очень много теплоты, которая используется очень широко, например в ракетных двигателях и т. д.

Колоссальные запасы энергии таит в себе атом. В нашей стра-

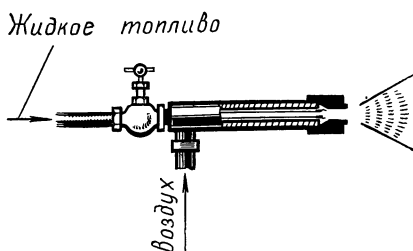


Рис. 113. Сжигание жидкого топлива.

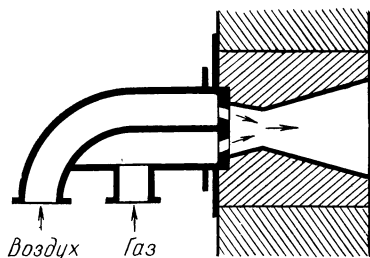


Рис. 114. Сжигание газообразного топлива.

не уже построены электростанции, на которых источником энергии являются атомы радиоактивных элементов.

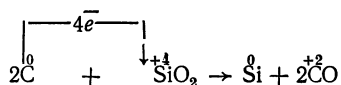
Ответьте на вопросы 23 и 24 (с. 261).

## § 9. КРЕМНИЙ И ЕГО СВОЙСТВА

**Нахождение в природе.** По распространенности в земной коре кремний занимает второе место после кислорода (примерно 26%). В отличие от кислорода кремний встречается только в соединениях, которые содержатся в земной коре.

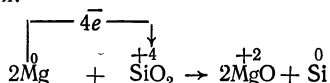
Наиболее распространенными соединениями кремния являются оксид кремния (IV)  $\text{SiO}_2$  (кремнезем) и каолинит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Оксид кремния (IV) — это основная часть песка, а каолинит — основная составная часть глин.

**Получение.** В промышленности кремний получают при нагревании смеси песка с углем:



Восстановленный кремний частично реагирует с избытком углерода, и образуется карборунд  $\text{SiC}$ . Карборунд (карбид кремния) — очень твердое вещество и поэтому применяется для изготовления точильных и шлифовальных устройств.

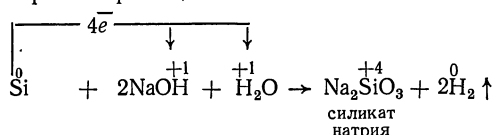
В лаборатории кремний получают при взаимодействии смеси чистого песка с порошком магния:



**Физические свойства.** Известны аморфный и кристаллический кремний. В реакции оксида кремния (IV) с магнием получается аморфный кремний, представляющий собой бурый порошок. При выделении кремния из расплавленных металлов (Zn, Al) получают его кристаллическую модификацию с такой же кристаллической решеткой, как у алмаза. Кристаллический кремний обладает металлическим блеском, тугоплавкий, очень твердый, с незначительной электрической проводимостью.

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

Кислоты (за исключением фтороводородной) на кремний не действуют, но растворы щелочей с ним взаимодействуют:



**Применение.** Большие количества кремния расходуются для получения кремнистых сталей, обладающих высокой жаропроч-

ностью и кислотоупорностью. Кристаллы кремния, подобно германию, являются полупроводниками и поэтому успешно применяются как выпрямители переменного тока в различных устройствах, в том числе в электровычислительных машинах. Весьма перспективно использование кристаллов кремния в фотоэлементах, при помощи которых энергия солнечного излучения превращается в электрическую.

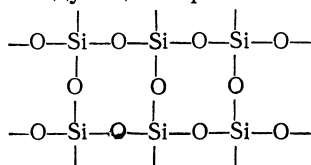
Ответьте на вопросы 25 и 26 (с. 261).

## § 10. ОКСИД КРЕМНИЯ (IV)

Повторите из VI главы § 8.

**Строение кристаллической решетки.** Для выяснения строения твердого оксида кремния (IV) необходимо вспомнить учение о строении кристаллических решеток (с. 124).

Оксид углерода (IV) имеет очень низкую температуру плавления ( $-56,6^{\circ}\text{C}$ ), а оксид кремния (IV) — очень высокую (кварц плавится при  $1728^{\circ}\text{C}$ ). Низкую температуру плавления имеют вещества с молекулярной решеткой (например,  $\text{CO}_2$ ), а высокую — вещества с атомной решеткой. Руководствуясь этими закономерностями, можно сделать вывод, что твердый оксид кремния (IV) должен иметь атомную решетку. Это подтверждено многими исследованиями. Кристаллическая решетка оксида кремния (IV) имеет следующее строение:



Из схемы видно, что отдельных молекул  $\text{SiO}_2$  нет. Весь кристалл представляет одну гигантскую молекулу  $(\text{SiO}_2)_n$ , но для простоты записи состав оксида кремния (IV) изображают формулой  $\text{SiO}_2$ , что, разумеется, неточно.

**Нахождение в природе.** Оксид кремния (IV) встречается в природе в виде песка. Как правило, песок загрязнен примесями (оксиды железа), которые придают ему желтую окраску. Чистые кристаллики оксида кремния (IV) называются *кварцем*. Его кристаллики в виде включений имеются в гранитах и других горных по-

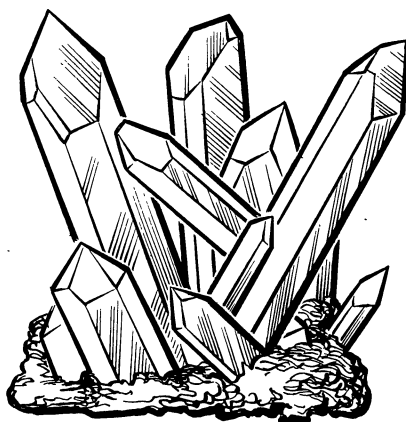


Рис. 115. Горный хрусталь.

родах, при разрушении которых образуется песок. В природе встречаются также большие бесцветные кристаллы кварца, называемые *горным хрусталем* (рис. 115).

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

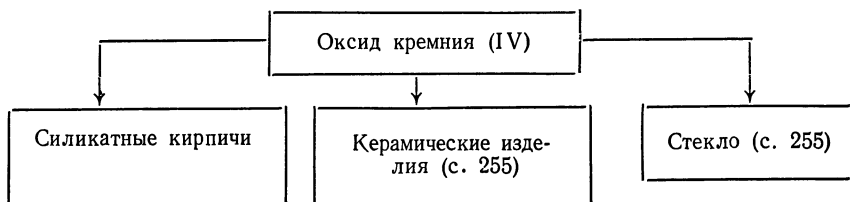
**Химические свойства.** Оксид кремния (IV) является кислотным оксидом. Его химические свойства пояснены в таблице 57.

Таблица 57

Химические свойства оксида кремния (IV)	
общие с другими кислотными оксидами	характерные
<p>1. При нагревании реагирует с 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> $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$

**Применение** оксида кремния (IV) в виде песка показано на схеме 30.

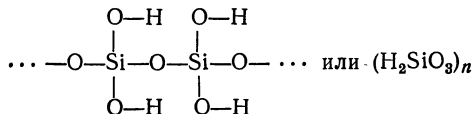
Схема 30



Ответьте на вопросы 27 и 28 (с. 261).

## § 11. КРЕМНИЕВАЯ КИСЛОТА

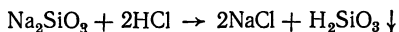
**Строение молекулы.** Состав кремниевой кислоты условно изображают формулой  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . В действительности ее состав более сложный. Его можно изобразить так:



Известно много различных кремниевых кислот с общей формулой  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ .

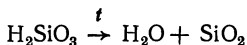
**Получение.** В отличие от многих других кислот, кремниевую кислоту нельзя получить гидратацией оксида кремния (IV), ибо он с водой не реаги-

рует. 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*.

**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 проявляет: она еще слабее угольной кислоты. Кремниевая кислота непрочная, она постепенно разлагается:



Ответьте на вопрос 29 (с. 261).

## § 12. КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

**Сущность и определение коллоидных растворов.** При взбалтывании веществ с водой образуются либо однородные прозрачные системы (растворы), либо мутные взвеси (суспензии или эмульсии, с. 60). Оказывается, что однородные прозрачные системы, т. е. растворы, тоже бывают двух видов.

1. *Растворы, неоднородность которых нельзя обнаружить даже в ультрамикроскоп<sup>1</sup>, называются истинными* (с. 61). При их выпаривании растворенные вещества выделяются в кристаллическом виде.

2. *Растворы, неоднородность которых можно обнаружить в ультрамикроскоп, называются коллоидными* (слово «коллоид» произошло от греческого названия клея «колла» и означает «подобный клею»). По своей сущности коллоидные растворы отличаются от истинных растворов и грубых взвесей размером частиц (см. табл. 58). Содержащиеся в этих растворах вещества обычно выделяются в виде студня (например, кремниевая кислота).

В истинных растворах отдельные частицы представляют собой молекулы и гидраты ионов. В коллоидных же растворах отдельные частицы состоят из скопления многих молекул или атомов, на поверхности которых адсорбированы ионы.

*Коллоидные растворы представляют собой неоднородные системы, в которых равномерно распределены частицы размером от  $10^{-5}$  до  $10^{-7}$  см, обычно состоящие из многих атомов или молекул.*

Молекулы некоторых веществ, например белков, настолько крупны, что их размер достигает величины от  $10^{-5}$  до  $10^{-7}$  см. В связи с этим и растворы некоторых белков, например казеина, многие ученые относят к коллоидным растворам.

<sup>1</sup> Ультрамикроскоп отличается от обыкновенного тем, что в нем используется принцип рассеивания света. Благодаря этому коллоидная частица в ультрамикроскопе кажется яркой точкой на темном фоне.



Вид взвесей или растворов	Примеры	Внешний вид и видимость частиц
1. Взвеси а) суспензии	Смесь глины с водой	Мутная. Частицы видны невооруженным глазом
б) эмульсии	Смесь растительного масла или бензина с водой	Мутная. Отдельные капельки видны невооруженным глазом
2. Растворы а) коллоидные	Раствор яичного белка в воде	Прозрачный. Отдельные частицы обнаруживаются только при помощи ультрамикроскопа
б) истинные	Раствор сахара или поваренной соли в воде	Прозрачный. Отдельные частицы нельзя обнаружить даже при помощи ультрамикроскопа

**Нахождение в природе.** Коллоидные растворы широко распространены в природе и играют важную роль в жизненных процессах. Так, например, яичный белок, плазма крови представляют собой коллоидные растворы. Коллоидные растворы содержатся также в почве.

**Получение.** Коллоидные растворы образуются при растворении в воде некоторых высокомолекулярных веществ, например белков. Получают их также при некоторых химических реакциях. Например, при взаимодействии растворов силикатов с кислотами выделяется кремниевая кислота, которая с водой образует коллоидный раствор.

**Свойства.** Характерное свойство коллоидных растворов — их прозрачность. В этом они

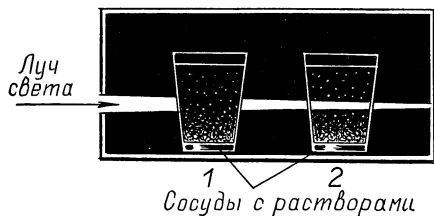


Рис. 116. Пропускание луча света через растворы:

1 — истинный раствор хлорида натрия; 2 — коллоидный раствор гидроксида железа (III).

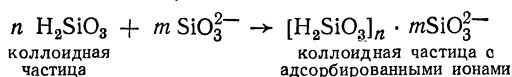
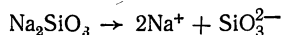
сходны с истинными растворами. Но если пропустить луч света через эти растворы, то можно обнаружить их отличие: при прохождении луча через коллоидный раствор появляется светящийся конус (рис. 116), так как коллоидные частицы крупнее частиц в истинных растворах и поэтому способны рассеивать проходящий свет.

## и растворы

Способность осаждаться	Способность задерживаться фильтрами	Диаметры частиц, в см
Осаждаются легко, иногда в течение нескольких минут	Задерживаются обычными фильтрами, например фильтровальной бумагой »	Больше $10^{-5}$  »
Осаждаются с трудом в течение продолжительного времени	Задерживаются только ультрафильтрами с очень маленькими порами (пергаментная бумага, животный пузырь)	$10^{-5}—10^{-7}$
Не осаждаются	Фильтрами не задерживаются	Меньше $10^{-7}$

В отличие от суспензий и эмульсий коллоидные растворы не отстаиваются. И в этом отношении они сходны с истинными растворами. Это объясняется тем, что частицы коллоидных растворов сравнительно малы и, получая удары от молекул растворителя, они находятся в постоянном движении.

Может возникнуть вопрос: почему при взаимных столкновениях коллоидные частицы не слипаются? Это объясняется тем, что вещество в коллоидном, т. е. в мелко раздробленном, состоянии обладает большой поверхностью. Поэтому коллоидные частицы адсорбируют на своей поверхности либо положительно, либо отрицательно заряженные ионы. Например, при получении кремниевой кислоты ее молекулы адсорбируют отрицательные ионы  $\text{SiO}_3^{2-}$ , которых в растворе много вследствие диссоциации молекул силиката натрия:



Частицы же с одноименными зарядами взаимно отталкиваются и поэтому не слипаются.

При кипячении коллоидных растворов происходит *десорбция*, т. е. коллоидные частицы теряют заряд, начинают укрупняться и оседают. То же самое наблюдается при приливании какого-либо электролита. В таком случае коллоидная частица притягивает

к себе противоположно заряженный ион, и ее заряд нейтрализуется.

*Слипание коллоидных частиц и их оседание из раствора называется коагуляцией.*

**Значение.** Выше уже было сказано о большом значении коллоидных растворов в живой природе. Не менее важна их роль в производстве. Различные клеи, лаки и краски — это коллоидные растворы. Во многих продуктах питания (молоко, какао, хлеб) также содержатся коллоиды.

Ответьте на вопросы 30—32 (с. 261).

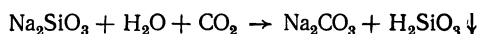
### § 13. СОЛИ КРЕМНИЕВОЙ КИСЛОТЫ

**Строение молекул.** Как и для кремниевой кислоты, принятые формулы ее солей ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{CaSiO}_3$  и т. д.) условны. Существует много различных силикатов, которые образуются при полном или частичном замещении атомов водорода атомами металлов в молекулах кислот  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ .

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

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

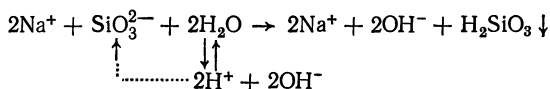
**Химические свойства.** 1. *Силикаты реагируют почти со всеми кислотами,* в том числе и с угольной кислотой:



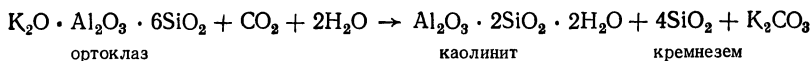
2. *Растворимые силикаты могут участвовать в реакциях обмена с другими солями:*



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 глин и песка, а из них в результате биохимических процессов — почва.

**Применение.** Из растворенных силикатов наибольшее применение имеет силикат натрия. Его водный раствор используется

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 используются в силикатной промышленности.

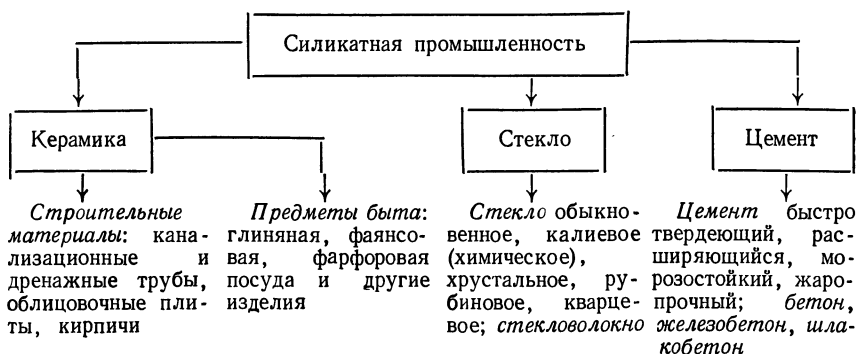
Ответьте на вопрос 33 (с. 261).

## § 14. СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

К силикатной промышленности относится отрасль производства, которая занимается переработкой различных соединений кремния.

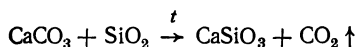
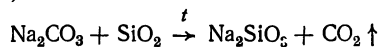
Важнейшие материалы, вырабатываемые силикатной промышленностью, показаны в схеме 31. С производством некоторых из них ознакомимся подробнее.

Схема 31



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

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



Образовавшиеся силикаты натрия и кальция сплавляются с песком, который берут в избытке. Стекло не является индивиду-

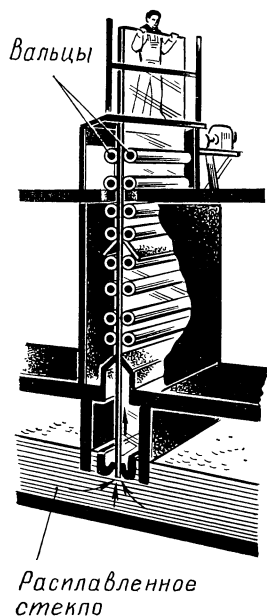


Рис. 117. Машина для изготовления листового стекла.

альным 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  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , то получают более тугоплавкое, устойчивое к химическим реакциям стекло (химическое, или калиевое, стекло). 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 хрустального стекла изготавливают также художественную 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 этого стекла, можно накаливать добела, бросить в холодную воду, и она не трескается, поэтому 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) получается синее стекло. Оксид хрома (III) придает стеклу зеленый цвет, оксид меди (II) — сине-зеленый. Добавлением небольших количеств мелко раздробленного золота получают рубиновое стекло.

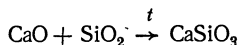
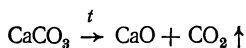
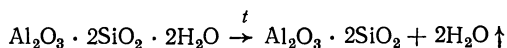
Расплавленное стекло при охлаждении твердеет не сразу, а постепенно загустевает, образуя сначала вязкую массу. Благодаря этому свойству стеклу в разогретом состоянии можно придать любую форму. В целях формовки стеклянных изделий применяют *выдувание* (бутылки, электролампы), *прессование* (пуговицы),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

Изготовление листового стекла путем вытягивания производится при помощи специальных машин (рис. 117). 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. Стеклянные ткани применяются в качестве тепло- и электроизоляторов. Из стекловолокна и пластмасс изготавливают *стеклопластики*, которые по прочности не уступают стали.

**Производство цемента.** Основным сырьем для производства цемента являются *известняк и глина*, содержащая оксид кремния (IV). Эти вещества тщательно перемешивают и их смесь обжигают в наклонных цилиндрических печах, длина которых достигает более 200 м и около 5 м в поперечнике (рис. 118). В процессе обжига печь медленно вращается, и исходные материалы постепенно движутся к нижнему концу навстречу потоку раскаленных газов (принцип противотока, с 172) — продуктов сгорания поступающего газообразного или вдуваемого через форсунку жидкого 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:



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, входящие в состав цемента, реагируют с

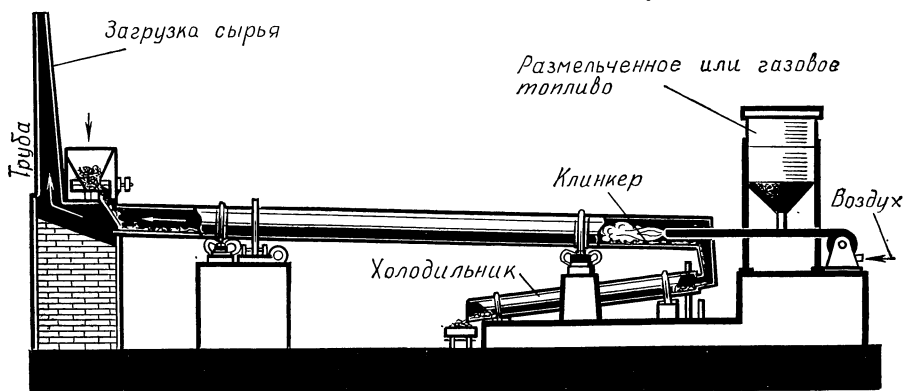


Рис. 118. Цилиндрическая печь для обжига смеси глины с известняком при производстве цемента.

водой с образованием каменистой массы. В зависимости от состава изготовляют различные сорта цемента (см. схему 31).

В нашей стране повсюду развернуто грандиозное строительство заводов, электростанций и жилых массивов. 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 получаются 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 цемента наша страна занимает первое место в мире. Следующие данные (в млн. т) характеризуют развитие производства цемента в СССР:

1955 г.	1963 г.	1965 г.	1970 г.	1975 г.	1980 г. (планируется)
16	61	72	95	127	143—146

В 1977 г. в СССР было произведено в 2 раза больше цемента, чем в США.

Ответьте на вопросы 34 и 35 (с. 261).

## § 15. КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IV ГРУППЫ

В главной подгруппе с увеличением атомных масс закономерно увеличиваются радиусы атомов в ряду элементов углерод С, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. В связи с этим в такой же последовательности увеличиваются их металлические свойства: углерод в основном обладает неметаллическими свойствами; кремний тоже неметалл, но у него замечается усиление некоторых металлических свойств; кремний является полупроводником и обладает металлическим блеском; германий по свойствам можно причислить к металлам и к неметаллам, он хрупкий и является полупроводником; олово и особенно свинец уже имеют все физические свойства металлов — металлический блеск, сравнительно хорошую электрическую проводимость, теплопроводность и пластичность.

В такой же последовательности закономерно изменяются химические свойства этих элементов. Так как у их атомов на наружном энергетическом уровне имеются четыре электрона, то они имеют степень окисления +4 или —4 и образуют высшие оксиды с общей формулой  $RO_2$  и соединения с водородом —  $RH_4$ . Прочность соединений элементов с водородом в данном ряду уменьшается. Метан  $CH_4$  сравнительно прочное соединение, а гидрид свинца  $PbH_4$  разлагается уже при обыкновенных условиях. Кислотные свойства гидратов высших оксидов резко ослабевают: оксид углерода (IV) и оксид кремния обладают только кислот-

ными свойствами, а оксид германия (IV) уже является амфотерным.

Ответьте на вопросы 36 и 37 (с. 262).

### Лабораторные опыты

**Получение угля термическим разложением древесины.** В пробирку поместите лучинки длиной 2—3 см, закройте ее пробкой и нагрейте. Из газоотводной трубки выделяется газ. Если газ поджечь, то он горит ярким пламенем. В пробирке остается уголь, смола и водянистая жидкость.

**Адсорбция газов углем.** В пробирку с оксидом азота (IV) всыпьте немного активированного угля и сильно встряхните. Бурая окраска газа постепенно обесцвечивается.

**Сжигание угля в кислороде (с. 41).**

**Восстановление металлов из их оксидов углем.** В фарфоровой чашке приготовьте смесь, состоящую из 0,2 г угольного порошка и 2 г оксида меди (II). Полученную смесь всыпьте в пробирку и закройте пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки поместите в другую пробирку со свежеприготовленной известковой водой. Пробирку со смесью угольного порошка и оксида сильно нагрейте. Раствор известковой воды мутнеет. Смесь в пробирке постепенно приобретает желтовато-красный цвет.

**Задания.** 1. Как из древесины можно получить уголь? 2. Почему обесцвечивается бурая окраска газа в присутствии активированного угля? 3. Почему при нагревании оксидов металлов с углем образуются свободные металлы? Напишите уравнение соответствующей реакции. Что при этой реакции окисляется, а что восстанавливается?

**Получение оксида углерода (IV) и испытание его свойств.** 1. Приготовьте аппарат, как показано на рисунке 119. Поместите в пробирку несколько небольших кусков мела или мрамора и прилейте немного разбавленной соляной кислоты. Происходит «вскипание» — выделяется газ.

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

3. Несколько минут продолжайте пропускать газ через мутный раствор — взвесь растворяется.

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 — раствор становится розовым.

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

**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 всех соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

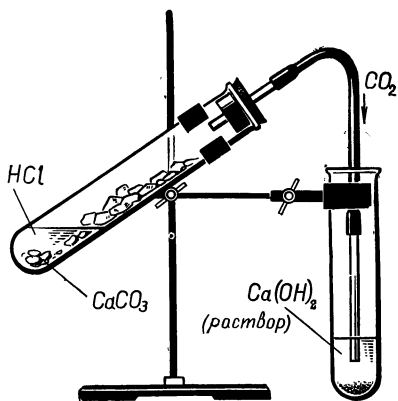


Рис. 119. Получение оксида углерода (IV).



**Действие кислот на карбонаты.** В одну пробирку положите немного мела, а в другую карбонат магния. В первую пробирку влейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, а во вторую столько же разбавленной серной кислоты. Обе пробирки закройте пробками с газоотводными трубками, концы которых поместите в пробирки с известковой водой. В обеих пробирках происходит «вскипание». Выделяется газ, от действия которого известковая вода мутнеет.

**Разложение гидрокарбоната натрия при нагревании.** 1. Всыпьте в пробирку на  $\frac{1}{3}$  ее объема гидрокарбоната натрия. Закрепите ее в штативе наклонно, чтобы выделяющаяся вода не попадала на раскаленный участок пробирки, и содержимое сильно нагрейте. Выделяется газ.

2. Полученный газ пропустите через раствор известковой воды. Известковая вода мутнеет.

**Задания.** 1. Что происходит, если на карбонаты действуют кислотами? 2. Какие вещества образуются, если гидрокарбонат натрия подвергают нагреванию? 3. О чем свидетельствует помутнение известковой воды? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. На основе этих уравнений поясните, как определяют карбонат-ион.

**Испытание растворов карбонатов и силикатов индикаторами.** В одной пробирке с 2—3 мл дистиллированной воды растворите немного карбоната натрия, а в другой силикат натрия. В обе пробирки опустите красные лакмусовые бумажки. Они окрашиваются в синий цвет.

**Задание.** Почему лакмусовые бумажки синеют? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Получение кремниевой кислоты.** 1. К 4—5 мл концентрированного раствора силиката натрия прибавьте 2—2,5 мл разбавленной соляной кислоты (1 : 1). Появляется студенистый осадок.

2. В пробирку налейте 2—3 мл концентрированного раствора силиката натрия и пропустите через него оксид углерода (IV). Выпадает студенистый осадок.

**Задания.** 1. Об образовании какого вещества свидетельствуют появившиеся студенистые осадки? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. 2. Какая из кислот,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  или  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , является более сильной?

#### **Вопросы и упражнения**

1. Начертите схемы строения атомов углерода и кремния. На основе строения их атомов перечислите общие и отличительные свойства этих 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 элемента? Поясните, почему их свойства столь различны.

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

5. Как можно доказать, что хлеб, молоко, мясо содержат углерод?

6. Охарактеризуйте химические свойства углерода и его применение.

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 107, поясните, для каких целей применяется углерод.

9. Поясните 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 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?

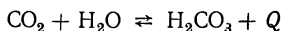
14. Составьте уравнения реакций, протекающих с образованием оксида углерода (IV) в природе, в быту, в лабораториях и в промышленности.

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

16. Горящая свеча (лучинка) гаснет как в азоте, так и в атмосфере оксида углерода (IV). Почему? Поясните, 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 уравнение обратимой реакции: а) вправо и б) влево



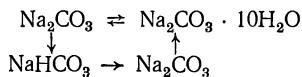
Почему эта реакция обратимая?

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 слабая, но все же реагирует с металлами? Почему?

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

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

22. Поясните уравнениями реакций, как можно осуществить указанные превращения:



23. Чем вызвано появление черного дыма из заводских труб и как это можно устранить?

24. Древесина подвергается сильному нагреванию как при пиролизе, так и при горении. Поясните, что общего в этих процессах и чем они отличаются.

25. Как получают свободный кремний в технике и в лабораториях? Составьте уравнения этих реакций и проанализируйте их с электронной точки зрения.

26. Каковы физические и химические свойства кремния? Составьте уравнения соответствующих реакций. Поясните, какие свойства кремния используются в технике.

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

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

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

30. Охарактеризуйте коллоидные растворы. Чем они отличаются от истинных растворов и взвесей?

31. Каково строение коллоидных частиц? Чем такое строение объясняется и как оно отражается на свойствах коллоидных растворов?

32. Каково значение коллоидных растворов?

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

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

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

36. Как в главной подгруппе IV группы изменяются свойства водородных соединений элементов от углерода к свинцу? Почему?

37. Составьте конспект ответа о веществах, формулы молекул которых приведены:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (образец см. на с. 45).

#### **Решите задачи**

1. Какой объем оксида углерода (IV) выделится (н. у.) при обжиге 500 т известняка, содержащего 10% примесей?

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

3. Сколько потребуется 5-процентного раствора соляной кислоты для полного разложения 11,2 г карбоната натрия?

4. В 365 г воды растворили 135 г кристаллической соды. Каково процентное содержание безводной соли в этом растворе?

5. Сколько потребуется сырья для получения 1 т стекла?

6. 146 г смеси, состоящей из карбоната и гидрокарбоната натрия, сильно прокалили. Остаток после прокаливания весил 137 г. Рассчитайте процентный состав смеси.

## Глава XII. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Из открытых 106 элементов большинство (более 80) относится к металлам. Металлы имеют общие свойства, с которыми мы ознакомимся в этой главе.

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

Повторите из главы VI § 4.

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

Таблица 59

Периоды	Размещение неметаллов в периодической системе химических элементов							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	H							He
II				C	N	O	F	Ne
III			B	Si	P	S	Cl	Ar
IV					As	Se	Br	Kr
V						Te	I	Xe
VI								Rn
VII								

Из таблицы 59 видно, что все элементы I, II, III групп, за исключением водорода и бора, являются металлами.

Таким образом, *металлы в основном располагаются в левой и нижней части таблицы, а неметаллы — в правой части наверху.*

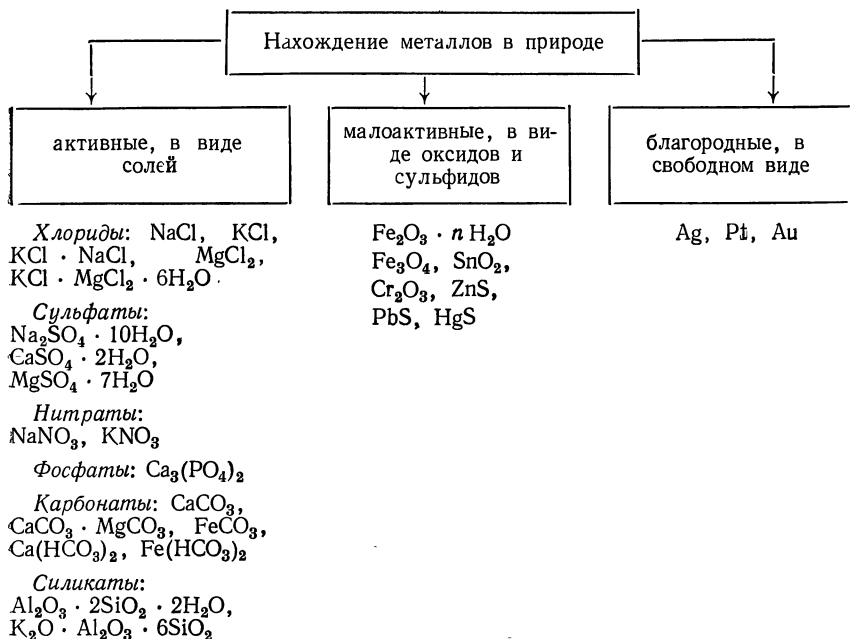
Ответьте на вопрос 1 (с. 275).

## § 2. 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 (с. 38). Содержание остальных металлов незначительно. Так, например, хрома в земной коре всего лишь 0,03, никеля — 0,2, а меди — 0,01%.

Металлы встречаются в природе как в свободном виде, так и в виде различных соединений (схема 32).

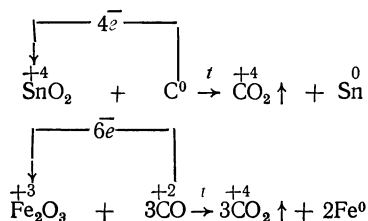
Схема 32



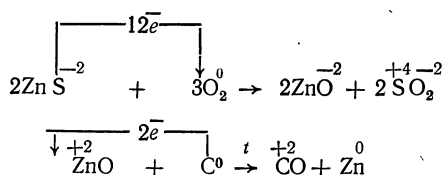
**Способы получения.** Наиболее активные металлы (Na, K, Ca, Mg) получают путем электролиза (с. 193). Менее активные металлы восстанавливают из оксидов углем, оксидом углерода (II) или алюминием; сульфиды металлов вначале обжигают.

Приведем несколько примеров.

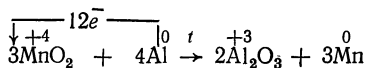
1. Восстановление оксидов углем или оксидом углерода (II):



2. Обжиг сульфидов с последующим восстановлением образовавшихся оксидов:



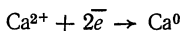
3. Восстановление более активным металлом (алюминотермия):



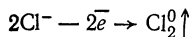
4. Электролиз расплавов:



На катоде



На аноде



Ответьте на вопрос 2 (с. 275).

### § 3. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. ВАЖНЕЙШИЕ ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Повторите из главы IV § 7.

**Строение кристаллических решеток и металлическая связь.** Атомные радиусы металлов, как правило, гораздо больше атомных радиусов неметаллов. Поэтому атомы металлов сравнительно легко отдают наружные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. Оторвавшиеся от атомов электроны располагаются между положительными ионами и относительно свободно перемещаются между ними. Между положительными ионами металлов и этими электронами возникает связь, т. е. электроны как бы цементируют отдельные слои положительных ионов. Так как электроны находятся в непрерывном движении, то при их столкновении с положительными ионами последние могут на некоторое время превратиться в нейтральные атомы.

*Кристаллические решетки, в узлах которых находятся положительные ионы и некоторое число нейтральных атомов, между которыми передвигаются относительно свободные электроны, называются металлическими (рис. 120, 3).*

*Связь, которую осуществляют эти относительно свободные электроны между ионами металлов, образующих кристаллическую решетку, называется металлической.*

**Физические свойства.** Особое строение кристаллических решеток металлов придает им ряд общих свойств.

**Металлический блеск.** Все металлы обладают характерным металлическим блеском. Это свойство объясняется тем, что ме-

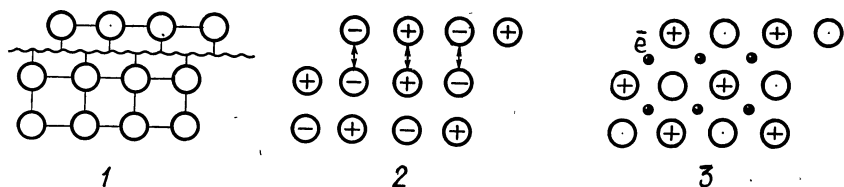
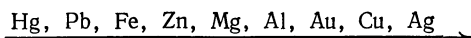


Рис. 120. Связь строения кристаллических решеток с механической прочностью соответствующих веществ:

1 — атомная решетка; 2 — ионная решетка; 3 — металлическая решетка.

таллы хорошо отражают от своей поверхности световые лучи. Металлы отражают также радиоволны, что используется в радиотелескопах, улавливающих радиоизлучения искусственных спутников Земли, и в радиолокаторах, обнаруживающих самолеты на больших расстояниях.

**Электрическая проводимость и теплопроводность.** Металлы — хорошие проводники электричества и теплоты. Это зависит от наличия в металлических решетках свободных электронов, которые в электрическом поле перемещаются от отрицательного к положительному полюсу. Электрическая проводимость и теплопроводность металлов неодинакова. Она увеличивается от Hg к Ag:



Из наиболее доступных металлов хорошей электрической проводимостью обладают медь и алюминий, поэтому они используются 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. Это свойство металлов используется при их механической обработке (рис. 120, 3). Для сравнения на рисунке 120, 1 и 2 пояснена механическая прочность веществ с атомными и ионными кристаллическими решетками.

Чем же объясняется ковкость многих металлов (щелочные металлы, золото, серебро, медь) и почему некоторые (хром, марганец, сурьма) очень хрупкие? Самые хрупкие металлы находятся в V, VI и VII группах периодической системы Д. И. Менделеева. У атомов этих элементов имеются от пяти до семи свободных электронов. Такое большое число свободных электронов сильнее связывает отдельные слои ионов и препятствует их свободному скольжению; пластичность металлов уменьшается.

Металлы имеют также ряд других свойств. Практически наиболее важные из них — *плотность, твердость и температура плавления*. Эти свойства 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.

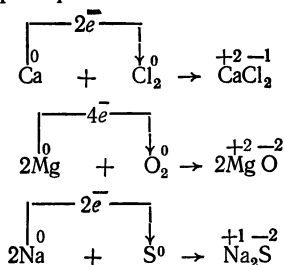
Самую низкую температуру плавления имеет ртуть, а самую высокую — вольфрам.

Ответьте на вопросы 3 и 4 (с. 275)

#### § 4. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

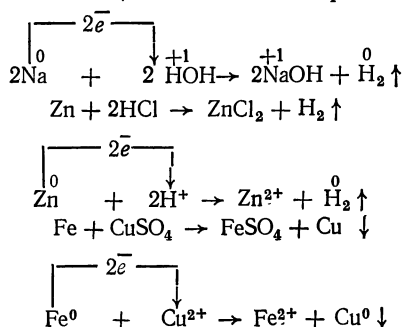
Наиболее общим химическим свойством металлов является способность их атомов при химических реакциях отдавать валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы.

Наиболее энергично металлы реагируют с галогенами, с кислородом и серой, электроотрицательность которых велика (с. 119):



В этих реакциях окислителем является соответствующий неметалл.

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



В этих реакциях окислителями являются ионы водорода и ионы металлов.



Однако не все металлы обладают одинаковой восстановительной способностью. Так, например, цинк может восстановить ионы водорода, а медь нет (медь водорода из кислоты не вытесняет). Железо восстанавливает ионы меди  $\text{Cu}^{2+}$ , но медь ионы железа  $\text{Fe}^{2+}$  не восстанавливает (медь не вытесняет железо из раствора его солей). Чтобы можно было предсказать, в каких реакциях и при каких условиях участвуют металлы, надо знать их восстановительные способности.

Если учитывать только энергию отрыва валентных электронов от отдельных изолированных атомов, то металлы можно расположить в определенном порядке (с. 80). Такое расположение металлов, впервые предложенное русским ученым Н. Н. Бекетовым, согласуется с их местом в периодической системе. Так, например, из щелочных металлов энергия ионизации наибольшая у атомов лития (т. е. литий должен быть наименее активным) и наименьшая — у атомов франция.

Если же учитывать не только 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 способности 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* (схема 33)<sup>1</sup>. 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.

Нам уже известно, что согласно величине 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 вблизи относительно маленьких 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.

<sup>1</sup> Объяснение названия электрохимического ряда напряжения дано на странице 273.

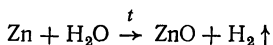
	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au				
Способность атомов отдавать электроны (окисляться)	↓ Возрастает																						
Взаимодействие с кислородом воздуха	Быстро окисляются при обычной температуре															Медленно окисляются при обычной температуре или при нагревании				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															Не вытесняют водород из разбавленных кислот				С кислотами не реагируют; с конц. $HNO_3$ и $H_2SO_4$ при нагревании			
																Реагируют с конц. $HNO_3$ и разб. $HNO_3$ и $H_2SO_4$				С кислотами не реагируют; растворяются в царской водке			
Нахождение в природе	Только в соединениях															В соединениях и в свободном виде				Главн. образуются в свободном виде			
Способы получения	Электролиз расплава					Восстановлением углем, оксидом углерода (II), алюминотермией или электролиз водных растворов солей																	
Способность ионов присоединять электроны (восстанавливаться)	$Li^+$	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Na^+$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$	$Mn^{2+}$	$Zn^{2+}$	$Cr^{3+}$	$Fe^{2+}$	$Ni^{2+}$	$Sn^{2+}$	$Pb^{2+}$	$(H)^+$	$Cu^{2+}$	$Hg^{2+}$	$Ag^+$	$Pt^{2+}$	$Au^{3+}$				
↑ Возрастает																							

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

В электрохимический ряд напряжения включен также водород. Это позволяет предсказать, какие металлы могут вытеснить водород из растворов кислот. Так, например, железо вытесняет водород из растворов кислот, так как находится левее него, медь же не вытесняет водород, так как находится правее его.

На схеме 33 даны пояснения к электрохимическому ряду напряжения металлов. Так, 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 33 видно, что металлы (Li, Na, K, Ca) при обычных условиях реагируют с водой. Следовательно, этими металлами для вытеснения других металлов из их водных растворов пользоваться нельзя.

По схеме можно предсказать не только условия, но и характер протекания реакций, например, взаимодействие цинка с водой: цинк реагирует с водой только при повышенной температуре и в результате этой реакции образуется оксид цинка:



Так как в схеме дан также ряд активности важнейших катионов, то можно предсказать, как будет протекать процесс электролиза электролита в водных растворах (с. 195).

Ответьте на вопросы 5—7 (с. 275) и решите задачи 1 и 2 (с. 275).

## § 5. СПЛАВЫ

Повторите из главы III § 5.

В чистом виде металлы используются сравнительно редко. Чаще всего применяются их сплавы. Объясняется это тем, что сплавы обладают такими механическими свойствами, каких нет у металлов. Например, железо, алюминий и т. д. сравнительно мягкие, но 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. Так, например, углерод и кремний растворяются в расплавленном железе. При охлаждении образуются сплавы с нужными свойствами: легкоплавкие, жаростойкие, кислотостойкие и т. д.

По своему составу и строению сплавы бывают различными. Рассмотрим важнейшие из них:

1. При охлаждении расплава выделяются кристаллики отдельных металлов. В этих случаях сплав представляет собой ме-

ханическую смесь металлов, причем твердый раствор не образуется.

2. При охлаждении расплава образуются однородные кристаллы. В узлах их кристаллических решеток находятся атомы сплавляемых металлов. В этом случае образуются твердые растворы.

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  $\text{Fe}_3\text{C}$  — цементит, обуславливающий особую твердость чугуна.

Способность металлов в расплавленном состоянии не только механически смешиваться, но и образовывать между собой (и атомами неметаллов) различные соединения — одна из причин, объясняющая, почему сплавы по физическим свойствам так резко отличаются от свойств составляющих их металлов.

Так, например, сплав, состоящий из одной части свинца и двух частей олова (припой), плавится уже при  $180^\circ\text{C}$ , тогда как свинец плавится при  $328^\circ\text{C}$ , а олово — при  $231^\circ\text{C}$ .

Состав одного из важнейших сплавов — дюралюминия — 95% Al, 4% Cu, 0,5% Mn и 0,5% Mg. Этот сплав 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 8—10 (с. 275) и решите задачу 3 (с. 276).

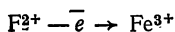
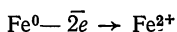
## § 6. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И ЕЕ ПРЕДУПРЕЖДЕНИЕ

Всем известно, что железные изделия в сыром воздухе ржавеют. В результате этого постепенно разрушаются некоторые части машин и приходят в негодность различные инструменты. Это приносит ежегодно большие убытки народному хозяйству.

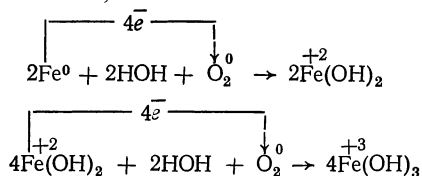
*Процесс разрушения металлов называется коррозией (от. лат. «корродере» — разъедать).*

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

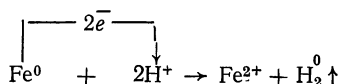
**Сущность процесса коррозии.** Больше всего страдают от коррозии железо и его сплавы. Сущность этого процесса заключается в том, что атомы железа под воздействием кислорода, воды, ионов водорода постепенно окисляются. В самом общем виде процесс коррозии железа и его сплавов можно изобразить так:



Обычно окислителем является кислород:



Так как в воздухе могут содержаться оксид углерода (IV), оксид серы (IV), то в результате их взаимодействия с водой получают кислоты. При диссоциации последних образуются водородные ионы, 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 соляной кислоты, то вначале реакция протекает энергично, но затем постепенно замедляется. Однако если прикоснуться к кусочку цинка медной проволокой (рис. 121), то реакция заметно ускоряется. Возникает вопрос: почему реакция между цинком и серной кислотой постепенно замедляется, а в соприкосновении с медью ускоряется?

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 положительных ионов в раствор все затрудняется, так как положительные ионы цинка все сильнее удерживаются избытком электронов в кристаллической решетке. Процесс взаимодействия цинка с серной кислотой все замедляется. Медь в электрохимическом ряду напряжения металлов находится за водородом и с разбавленной серной кислотой не реагирует (медь не посылает положительные ионы 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 окружающие ее ионы водорода (рис. 121):

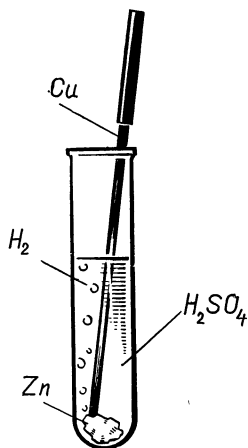
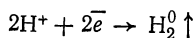


Рис. 121. В контакте с медью реакция цинка с серной кислотой ускоряется.

Освободившись от избыточных электронов, цинк снова энергично посылает свои положительные ионы в раствор. Вновь появившиеся избыточные электроны перемещаются к меди. Поэтому 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 быстро разрушается (рис. 122).

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, ионов водорода на сплавы и металлы, но и электрохимическими процессами (переходом электронов), которые возникают из-за наличия контактов между металлами и неоднородными участками сплавов.

Изучение сущности процесса коррозии позволяет понять, почему ряд металлов (с. 268) назван электрохимическим рядом напряжения. Это объясняется тем, что при погружении металлов в электролит они приобретают определенный заряд (напряжение). Величина напряжения закономерно изменяется от щелочных металлов до золота.

**Борьба с коррозией.** Изучение сущности процессов коррозии позволяет предвидеть методы борьбы с этим нежелательным явлением. Важнейшие из этих методов разъяснены в схеме 34.

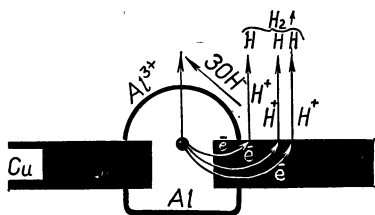


Рис. 123. Крепление двух металлических деталей с помощью заклепки, изготовленной из более активного металла.

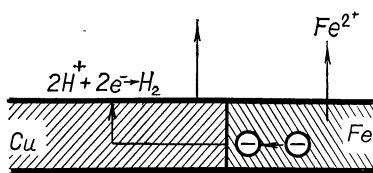


Рис. 122. При взаимном контакте в присутствии электролита один из металлов заряжается отрицательно, а другой положительно.

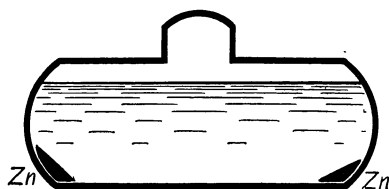
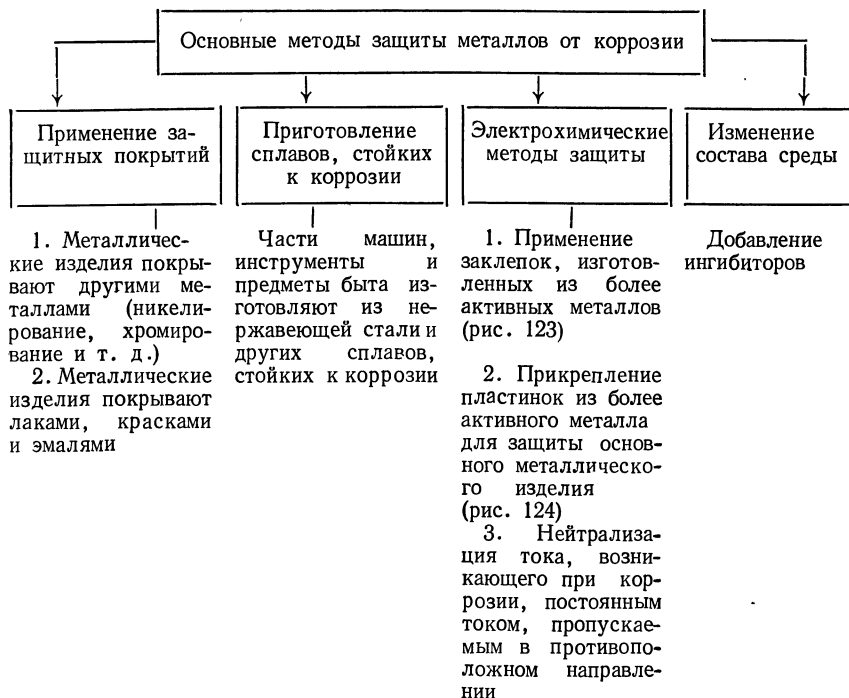


Рис. 124. К защищаемому от коррозии устройству прикрепляют пластинки более активного металла (цинка).



Ответьте на вопросы 11—15 (с. 275).

### Лабораторные опыты

**Взаимодействие солей с металлами.** В одну пробирку влейте 2—3 мл раствора нитрата серебра, во вторую 2—3 мл раствора сульфата меди (II), а в третью столько же раствора нитрата свинца (II). В первую пробирку положите тонкую медную проволоку, во вторую стружки железа, в третью медные стружки.

Через 5—10 мин в первой пробирке медная проволока покрывается слоем серебра, во второй стружки железа покрываются красным налетом, а в третьей пробирке появляются кристаллы с синеватым металлическим блеском.

**Задание.** Какие вещества образуются в каждой пробирке? Какая закономерность проявляется при этих процессах? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

**Ускорение химической реакции при соприкосновении двух разных металлов.** 1. Влейте в пробирку 2—3 мл разбавленной серной кислоты и положите кусочек цинка, который ранее не обрабатывался кислотой. Вначале реакция протекает довольно энергично. Затем скорость реакции постепенно замедляется. 2. Коснитесь кусочка цинка медной проволокой, как это показано на рисунке 121. Реакция снова ускоряется.

**Задание.** Почему водород выделяется быстрее, когда к кусочку цинка в растворе серной кислоты прикасаются медной проволокой? Какие выводы можно сделать из этого опыта о защите металлов от коррозий?

## Вопросы и упражнения

1. Как размещены металлы в периодической системе Д. И. Менделеева? Почему?

2. В виде каких соединений встречаются в природе металлы калий, магний, хром и цинк? Напишите химические формулы этих соединений и при помощи уравнений соответствующих реакций поясните, как эти металлы можно получить в свободном виде.

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

4. Почему некоторые металлы пластичные (например, медь), а другие хрупкие (например, сурьма)?

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

6. Какой из металлов химически более активен: литий или натрий? Чем можно объяснить, что в электрохимическом ряду напряжения металлов литий обычно располагают левее натрия?

7. Начертите в своих тетрадях таблицу и в соответствующих графах напишите уравнения практически осуществимых реакций и укажите условия их протекания (см. схему 33).

Реагирующие вещества	Металлы				
	Na	Ca	Zn	Cu	Ag
O <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> в растворе HCl H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>					

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

9. Почему в технике широко используются сплавы железа, а не чистое железо? Какие сплавы железа применяются на производстве и в быту?

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

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

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

13. Из курса физики вам известны понятия «разность потенциалов», «напряжение». Поясните, почему ряд металлов, данный в схеме 33, назван электрохимическим рядом напряжения металлов.

14. Требуется скрепить железные детали. Какими заклепками следует пользоваться — медными или цинковыми, чтобы предотвратить коррозию деталей и почему?

15. Почему отдельные детали машин быстрее корродируют вблизи промышленных объектов?

## Решите задачи

1. В раствор, содержащий 16 г сульфата меди (II), поместили 4,8 г железных опилок. Какие вещества и сколько их образовалось после реакции?

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



3. Для получения 500 г припоя, состоящего из 34% Sn и 66% Pb, восстанавливали оксиды свинца (II) и олова (IV). Сколько потребовалось этих оксидов, если содержащиеся в них металлы удалось восстановить полностью?

## Глава XIII. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

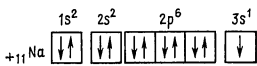
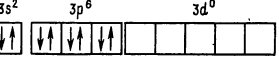
Повторите из VI главы § 3 и 4.

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ

Щелочные металлы 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 60.

Т а б л и ц а 60

Схемы строения атомов натрия и калия

Химический знак	Электронная формула	Размещение электронов по орбиталям	Размещение электронов по энергетическим уровням
Na	$1s^2 2s^22p^6 3s^1$	$+_{11}\text{Na}$ 	$\text{Na } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$ $+_{11}$
K	$1s^2 2s^22p^6 3s^23p^63d^0 4s^1$	$+_{19}\text{K}$ ... 	$\text{K } 2\bar{e}, 8\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$ $+_{19}$

Строение атомов остальных щелочных металлов аналогично. Все они являются s-элементами (их наружный электрон образует облако шаровой формы). Отличаются они лишь величиной 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 легко отдают наружный s-электрон и во всех соединениях проявляют степень окисления +1. Активность отдачи валентного электрона увеличивается от лития к францию. Как правило, в такой же последовательности возрастает их химическая активность.

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 279) и решите задачу 1 и 4 (с. 280).

## § 2. НАХОЖДЕНИЕ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ В ПРИРОДЕ, ИХ ПОЛУЧЕНИЕ, СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ

**Нахождение в природе.** Из щелочных металлов широко распространены в природе лишь соединения натрия и калия (табл. 61).

Таблица 61

Важнейшие природные соединения натрия и калия

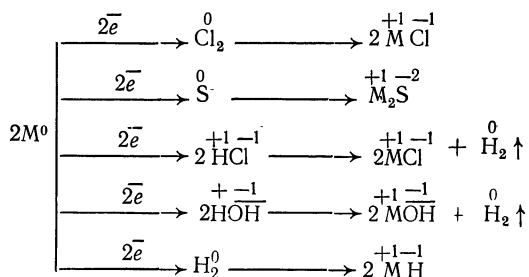
Название минерала	Химическая формула	Важнейшие месторождения
Хлорид натрия	NaCl	Соляные озера Эльтон и Баскунчак. Соликамск, Артемовск, Илецк и другие месторождения каменной соли
Сульфат натрия (мирабилит)	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> · 10H <sub>2</sub> O	Залив Кара-Богаз-Гол
Сильвинит Карналит	NaCl · KCl KCl · MgCl <sub>2</sub> · 6H <sub>2</sub> O	Соликамск, Солигорск и др. (см. карту на с. 468)

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

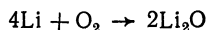
**Получение.** Натрий и калий получают путем электролиза расплавленных хлоридов или гидроксидов (с. 194).

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

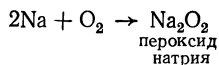
**Химические свойства.** Щелочные металлы являются очень сильными восстановителями. Они энергично реагируют со всеми неметаллами, включая водород. Рассмотрим схемы этих реакций (щелочной металл обозначен буквой М):



В реакциях с кислородом при горении только литий образует оксид:



Остальные щелочные металлы образуют пероксиды, например:



Натрий и его соединения окрашивают пламя в желтый цвет, а калий и его соединения — в фиолетовый.

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

**Применение.** Натрий используется в качестве катализатора при синтезе некоторых органических веществ (получение искусственного каучука).

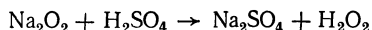
Щелочные металлы, особенно цезий, способны превращаться в положительные ионы даже под действием света. Это свойство используется в фотоэлементах — приборах, превращающих световую энергию в электрическую, и для конструирования автоматически действующих аппаратов. В этих аппаратах имеется разомкнутая батарея элементов и специальное устройство с металлическим цезием. При освещении с поверхности цезия отрываются электроны, цепь замыкается и аппарат автоматически начинает действовать.

Ответьте на вопросы 3—9 (с. 279) и решите задачу 2, 3 и 5 (с. 280).

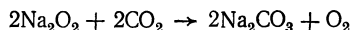
### § 3. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ, ПОЛУЧАЕМЫЕ В ПРОМЫШЛЕННОСТИ

**Оксиды и пероксиды.** Общая формула оксидов и пероксидов  $\text{R}_2\text{O}$  и  $\text{R}_2\text{O}_2$ . Практическое значение имеет пероксид натрия  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . Его получают при сжигании металлического натрия.

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



Пероксид натрия поглощает оксид углерода (IV):



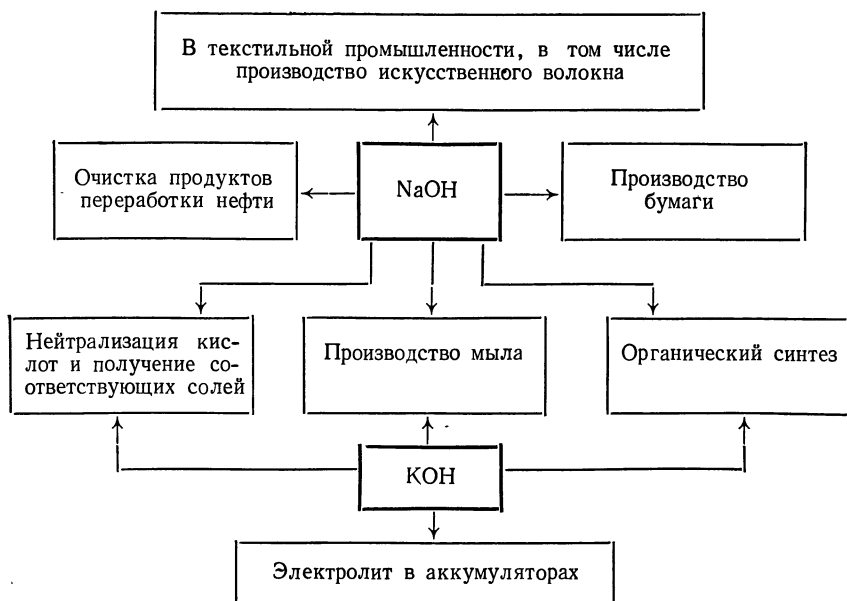
Это свойство используется в подводных лодках и в других установках, где требуется регенерировать воздух.

**Гидроксиды.** Общая формула гидроксидов  $\text{ROH}$ . Получаются они в результате электролиза водных растворов соответствующих хлоридов (с. 195).

Это белые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, типичные щелочи, химические свойства которых рассмотрены на странице 73. Особенно большое практическое значение имеют гидроксиды натрия и калия (схема 35).

#### Лабораторные опыты

**Окрашивание пламени соединениями натрия и калия.** 1. При помощи очищенной (путем промывания в соляной кислоте и прокаливании) никелиновой (нихромовой) проволоочки или куска прокаленного графита внесите в пламя



газовой горелки несколько кристалликов химически чистого хлорида натрия. Чтобы определить цвет пламени, нужно смотреть через синее (кобальтовое) стекло. Пламя окрашивается в желтый цвет.

2. Внесите в пламя несколько кристалликов химически чистого хлорида калия и наблюдайте окраску пламени через синее стекло. Пламя принимает фиолетовую окраску.

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

### Вопросы и упражнения

1. Начертите схему строения атома рубидия Rb. Поясните, в чем заключается сходство и отличие этого элемента: а) от натрия; б) от цезия.

2. Почему все щелочные металлы относят к s-элементам?

3. 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?

4. Какие из элементов являются более сильными восстановителями — щелочные металлы или водород? Составьте уравнение реакции, подтверждающей ответ.

5. Почему в фотоэлементах используется преимущественно цезий, а не литий?

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

7. 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.

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

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

10. Составьте конспект ответа, характеризующего вещества, формулы которых приведены: Na, NaOH, KOH, NaCl, KCl (см. с. 45).

### Решите задачи

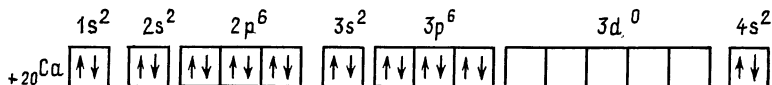
1. Сколько граммов 10-процентного раствора гидроксида натрия требуется для нейтрализации 196 г 10-процентного раствора серной кислоты?
2. В сосуд, содержащий 80,2 мл воды, поместили 4,6 г металлического натрия. Какова процентная концентрация образовавшегося раствора?
3. При электролизе 250 г 30-процентного раствора хлорида натрия выделилось 10 л водорода (н. у.). Сколько процентов хлорида натрия разложилось и сколько граммов гидроксида натрия образовалось?
4. Какая соль и сколько ее получится, если через 100 мл 32-процентного раствора гидроксида калия ( $\rho = 1,31 \text{ г/см}^3$ ) пропустили весь оксид углерода (IV), который образуется при сжигании 18 л метана (н. у.)?
5. 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?

## Глава XIV. КАЛЬЦИЙ

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ КАЛЬЦИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ ЕГО АТОМА

Повторите из главы VI § 3.

Кальций в периодической системе находится в главной подгруппе II группы. Схема строения его атома и расположение электронов по энергетическим уровням и орбиталям следующие:  
 $_{+20}\text{Ca } 2\bar{s}; 8\bar{s}; 8\bar{s}; 2\bar{s}$



Как видно по схеме, последний, двадцатый электрон атома кальция помещается на s-орбитали четвертого энергетического уровня. Поэтому кальций, как и щелочные металлы, относится к s-элементам, но у него на наружном энергетическом уровне имеется два электрона. Этим и объясняется, что кальций во всех соединениях проявляет степень окисления +2.

Ответьте на вопрос 1 (с. 286).

### § 2. КАЛЬЦИЙ В ПРИРОДЕ, ЕГО ПОЛУЧЕНИЕ, СВОЙСТВА И ПРИМЕНЕНИЕ

**Нахождение в природе.** Кальций обладает большой химической активностью, поэтому встречается в природе только в виде соединений (табл. 62).

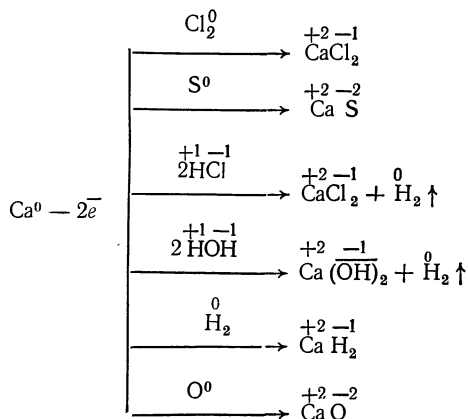
**Получение.** Кальций получают путем электролиза его расплавленного хлорида.

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

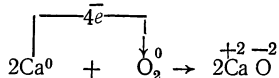
Важнейшие природные соединения кальция

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

**Химические свойства.** Подобно щелочным металлам кальций является сильным восстановителем:



В схеме показан атомный кислород. С молекулярным кислородом реакция протекает так:



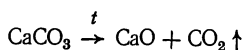
Соединения кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет. Как и щелочные металлы, металлический кальций обычно сохраняют под слоем керосина.

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

Ответьте на вопросы 2—6 (с. 286—287). Решите задачи 2 и 3 (с. 287).

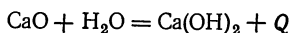
### § 3. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ КАЛЬЦИЯ, ПОЛУЧАЕМЫЕ В ПРОМЫШЛЕННОСТИ

**Оксид кальция.** Оксид кальция получают в промышленности обжигом известняка:



Оксид кальция — тугоплавкое вещество белого цвета (плавится при 2570°C). Химические свойства его такие же, как у других основных оксидов активных металлов (с. 85).

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

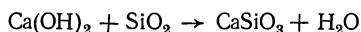
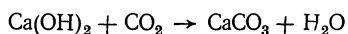


Оксид кальция является основной составной частью негашеной извести, а гидроксид кальция — гашеной извести (см. рис. 43). Поэтому реакция оксида кальция с водой называется гашением извести.

Оксид кальция применяется в основном для получения гашеной извести.

**Гидроксид кальция**  $\text{Ca(OH)}_2$  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 —  $\text{Ca(OH)}_2$ ), немного растворим в воде (1,56 г в 1 л воды при 20°C). Тестообразная смесь гашеной извести с цементом, водой и песком применяют в строительстве. Постепенно смесь твердеет:

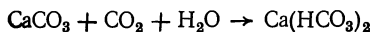


*Известковое молоко* — взвесь (суспензия), похожая на молоко, она образуется при смешивании избытка гашеной извести с водой. Применяется известковое молоко для получения хлорной извести, при производстве сахара, для приготовления смесей, применяемых в борьбе с болезнями растений, для побелки стволов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

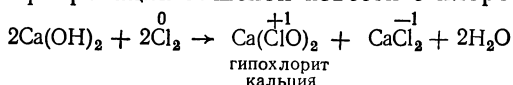
*Известковая вода* — прозрачный раствор гидроксида кальция, получаемый при фильтровании известкового молока. Используют ее в лаборатории для обнаружения оксида углерода (IV):



При длительном пропускании оксида углерода (IV) помутнение исчезает:

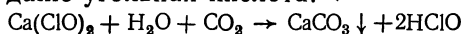


Большое практическое значение имеет *хлорная известь*. Она получается при реакции гашеной извести с хлором:

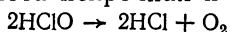


При этой реакции образуется также неполный гипохлорит кальция  $\text{Ca} \begin{array}{l} \overset{+2}{\swarrow} \text{Cl} \\ \overset{-2}{\searrow} \text{O} - \overset{+1}{\text{Cl}} \end{array}$  (хлорид-гипохлорит кальция). Главной активной составной частью хлорной извести является гипохлорит кальция.

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



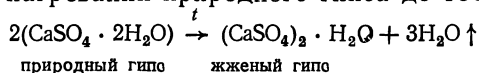
Образующаяся кислота непрочная и легко разлагается:



Это свойство хлорной извести широко используется 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* —  $\text{CaSO}_4$ .

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

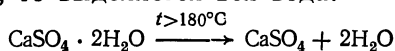


Если смешать порошок алебаstra с водой, то образуется полужидкая пластическая масса, которая быстро твердеет. Процесс затвердевания объясняется присоединением воды:



Свойство жженого гипса затвердевать используется на практике. Так, например, алебастр в смеси с известью, песком и водой используется в качестве штукатурки. Чистый алебастр применяется для изготовления художественных изделий и в медицине для накладывания гипсовых повязок.

Если природный гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  нагреть при более высокой температуре, то выделяется вся вода:



Образовавшийся безводный гипс  $\text{CaSO}_4$  уже не способен присоединять воду, и поэтому его называли «мертвым» гипсом.

Ответьте на вопросы 7—10 (с. 287). Решите задачи 1 и 4 (с. 287).

#### § 4. 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 значи-



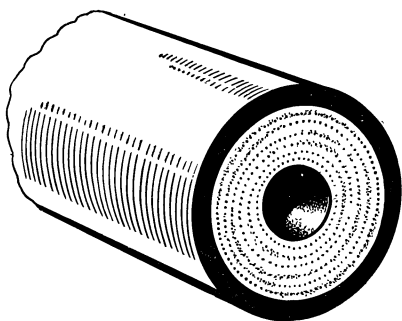


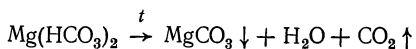
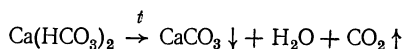
Рис. 125. Накипь на стенках трубопровода центрального отопления.

тельные количества растворимых солей кальция и магния. Эти соли образуют с мылом нерастворимые соединения, которые всплывают на поверхность. Такая вода непригодна для охлаждения двигателей внутреннего сгорания и питания паровых котлов. Это объясняется тем, что при нагревании жесткой воды на стенках охлаждающих систем и паровых котлов образуется накипь (рис. 125). Накипь плохо проводит теплоту, вызывает перегрев моторов, паровых котлов и ускоряет их изнашивание.

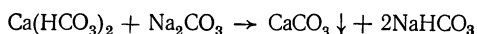
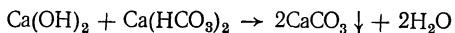
Какие же бывают виды жесткости?

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

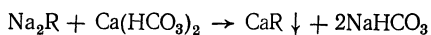
1) Кипячением:



2) Действием известкового молока или соды:



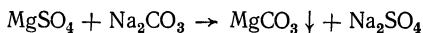
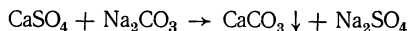
3) При помощи катионитов (с. 189):



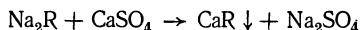
*Некарбонатная*, или постоянная, жесткость обусловлена присутствием сульфатов и хлоридов кальция и магния.

Ее устраняют:

1) Действием соды:



2) При помощи катионитов:



Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости составляет *общую* жесткость воды.

Для полного устранения жесткости воду иногда перегоняют.

Ответьте на вопросы 11 и 12 (с. 287). Решите задачу 5 (с. 287).

## § 5. ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ II ГРУППЫ

Повторите из главы VI § 4.

Общая характеристика свойств элементов главной подгруппы II группы дана в таблице 63.

Как видно по данным этой таблицы, с кальцием весьма сходны элементы стронций Sr и барий Ba. Оксиды этих трех элементов тугоплавки и поэтому были названы землями. Они бурно реагируют с водой с образованием сильных щелочей. Отсюда произошло их название щелочноземельные металлы.

Элементы магний и особенно бериллий по свойствам резко отличаются от щелочноземельных металлов. Бериллий подобно цинку и алюминию обладает двойственной природой, т. е. реагирует как с кислотами, так и с щелочами.

Способность взаимодействовать с кислотами и водой постепенно усиливается в направлении от бериллия к барию. В такой же последовательности усиливается энергичность протекания реакций их оксидов с водой и возрастает растворимость гидроксидов. Самым активным металлом этой главной подгруппы является радий Ra.

Ответьте на вопросы 13—15 (с. 287).

### Лабораторные опыты

**Горение кальция.** В середине небольшой кучки стружек кальция поместите магниевую ленту и зажгите ее. Кальций горит светлым красноватым пламенем.

**Взаимодействие кальция с водой.** 1. Небольшой кусочек кальция поместите в пробирку с 2—3 мл воды. Кальций реагирует с водой; выделяется газ, а раствор немного мутнеет.

2. К пробирке поднесите зажженную спичку. Газ сгорает тихо почти незаметным пламенем или со свистом.

3. К полученному раствору добавьте немного раствора фенолфталеина. Появляется малиновая окраска.

**Задание.** Какие вещества образуются: а) при сгорании кальция; б) при взаимодействии кальция с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Гидратация оксида кальция.** 1. В фарфоровую чашку поместите 2—3 г оксида кальция и облейте его водой. Наблюдается столь сильное разогревание, что часть воды превращается в пар, а куски оксида кальция рассыпаются и превращаются в сухой рыхлый порошок.

2. Затем в чашку влейте побольше воды, смесь перемешайте, а затем профильтруйте. Полученный прозрачный раствор пощупайте пальцами — он мыльный. Добавьте к нему несколько капель раствора фенолфталеина. Появляется малиновая окраска.

**Задание.** Какое вещество образуется при взаимодействии оксида кальция с водой? Какие опыты это подтверждают? Напишите уравнение соответствующей реакции.

**Превращение карбоната кальция в гидрокарбонат и гидрокарбоната кальция в карбонат.** 1. Через 2—3 мл свежеприготовленного раствора известковой воды пропустите оксид углерода (IV). Раствор постепенно мутнеет.

2. Продолжайте пропускать оксид углерода (IV) через мутный раствор. Помутнение постепенно исчезает.

3. Пробирку с прозрачным раствором прокипятите. Образуется осадок

**Задание.** Почему известковая вода мутнеет, если через нее пропускать

Свойства элементов главной подгруппы II группы и характеристика их соединений

Название и химический знак элемента	Взаимодействие элементов			Характеристика оксидов и гидроксидов
	с кислотами	со щелочами	с водой	
Бериллий Be	$\text{Be} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Be} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{бериллат натрия} + \text{H}_2 \uparrow$	При обыкновенной температуре не реагирует	Амфотерны: $\text{BeO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BeO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ BeO с водой не реагирует. $\text{Be}(\text{OH})_2$ в воде практически нерастворим
Магний Mg	С кислотами реагирует более энергично, чем Be	Не реагирует	С холодной водой реагирует слабо	Обладают только основными свойствами. MgO с водой реагирует слабо. Растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ весьма незначительна
Кальций Ca	С кислотами реагирует энергичнее, чем Mg	Не реагирует	Реагирует при обычной температуре: $\text{Ca} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$	Обладают только основными свойствами. CaO с водой реагирует энергично. Растворимость $\text{Ca}(\text{OH})_2$ мала, но больше чем $\text{Mg}(\text{OH})_2$
Стронций Sr	С кислотами реагирует более энергично, чем Ca	Не реагирует	Реагирует энергичнее, чем Ca	Обладают только основными свойствами. SrO с водой реагирует энергичнее CaO. Растворимость $\text{Sr}(\text{OH})_2$ больше, чем $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Барий Ba	Реагирует с кислотами энергичнее, чем Sr	Не реагирует	Реагирует энергичнее, чем Sr	Обладают только основными свойствами. BaO с водой реагирует энергичнее SrO. Растворимость $\text{Ba}(\text{OH})_2$ больше, чем $\text{Sr}(\text{OH})_2$

оксид углерода (IV)? Почему помутнение исчезает, если через мутный раствор продолжают пропускать оксид углерода (IV)? Объясните, почему при нагревании этого прозрачного раствора образуется осадок. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

#### Вопросы и упражнения

1. В периодической системе кальций находится рядом с калием, однако его химические свойства более близки к свойствам натрия, который находится в другом периоде. Поясните почему.

2. Какие минералы, содержащие кальций, вам известны и как они используются?

3. Как отличить один от другого следующие природные минералы: известняк, гипс и фосфорит? Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. Как из карбоната кальция можно получить металлический кальций? Соответствующие химические превращения поясните уравнениями реакций.
5. Металлический кальций тверже лития, но мягче бериллия. Как это можно объяснить, основываясь на учении о строении металлических решеток?
6. Под воздействием окружающей среды металлический кальций превращается в карбонат кальция. Составьте уравнения соответствующих реакций.
7. Какие превращения происходят с гашеной известью при использовании ее в строительстве? Напишите соответствующие уравнения.
8. Начертите в своих тетрадах следующую таблицу и заполните ее уравнениями соответствующих реакций.

Реактивы	Химические свойства	
	CaO	Ca (OH) <sub>2</sub>
CO <sub>2</sub> N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> HCl H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>		

9. Как приготовить известковую воду из оксида кальция? Почему рекомендуется пользоваться только свежеприготовленной известковой водой? Ответ поясните уравнениями реакций.
10. Как объяснить, что смесь алебаstra с водой иногда плохо твердеет?
11. Карбонат кальция в воде практически нерастворим. Однако известняки вымываются водой и иногда уносятся на большие расстояния. Чем это можно объяснить? Составьте уравнения соответствующих реакций.
12. Почему жесткую воду нельзя употреблять в паровых котлах? Ответ поясните уравнением реакции.
13. На основе учения о строении атомов поясните, чем объясняется резкое отличие химических свойств бериллия: а) от магния; б) от лития.
14. Охарактеризуйте отношение элементов главной подгруппы II группы к кислотам, щелочам и к воде. Какая закономерность наблюдается в изменении химических свойств этих элементов? Почему?
15. Составьте конспект ответа, характеризующего свойства веществ, формулы которых приведены: Ca, CaO, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> (см. с. 45).

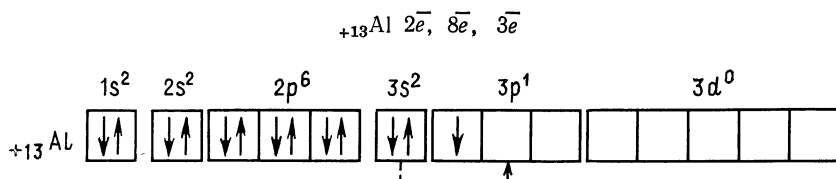
#### Решите задачи

1. При прокаливании 50 кг чистого карбоната кальция его масса уменьшилась на 4,4 кг. Сколько процентов карбоната кальция разложилось?
2. Сколько потребуется граммов 10-процентной соляной кислоты, чтобы с ней полностью прореагировали 3,68 г доломита?
3. 8 г металла со степенью окисления  $\neq 2$  прореагировали с водой, и выделилось 4,48 л водорода (н. у.). Определите атомную массу металла и назовите его.
4. Из 20 т известняка, содержащего 4% примесей, получили 12 т гидроксида кальция. Сколько процентов это составляет по сравнению с теоретическим выходом?
5. Жесткая вода содержит 100 мг/л гидрокарбоната кальция и 30 мг/л сульфата кальция. Сколько карбоната натрия потребуется для умягчения 1 м<sup>3</sup> такой воды?

## Глава XV. АЛЮМИНИЙ

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ АЛЮМИНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ ЕГО АТОМА

Алюминий находится в главной подгруппе III группы. Схема расположения электронов по энергетическим уровням и орбиталям следующая:

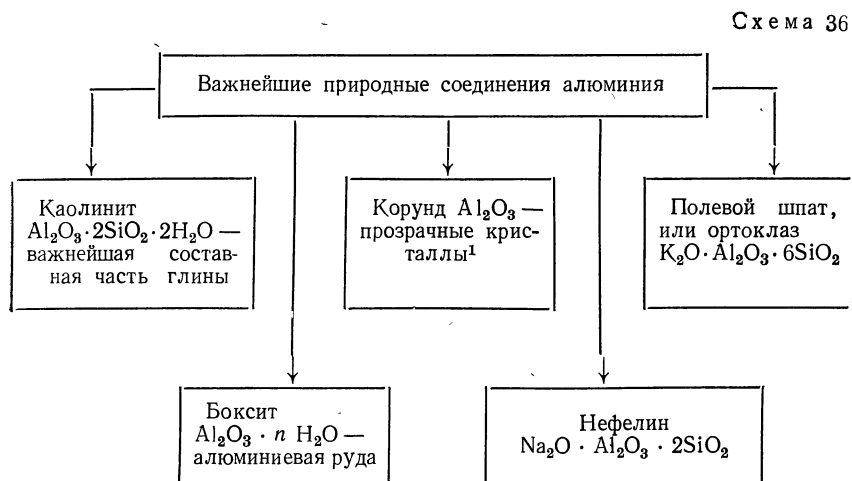


В атоме алюминия легко происходит распаривание 3 *s*-электронов и один электрон переходит на 3*p*-орбиталь (см. схему). В результате получаются три неспаренных электрона. Этим объясняется, что алюминий проявляет степень окисления +3.

Ответьте на вопрос 1 (с. 293).

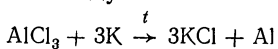
### § 2. НАХОЖДЕНИЕ АЛЮМИНИЯ В ПРИРОДЕ, ЕГО ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА

Алюминий — третий по распространенности элемент в земной коре (см. рис. 17). Он встречается только в соединениях. Важнейшие из них указаны в схеме 36.



<sup>1</sup> Окрашенные кристаллы  $\text{Al}_2\text{O}_3$  красного цвета — рубины, синего цвета — сафиры.

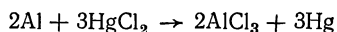
**Получение.** Алюминий можно получить при нагревании хлорида алюминия с металлическим калием или натрием без доступа воздуха:



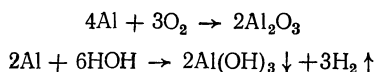
Для промышленного получения алюминия эти методы экономически невыгодны, поэтому был разработан метод получения алюминия из бокситов (с. 313).

**Физические свойства.** Алюминий — серебристо-белый металл, легкий ( $\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$ ), плавится при  $660^\circ\text{C}$ . Он очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в листы и фольгу. По электрической проводимости алюминий уступает лишь серебру и меди (она составляет  $\frac{2}{3}$  электрической проводимости меди).

**Химические свойства.** В электрохимическом ряду напряжений алюминий помещен сразу за самыми активными металлами (с. 269). Однако из повседневного опыта известно, что на алюминиевые изделия (посуду и т. д.) не действует ни кислород, ни вода, даже при температуре ее кипения. Это объясняется наличием на поверхности алюминия тонкой оксидной пленки, которая предохраняет алюминий от дальнейшего окисления. Если поверхность алюминия потерять солью ртути, то происходит реакция:



Выделившаяся ртуть растворяет алюминий, и образуется его сплав с ртутью — амальгама алюминия. На амальгмированной поверхности оксидная пленка плотно удерживаться не может, поэтому алюминий быстро окисляется на воздухе и реагирует с водой при обычных условиях (рис. 126)<sup>1</sup>:



При повышенной температуре алюминий реагирует со многими неметаллами и сложными веществами без амальгмирования:

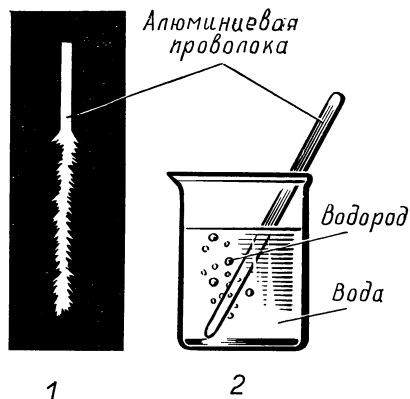
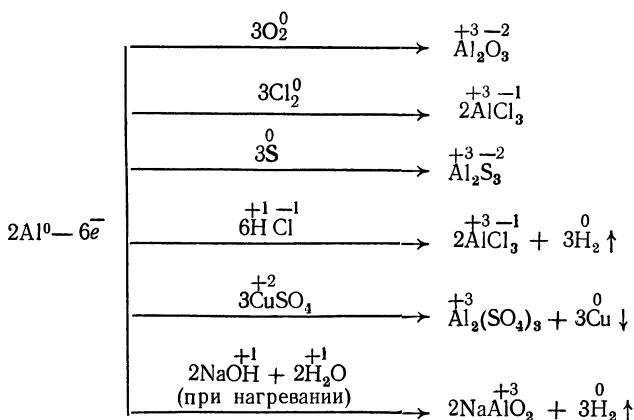


Рис. 126. Амальгмированная алюминиевая проволока:  
1 — на воздухе; 2 — в воде.

<sup>1</sup> Для простоты в уравнения пишут формулу  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , но в действительности образуются соединения типа  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .



Алюминий широко **применяется** 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 используются 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.

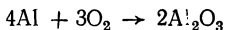
Алюминий используется также для *алитирования*, т. е. насыщения поверхностей стальных и чугунных изделий алюминием с целью защиты их от коррозии.

Ответьте на вопросы 2—6 (с. 293). Решите задачи 1 и 2 (с. 294).

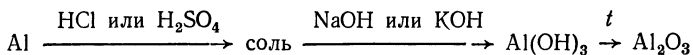
### § 3. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ АЛЮМИНИЯ

**Оксид алюминия**  $\text{Al}_2\text{O}_3$  можно получить следующими путями:

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

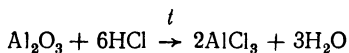


2. Осуществляя превращения по приведенной ниже схеме:



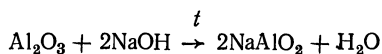
Оксид алюминия — твердое тугоплавкое (темпл. пл.  $2050^\circ\text{C}$ ) вещество белого цвета.

По химическим свойствам — это амфотерный оксид (с. 86). С кислотами реагирует с трудом, проявляет свойства основных оксидов:



Оксид алюминия реагирует со щелочами, проявляет свойства

кислотных оксидов. Причем при сплавлении образуются соли метаалюминиевой кислоты  $\text{HAlO}_2$ , т. е. *метаалюминаты*:

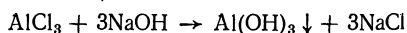


В присутствии воды реакция протекает иначе:



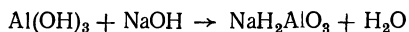
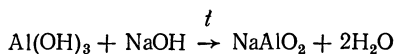
В водном растворе алюминат натрия  $\text{NaAlO}_2$  присоединяет одну или две молекулы воды. Это можно изобразить так: а)  $\text{NaAlO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  или  $\text{NaH}_2\text{AlO}_3$ ; б)  $\text{NaAlO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  или  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ .

**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 (с. 92). Так как соли алюминия образованы слабым основанием и сильной кислотой, то они в водных растворах подвергаются гидролизу (с. 190).

Ответьте на вопросы 7—9 (с. 293). Решите задачу 3 (с. 294).

#### § 4. КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ III ГРУППЫ

В главной подгруппе III группы находятся элементы бор В, алюминий Al, галлий Ga, индий In и таллий Tl. Закономерности изменения свойств элементов в группах (с. 115) позволяют точно предсказать, что у элемента бора должны преобладать неметаллические, а у таллия — металлические; можно также ожидать, что элементы галлий и индий обладают и теми и другими свойствами (табл. 64).



## Общий обзор свойств элементов главной подгруппы III группы

Название и химический знак	Физические свойства				Химические свойства	Высшие оксиды и их гидроксиды
	цвет	твердость	плотность, в г/см <sup>3</sup>	температура плавления, в °С		
Бор В	Серовато-черные кристаллы	Близка к твердости алмаза	2,34	2300	В обычных условиях инертный неметалл. При повышенной температуре с O <sub>2</sub> образует кислотный оксид	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> обладают слабыми кислотными свойствами
Алюминий Al	Серебристо-белый металл	Сравнительно мягкий	2,7	660	Обладает свойствами металлов и неметаллов	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Al(OH) <sub>3</sub> амфотерные соединения
Галлий Ga	Серебристо-белый металл	Близка к свинцу	5,9	29,8	Обладает свойствами металлов и неметаллов	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Ga(OH) <sub>3</sub> амфотерные соединения
Индий In	Серебристо-белый металл	Мягче свинца	7,31	154,4	Обладает свойствами металлов и неметаллов	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , In(OH) <sub>3</sub> амфотерные соединения с преобладанием основных свойств
Таллий Tl	Серебристо-белый металл	Мягче свинца	11,95	303	Обладает свойствами металлов	Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Tl(OH) <sub>3</sub> обладают только основными свойствами

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 10—12 (с. 294).

## Лабораторные опыты

**Окисление амальгмированной пластинки алюминия.** При помощи ножа или напильника соскоблите поверхностный слой с алюминиевой проволоки или пластинки и передайте лаборанту для обработки ее ртутью. Затем проследите за происходящими изменениями с амальгмированным алюминием: алюминий быстро покрывается рыхлым инеобразным слоем.

**Восстановление железа из его оксида алюминием.** На керамическую плитку поместите смесь оксида железа (III) с порошкообразным алюминием (1 : 3). В середину кучки положите 5—8 спичечных головок и зажгите их. Происходит реакция, при которой выделяется очень большое количество теплоты. Образуется металлическое железо.

**Задания.** 1. Что происходит с амальгмированным алюминием на воздухе? 2. Объясните, почему алюминий способен восстановить железо из его оксида. Напишите уравнение реакции и покажите переход электронов.

**Отношение алюминия к концентрированной азотной кислоте.** В пробирку налейте 1 мл 50—60-процентной холодной азотной кислоты и поместите в нее несколько кусочков алюминия. Изменения не происходят.

**Взаимодействие алюминия с соляной и серной кислотами.** Водну пробир-

ку налейте 1—2 мл 20-процентной соляной кислоты, а в другую столько же 20-процентной серной кислоты. В обе пробирки положите по несколько кусочков алюминия. Выделяющийся при поджигании газ сгорает со свистом или медленно почти незаметным пламенем.

**Взаимодействие алюминия со щелочами.** 1. В пробирку поместите несколько кусочков алюминия и прилейте 4—5 мл 10-процентного раствора гидроксида натрия. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Содержимое пробирки слегка подогрейте. Выделяются пузырьки газа.

2. Закрепите пустую пробирку в штативе открытым концом вниз, соберите в нее выделяющийся газ и подожгите. Газ сгорает со свистом или медленно с почти незаметным пламенем.

**Задание.** Почему алюминий реагирует как с кислотами, так и со щелочами? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

**Получение гидроксида алюминия.** 1. Налейте в пробирку 5—6 мл раствора хлорида алюминия и добавьте к нему немного раствора гидроксида натрия. Образуется осадок светло-серого цвета.

2. Полученный осадок отделите фильтрованием и промойте. Разделите его на две части и оставьте до следующего опыта.

**Взаимодействие гидроксида алюминия с кислотами.** В одну пробирку с полученным осадком гидроксида алюминия прилейте немного соляной кислоты. Осадок растворяется.

**Взаимодействие гидроксида алюминия со щелочами.** В другую пробирку с осадком гидроксида алюминия прилейте немного раствора гидроксида натрия. Осадок растворяется.

**Задания.** 1. Какое вещество образуется при взаимодействии солей алюминия со щелочами? 2. Какие вещества образуются, если на полученный осадок подействовать: а) соляной кислотой; б) раствором гидроксида натрия? 3. Как называются вещества, которые реагируют с кислотами и со щелочами? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, в ионном и сокращенном ионном виде.

**Испытание растворов солей алюминия индикатором.** В растворы солей хлорида и сульфата алюминия опустите синие лакмусовые бумажки.

Индикаторные бумажки краснеют.

**Задание.** Почему синие лакмусовые бумажки краснеют?

Поясните это явление уравнениями реакций.

### **Вопросы и упражнения**

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

2. Почему алюминий нельзя получить электролизом раствора его солей?

3. Для получения алюминия в качестве восстановителя можно использовать металлический кальций. Объясните этот процесс и составьте уравнение реакции, покажите переход электронов. Почему эту реакцию нельзя проводить в водном растворе?

4. Составьте уравнения реакций, в которых алюминий восстанавливает: а) галогены; б) железо; в) ионы водорода; г) серу; д) кислород; покажите переход электронов.

5. Составьте уравнение реакции, в которой алюминий восстанавливает ионы меди в водном растворе. Покажите переход электронов и поясните, что в этой реакции является окислителем.

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

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

8. К раствору сульфата алюминия постепенно приливали раствор щелочи (до избытка). Что наблюдали? Составьте уравнения соответствующих реакций.

9. Даны водные растворы хлорида натрия и хлорида алюминия. В эти растворы опустили синюю лакмусовую бумажку. Как изменился ее цвет и почему?

10. Начертите схемы расположения электронов по орбиталям у атомов скандия и галлия. Пользуясь этими схемами, поясните, почему эти элементы помещены в III группе, но в разных подгруппах.

11. Охарактеризуйте физические и химические свойства бора и таллия. Как объяснить их различие?

12. Составьте конспект ответа, характеризующего свойства веществ, формулы которых даны:  $\text{Al}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (см. с. 45).

### Решите задачи

1. Сколько потребуется алюминия, чтобы при реакции с соляной кислотой получить такое же количество водорода, сколько его выделяется при взаимодействии 1 моль натрия с водой?

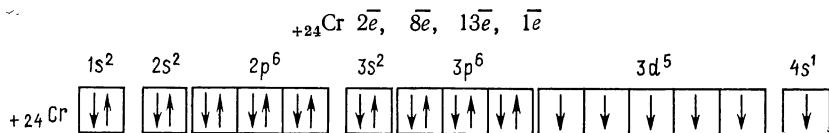
2. На сплав, состоящий из алюминия и меди, действовали избытком раствора концентрированной холодной азотной кислоты. Выделилось 2,24 л какого-то газа (н. у.). Вычислите процентный состав сплава, если его общая масса была 10 г.

3. Сколько миллилитров 20-процентного раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ ) потребуется, чтоб хлорид алюминия, содержащийся в 40 г 5-процентного раствора, полностью превратить в алюминат натрия?

## Глава XVI. ХРОМ

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ ХРОМА В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ ЕГО АТОМА

Хром возглавляет побочную подгруппу VI группы. Схема расположения электронов по энергетическим уровням и орбиталям в атоме хрома следующая:



Согласно закономерностям заполнения энергетических уровней и подуровней (орбиталей) у атома хрома на четвертом энергетическом уровне ( $s$ -подуровне) должно быть два электрона. Однако один из этих двух электронов переходит на третий энергетический уровень на незаполненную  $d$ -орбиталь. Такое явление наблюдается у атомов многих элементов и называется «правом» электронов.

В атоме хрома имеется шесть неспаренных электронов (см. схему). Этим и объясняется, что хром может проявлять степень окисления от  $+1$  до  $+6$ .

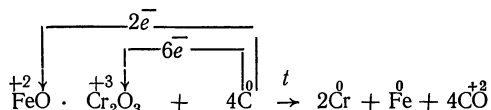
Наиболее важными являются соединения хрома со степенью окисления  $+2$ ,  $+3$ ,  $+6$ .

Ответьте на вопрос 1 (с. 298)

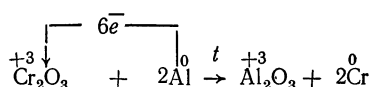
## § 2. НАХОЖДЕНИЕ ХРОМА В ПРИРОДЕ, ЕГО ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА

**Нахождение в природе.** В нашей стране наиболее распространенной хромовой рудой является хромистый железняк, или хромит железа  $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$ . В природе встречаются также оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и некоторые другие соединения хрома.

**Получение.** При сильном нагревании хромистого железняка с углем происходит восстановление хрома и железа:



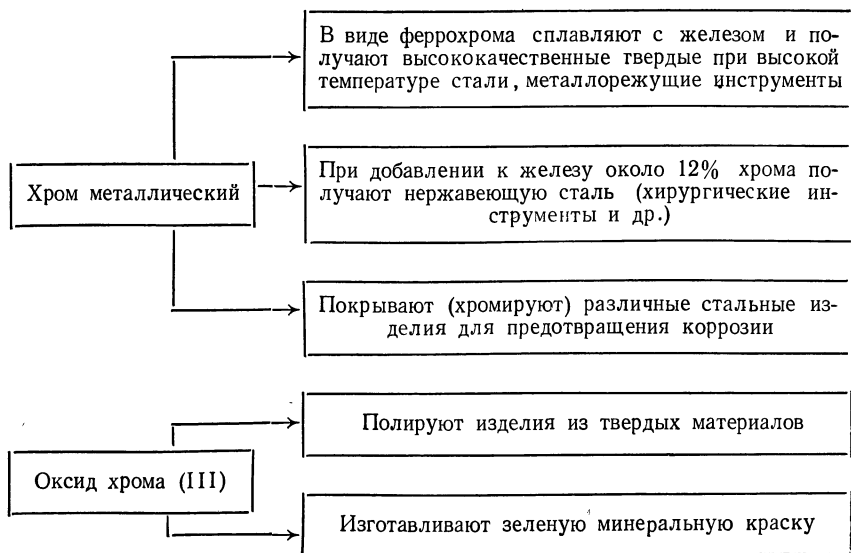
В результате этой реакции образуется сплав хрома с железом — феррохром. Для получения чистого хрома его восстанавливают из оксида алюминием:



**Физические свойства.** Хром — металл серовато-белого цвета, с металлическим блеском, по внешнему виду похожий на сталь. Его плотность  $7,19 \text{ г/см}^3$ , температура плавления  $1890^\circ\text{C}$ .

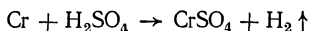
Характерная особенность хрома — большая твердость (с. 267). Объясняется это тем, что в металлической решетке на один сравнительно небольшой по объему ион хрома приходится

Схема 37



шесть относительно свободных электронов. Металлическим хромом можно «резать» стекло.

**Химические свойства.** Поверхность хрома покрыта очень тонкой (и поэтому прозрачной) пленкой оксида. Эта пленка химически очень устойчива, даже кислоты разрушают ее с трудом. Благодаря этой пленке хром является одним из самых коррозионно стойких металлов. Даже во влажном воздухе он совершенно не изменяется. Разбавленная соляная и серная кислоты с хромом начинают реагировать только через некоторое время (после разрушения пленки):



Азотная кислота пассивирует хром (закрепляет оксидную пленку).

**Применение** хрома показано на схеме 37.

Ответьте на вопросы 2 и 3 (с. 298) и решите задачу 1 (с. 298).

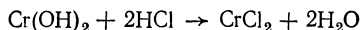
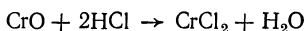
### § 3. ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ ХРОМА

Повторите из главы IX § 4 и 10.

Согласно степеням окисления у хрома три оксида:  $\text{CrO}^{+2}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3^{+3}$  и  $\text{CrO}_3^{+6}$ . Этим оксидам соответствуют гидроксиды и соли.

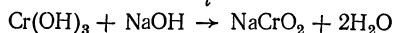
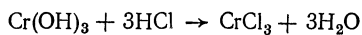
Оксид хрома (II) и его гидроксид обладают основными, оксид хрома (III) и его гидроксид — амфотерными, а оксид хрома (VI) и его гидроксид — кислотными свойствами.

**Соединения хрома со степенью окисления +2.** Оксид хрома (II) и его гидроксид реагируют с кислотами, проявляя только основные свойства:



С водой оксид хрома (II) не реагирует. Гидроксид хрома (II) в воде практически нерастворим. Характерно, что соединения хрома со степенью окисления +2 на воздухе быстро окисляются и превращаются в соединения хрома со степенью окисления +3.

**Соединения хрома со степенью окисления +3.** Гидроксид хрома (III) реагирует как с кислотами, так и со щелочами:



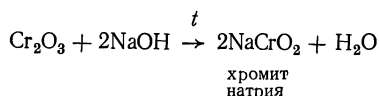
хромит  
натрия

В водном растворе образуется гидратированный хромит натрия  $\text{NaCrO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Иногда это вещество изображают формулой  $\text{NaH}_2\text{CrO}_3$ .

Гидроксид хрома (III) в воде практически нерастворим.

Оксид хрома (III) с водой не реагирует. С кислотами он реа-

гирует только свежесажженный, а со щелочами взаимодействует при нагревании:



Применение оксида хрома (III) пояснено в схеме 37.

Ответьте на вопросы 4 и 5 (с. 298). Решите задачу 2 (с. 298).

#### § 4. КРАТКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ

В побочной подгруппе VI группы, кроме хрома, находятся еще два весьма сходных между собой элемента: молибден Mo и вольфрам W. Общий обзор свойств этих элементов дан в таблице 65.

Таблица 65

Общий обзор свойств элементов побочной подгруппы VI группы

Название и химический знак	Физические свойства			Химические свойства	Высшие оксиды и их гидроксиды
	цвет	плотность, в г/см <sup>3</sup>	температура плавления, °C		
Хром Cr	Сероватобелый с металлическим блеском	7,19	1890	Коррозионно-стойкий. На воздухе не изменяется. Реагирует с разбавленными HCl и H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> (хромовая кислота) CrO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (дихромовая кислота)
Молибден Mo	Сероватобелый с металлическим блеском	10,2	2620	На воздухе не изменяется. При обычной температуре с HCl и H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> не реагирует, но взаимодействует с HNO <sub>3</sub>	MoO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> MoO <sub>4</sub> (молибденовая кислота)
Вольфрам W	Сероватобелый с металлическим блеском	19,3	3410 (самый тугоплавкий металл)	На воздухе окисляется только при температуре красного каления. Не реагирует ни с какими кислотами и даже «царской водкой»	WO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> WO <sub>4</sub> (вольфрамовая кислота)

Ответьте на вопрос 6 (с. 298).

#### Лабораторные опыты

**Взаимодействие хрома с соляной кислотой.** Налейте в пробирку 2—3 мл 20-процентного раствора соляной кислоты и поместите в нее несколько кусочков хрома. Выделяются пузырьки газа, и образуется раствор синего цвета.

**Задание.** Какие вещества образуются при этой реакции? Напишите уравнение соответствующей реакции.

**Получение гидроксида хрома (III) и взаимодействие его с кислотой и щелочью.** 1. В две чистые пробирки налейте по 1—2 мл раствора сульфата хрома (III) и постепенно приливайте раствор гидроксида натрия. Образуется осадок зеленого цвета.

2. В одну пробирку налейте избыток гидроксида натрия, а в другую прилейте соляную кислоту. В обеих пробирках осадок растворяется и образуются прозрачные растворы зеленого цвета.

**Задания.** О появлении какого вещества свидетельствует осадок зеленого цвета? Почему этот осадок реагирует как с кислотами, так и с щелочами? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вопросы и упражнения

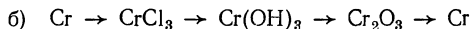
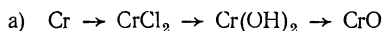
1. Начертите схемы расположения электронов по орбиталям у атомов серы и хрома. На основании схем поясните, какие свойства у этих элементов являются общими и какие различными.

2. Сравните физические и химические свойства хрома со свойствами алюминия. Основываясь на учении о строении металлических решеток, поясните, почему хром обладает особой твердостью.

3. Перечислите предметы, изготовленные из хрома и его сплавов, с которыми вы встречаетесь на производстве и в быту.

4. Составьте уравнения реакций, которые характеризуют амфотерные свойства гидроксида хрома (III).

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



6. Составьте конспект ответа, характеризующего вещества, формулы которых даны:  $\text{Cr}$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (см. с. 45).

### Решите задачи

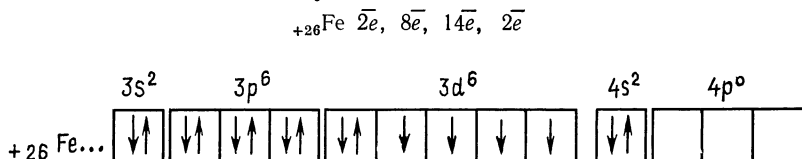
1. Сколько тонн сплава хрома с железом можно получить при восстановлении 80 т хромистого железняка, содержащего 18% примесей?

2. В состав соединения входят:  $\text{Cr}$  — 26,517%,  $\text{S}$  — 24,525%,  $\text{O}$  — 48,958%. Определите химическую формулу данного вещества и назовите его.

## Глава XVII. ЖЕЛЕЗО

### § 1. ПОЛОЖЕНИЕ ЖЕЛЕЗА В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ ЕГО АТОМА

Железо находится в побочной подгруппе VIII группы. Схема расположения электронов по энергетическим уровням и орбиталям в атоме железа следующая:



Один из 4s-электронов легко переходит на 4p-орбиталь. В результате этого атом железа в возбужденном состоянии имеет

шесть неспаренных электронов и соответственно проявляет максимальную степень окисления +6. Такую степень окисления железо имеет в соединениях, называемых *ферратами*, например

$\text{K}_2\overset{+6}{\text{Fe}}\text{O}_4$  (феррат калия). Однако наиболее практически важными являются соединения со степенью окисления железа +2 и +3.

Ответьте на вопрос 1 (с. 304).

## § 2. НАХОЖДЕНИЕ ЖЕЛЕЗА В ПРИРОДЕ, ЕГО ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА

**Нахождение в природе.** По распространенности среди металлов железо занимает второе место после алюминия (с. 38). Состав, местонахождение и общая характеристика важнейших минералов железа даны в таблице 66.

Т а б л и ц а 66

Важнейшие природные соединения железа

Название минерала	Химическая формула (основной составной части)	Важнейшие месторождения
Магнетит	$\text{Fe}_3\text{O}_4$ ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ ) Содержит до 72% Fe	Южный Урал (Магнитогорск), Курская магнитная аномалия
Гематит	$\text{Fe}_2\text{O}_3$ Содержит до 65% Fe	Криворожский район (Украинская ССР)
Лимонит	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ Содержит до 60% Fe	Крым (Керченские месторождения)
Пирит	$\text{FeS}_2$ Содержит примерно 47% Fe	Урал

В некоторых местах встречается минерал сидерит, основная составная часть которого карбонат железа (II)  $\text{FeCO}_3$ . Его тоже используют для производства чугуна и стали.

В состав вод многих минеральных источников входит гидрокарбонат железа  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$  и некоторые другие соли железа (Железноводск). Из курса биологии вам уже известно, что железо имеет большое значение в живой природе. Оно необходимо растениям в процессах синтеза хлорофилла и является важной составной частью гемоглобина крови.

**Получение.** Чистое металлическое железо можно получить:

1) восстановлением железа из его оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  водородом при нагревании;

2) восстановлением железа из его оксидов  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  алюмотермическим методом (с. 265);

3) электролизом водных растворов солей железа (II) (с. 195).



**Физические свойства.** Чистое железо весьма пластичный металл, серебристо-белого цвета. Плотность железа 7,87 г/см<sup>3</sup>, температура плавления 1539°C. В отличие от многих других металлов железо обладает магнитными свойствами.

**Химические свойства.** Чистое железо на воздухе устойчиво. На практике используется железо с примесями. Такое железо легко подвергается коррозии (с. 271). Химические свойства железа пояснены в таблице 67.

Таблица 67

Химические свойства железа

Железо реагирует	
при комнатной температуре	при нагревании
<p>1. С кислородом во влажном воздухе образуется <math>\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}</math></p> <p>2. С разбавленными кислотами</p> <p><math>\text{HCl}</math> и <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>:</p> $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Fe}^0 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2^0 \uparrow$ <p>↓ <math>\overline{2e^-}</math> ↓</p> $\text{Fe}^0 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2^0 \uparrow$ <p>3. С солями в водном растворе:</p> $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$ $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^0 \downarrow$ <p>↓ <math>\overline{2e^-}</math> ↓</p> $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^0 \downarrow$	<p>1. С кислородом</p> $\text{3Fe}^0 + 2\text{O}_2^0 \xrightarrow[t]{+3 \quad +2} \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ <p>2. С хлором:</p> $2\text{Fe}^0 + 3\text{Cl}_2^0 \xrightarrow[t]{+3-1} 2\text{FeCl}_3$ <p>3. С серой:</p> $\text{Fe}^0 + \text{S}^0 \xrightarrow[t]{+2-2} \text{FeS}$ <p>4. С парами воды:</p> $3\text{Fe}^0 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[t]{+1} \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO} + 4\text{H}_2^0 \uparrow$ <p>5. С концентрированными кислотами <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math> и <math>\text{HNO}_3</math>:</p> $2\text{Fe}^0 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[t]{+6 \quad +3 \quad +4} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^0 + 4\text{HNO}_3 \xrightarrow[t]{+5 \quad +3 \quad +2} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

**Применение.** Чистое железо способно быстро намагничиваться и размагничиваться, поэтому его применяют для изготовления сердцевин трансформаторов электромоторов, электромагнитов и мембран микрофонов.

Больше всего на практике используются сплавы железа — чугун и сталь (с. 305).

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 304). Решите задачи 1—3 (с. 304).

### § 3. СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА

Повторите из главы IV § 1 и 3.

Наиболее распространены соединения железа со степенью окисления +2 и +3. Широко известен смешанный оксид  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , или  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ . Общий обзор этих соединений дан в таблице 68. При пользовании этой таблицей необходимо учесть следующее:

1. При сгорании железа в кислороде и в воздухе в основном

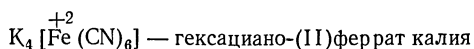
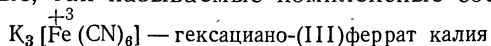
образуется смешанный оксид железа  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , поэтому оксиды железа (II) и (III) получают косвенным путем.

2. Соли железа (II) получают при взаимодействии железа с кислотами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

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 и хрома) проявляют амфотерные свойства.

5. Железо, как и многие другие элементы, образует также более сложные, так называемые комплексные соединения:



Первая соль служит реактивом на свободные ионы  $\text{Fe}^{2+}$ , так как дает характерный синий осадок; вторая — реактивом на свободные ионы  $\text{Fe}^{3+}$ , с которыми также образует синий осадок.

Ответьте на вопросы 4—7 (с. 304). Решите задачу 4 (с. 304).

### Лабораторные опыты

**Сжигание железа в кислороде.** К концу стальной проволоки прикрепите кусочек спички, зажгите его и опустите в стеклянную склянку большого размера, наполненную кислородом (дно склянки должно быть покрыто песком). Вначале горит спичка, а затем загорается стальная проволока, разбрасывая яркие искры.

**Сжигание железа в хлоре.** В железной ложечке сильно накалите порошок железа и всыпьте его в стеклянную склянку, наполненную хлором (дно склянки должно быть покрыто песком). Железо горит, разбрасывая искры, а сосуд наполняется бурым дымом.

**Задания.** Какие вещества образуются при сгорании железа: а) в кислороде; б) в хлоре? Что в этих реакциях является окислителем и что восстановителем? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Взаимодействие железа с концентрированными кислотами.** В две пробирки всыпьте немного железных стружек. В одну пробирку налейте немного концентрированной серной кислоты, а во вторую 50—60-процентной азотной кислоты. Если реакция не начинается, то пробирки немного подогрейте. Из первой пробирки выделяется газ с запахом жженой серы, из второй газ бурого цвета с резким запахом.

**Задание.** Какие вещества образуются при взаимодействии железа: а) с концентрированной серной кислотой; б) с концентрированной азотной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Взаимодействие оксида железа (III) с кислотами.** В две пробирки всыпьте немного оксида железа (III). В одну пробирку прилейте немного соляной кислоты, а во вторую серной кислоты. Оксид железа (III) растворяется, и образуются прозрачные растворы красно-бурого цвета.

**Задание.** Какие вещества образуются при взаимодействии оксида железа (III): а) с соляной кислотой; б) с серной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

**Получение гидроксида железа (II).** Налейте в пробирку 2—3 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется белый осадок, который постепенно приобретает зеленый оттенок.

Важнейшие соединения железа,

Оксид		
	железа (II)	железа (III)
Получение (схемы)	$\begin{array}{c} \text{Fe} \begin{array}{l} \nearrow \text{FeCl}_2 \\ \searrow \text{FeSO}_4 \end{array} \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \\ \xrightarrow{\text{или}} \text{FeO} \\ \text{FeCO}_3 \xrightarrow{\text{без доступа воздуха, } t} \text{FeO} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \text{Fe(NO}_3)_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{array}$
Физические свойства	Кристаллическое вещество черного цвета	Кристаллическое вещество красного цвета
Химические свойства общие	<p>Основной оксид. Реагирует с кислотами:</p> $\text{FeO} \begin{array}{l} \nearrow \text{FeCl}_2 \\ \searrow \text{FeSO}_4 \end{array}$	<p>Основной оксид с некоторыми признаками амфотерности. Реагирует с кислотами:</p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 \begin{array}{l} \nearrow \text{FeCl}_3 \\ \searrow \text{Fe(NO}_3)_3 \end{array} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
Характерные свойства	<p>Легко окисляется на воздухе:</p> $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$	<p>Реагирует с щелочами:</p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t} 2\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p>Реагирует с карбонатами:</p> $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$

## их получение и свойства

Гидроксид		Соли	
железа (II)	железа (III)	железа (II)	железа (III)
$\text{FeCl}_2 \curvearrowright \text{Fe(OH)}_2$ $\text{FeSO}_4 \curvearrowright \text{Fe(OH)}_2$	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$ $\text{FeCl}_3 \curvearrowright \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow$ $\text{FeSO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}_2} \text{Fe(OH)}_3$	$\text{Fe} \begin{cases} \text{FeCl}_2 \\ \text{FeSO}_4 \end{cases}$	$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3$ $\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe(OH)}_3 \curvearrowright$ $\text{FeCl}_3 \curvearrowright \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{Fe(NO}_3)_3$
В чистом виде желтовато-белый, в присутствии воздуха зеленого цвета	Коричневого цвета	Кристаллогидраты светлого зеленого цвета	Кристаллогидраты желто-бурого цвета
<p>Обладает только основными свойствами.</p> <p>1. Реагирует с кислотами</p> $\text{Fe(OH)}_2 \begin{cases} \text{FeCl}_2 \\ \text{FeSO}_4 \end{cases}$ <p>2. При нагревании разлагается:</p> $\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{FeO}$	<p>Обладает слабыми основными свойствами с признаками амфотерности.</p> <p>1. Реагирует с кислотами:</p> $\text{Fe(OH)}_3 \begin{cases} \text{FeCl}_3 \\ \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \\ \text{Fe(NO}_3)_3 \end{cases}$ <p>2. При нагревании разлагается:</p> $\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3$	<p>Обладают всеми химическими свойствами солей (с. 92). Гидролизуются слабо</p>	<p>Обладают всеми химическими свойствами солей (с. 92). Гидролизуются сильно:</p> $\text{FeCl}_3 \curvearrowright \text{FeOHCl}_2$ $\text{FeCl}_3 \curvearrowright \text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$
<p>Окисляется на воздухе <math>\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2} \text{Fe(OH)}_3</math></p> <p>Быстро окисляется в присутствии окислителей:</p> $\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}_2} \text{Fe(OH)}_3$	<p>Реагирует с щелочами:</p> $\text{Fe(OH)}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{t} \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaFeO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ или $\text{NaNH}_2\text{FeO}_3$	<p>1. Легко окисляются:</p> $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ <p>2. С гексациано-(III)-ферратом калия <math>\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]</math> дают синий осадок:</p> $3\text{FeCl}_2 + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow + 6\text{KCl}$	<p>1. С роданидами <math>\text{NaCNS}</math>, <math>\text{KCNS}</math>, <math>\text{NH}_4\text{CNS}</math> дают красное окрашивание:</p> $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaCNS} \rightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NaCl}$ <p>2. С гексациано-(II) ферратом калия <math>\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]</math> дают синий осадок:</p> $4\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow + 12\text{KCl}$

**Получение гидроксида железа (III) и взаимодействие его с серной кислотой.** 1. Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется осадок красно-бурого цвета.

2. К полученному осадку добавьте немного серной кислоты. Осадок растворяется, образуется прозрачный раствор красно-бурого цвета.

**Задание.** Как получают гидроксид железа (II) и гидроксид железа (III)? Какого цвета полученные осадки? Какие вещества образуются при взаимодействии полученных осадков с серной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде. Как по внешнему виду можно определить ионы железа  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ ?

**Испытание растворов солей железа индикатором.** В растворы сульфата железа (II) и хлорида железа (III) опустите синие лакмусовые бумажки. Они краснеют (во втором случае бумажка краснеет сильнее).

**Задание.** Почему синие лакмусовые бумажки краснеют, почему во втором случае наблюдается более сильное покраснение?

### **Вопросы и упражнения**

1. Минеральная вода в некоторых источниках содержит гидрокарбонат железа (II). Поясните, при каких условиях и в каких химических процессах эта растворимая соль железа может образоваться из природного минерала сидерита  $\text{FeCO}_3$ .

2. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить металлическое железо из его оксидов  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , используя в качестве восстановителя: а) водород; б) алюминий; в) оксид углерода (II). Покажите переход электронов и поясните, что в этих реакциях является окислителем и что восстановителем.

3. Составьте уравнения реакций, в которых железо реагирует: а) с кислотами; б) с солями в водном растворе; в) с водой при повышенной температуре. Покажите переход электронов и поясните, что является окислителем и что восстановителем.

4. Пользуясь схемами, которые даны в таблице 68, составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) соли железа (II) и железа (III); б) гидроксид железа (II) и гидроксид железа (III); в) оксиды железа.

5. Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Охарактеризуйте общие и специфические свойства солей железа. Составьте уравнения реакций согласно схемам, которые указаны в таблице 68 (приведите другие примеры).

7. Составьте конспект ответа, характеризующий вещества, формулы которых приведены:  $\text{Fe}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{FeSO}_4$  (с. 45).

### **Решите задачи**

1. В каком количестве магнитного железняка  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , имеющего 10% примесей, содержится 2 т железа?

2. Образец шпатового железняка, основная составная часть которого  $\text{FeCO}_3$ , содержит 40% железа. Вычислите, сколько процентов  $\text{FeCO}_3$  содержится в этом образце.

3. Оксид содержит 72,414% железа. Найдите его химическую формулу.

4. При действии на сплав железа с медью 20-процентного раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ) выделилось 224 мл газа (н. у.). Вычислите, сколько миллилитров соляной кислоты вступило в реакцию и какова общая масса сплава, если железа в нем содержалось 20%.

## Глава XVIII. МЕТАЛЛУРГИЯ

### § 1. МЕТАЛЛЫ В СОВРЕМЕННОЙ ТЕХНИКЕ. ПОНЯТИЕ О МЕТАЛЛУРГИИ

*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 больше всего используются сплавы железа. Так, например, в машиностроении на их долю приходится более 90% от общей массы применяемых металлов. Важнейшими сплавами железа являются чугуны и сталь.

**Чугуном** называется сплав железа, содержащий более 1,7% углерода, а также кремний, марганец, небольшие количества серы и фосфора. К **сталям** относится сплав железа, содержащий 0,1—1,7% 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 — эластичность.

Среди цветных металлов первое место по производству и применению принадлежит алюминию и его сплавам (с. 290). Второе место занимает медь. Благодаря высокой электрической проводимости, стойкости к коррозии и хорошим литейным свойствам медь используют для изготовления электропроводов, всевозможного электротехнического оборудования и в химическом аппаратостроении.

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 315). Решите задачу 1 (с. 316).

### § 2. ОСНОВНЫЕ СПОСОБЫ ПРОМЫШЛЕННОГО ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

Основные способы получения металлов нами уже рассмотрены ранее (с. 264). В целях их систематизации и наглядности эти способы показаны в таблице 69.

Ответьте на вопросы 3 и 4 (с. 315). Решите задачи 2 и 3 (с. 316).

## Реакции, лежащие в основе получения металлов

Восстановление металлов			
углем и оксидом углерода (II)	электрическим током (электролиз)	алюминием (алюминотермия)	водородом
$\begin{array}{l} \downarrow 2e^- \\ \overset{+2}{\text{ZnO}} + \overset{+2}{\text{C}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}} + \overset{+2}{\text{CO}} \uparrow \\ \downarrow 6e^- \\ \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} + \overset{+2}{3\text{CO}} \rightarrow \\ \rightarrow 2\overset{+2}{\text{Fe}} + \overset{+4}{3\text{CO}_2} \uparrow \\ 2\overset{+3}{\text{Fe}} + 3\overset{+2}{\text{CO}} \rightarrow 2\overset{+2}{\text{Fe}} + \overset{+4}{3\text{CO}_2} \uparrow \\ \text{C}^{+2} - 2e^- \rightarrow \text{C}^{+4} \end{array}$	$\begin{array}{l} \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \\ \text{HON} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^- \\ \text{У анода:} \\ \text{OH}^- - e^- \rightarrow \text{OH}^0 \\ 4\text{OH}^0 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow \\ \text{У катода:} \\ \text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}^0 \end{array}$	$\begin{array}{l} \downarrow 12e^- \\ 4\text{Al}^0 + 3\text{MnO}_2 \rightarrow \\ \rightarrow 2\overset{+3}{\text{Al}_2\text{O}_3} + 3\text{Mn}^0 \\ \text{Al}^0 - 3e^- \rightarrow \text{Al}^{+3} \quad 4 \\ \text{Mn}^{+4} + 4e^- \rightarrow \text{Mn}^0 \quad 3 \end{array}$	$\begin{array}{l} \downarrow 6e^- \\ \overset{+6}{\text{WO}_3} + 3\text{H}_2^0 \rightarrow \\ \rightarrow \overset{+2}{\text{W}} + 3\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \\ \downarrow 2e^- \\ \overset{+2}{\text{CoO}} + \text{H}_2^0 \rightarrow \\ \rightarrow \overset{+2}{\text{Co}} + \overset{+1}{\text{H}_2\text{O}} \end{array}$

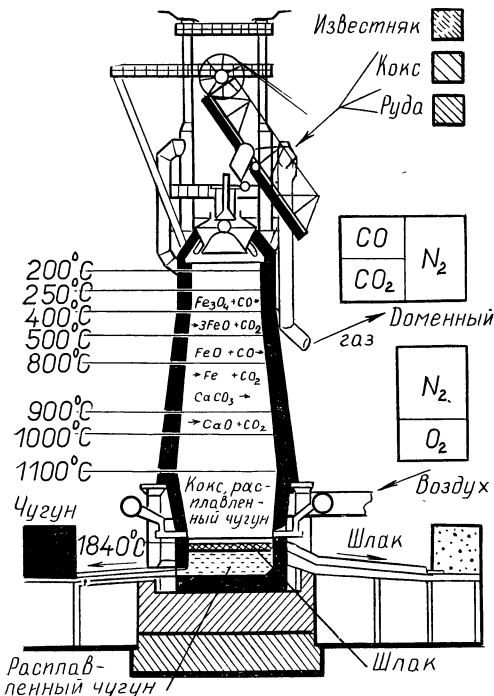
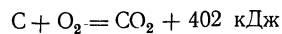


Рис. 127. Схема домы (основные химические процессы, протекающие в домне).

## § 3. ПРОИЗВОДСТВО ЧУГУНА

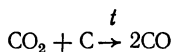
Чугун из железных руд получают в специальных печах, называемых доменными (рис. 127).

Химические реакции, протекающие в доменной печи. Доменную печь сверху последовательно загружают плавильным материалом: слой кокса, слой железной руды, смешанной с флюсами, затем опять кокс, железная руда и т. д. Снизу дуют нагретый воздух, обогащенный кислородом. Происходит сгорание кокса:



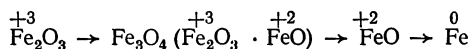
При этой экзотермической реакции температура достигает 1850°C. Образующийся оксид углерода (IV) поднимается вверх и в результате соприкос-

новения с накалившимся углем реагирует с ним подобно тому, как это происходит в газогенераторе (с. 238):

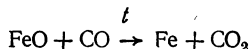
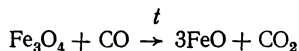
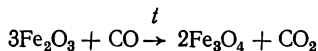


Оксид углерода (II) является основным восстановителем железа из его оксидов, хотя в этом процессе участвует также и твердый углерод, содержащийся в коксе.

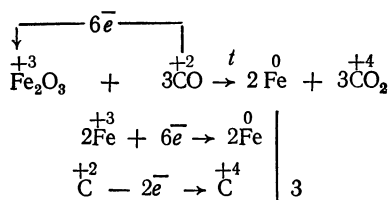
Восстановление железа оксидом углерода (II) происходит постепенно:



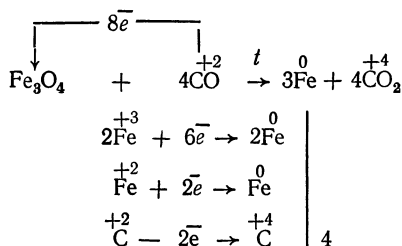
Если сырьем является красная железная руда, то процесс восстановления железа происходит так:



Суммарно уравнение можно выразить так:



Восстановление железа из магнитной железной руды можно выразить следующим суммарным уравнением:

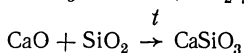
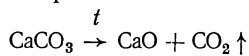


Частично восстанавливаются также из оксидов марганец, кремний, фосфор и сера. Восстановленное железо в жидком состоянии растворяет эти элементы, и образуется жидкий чугун.

В железной руде содержатся тугоплавкие примеси. Чтобы их расплавить и удалить, к загружаемому в доменную печь железной руде и коксу добавляют так называемые *флюсы* или *плавни*. Они образуют с примесями легкоплавкие соединения, называе-



мые *шлаками*. Обычно руда содержит оксид кремния (IV), поэтому в качестве флюсов применяют известняк или доломит:



(легкоплавкий силикат кальция — шлак).

Из-за большей плотности чугун образует нижний слой, а шлак всплывает.

**Устройство и работа доменной печи.** Доменная печь имеет форму двух усеченных конусов, соединенных основаниями (цветной рис. III). 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 домны называется *колошником*, средняя — *шахтой*, а наиболее широкая часть — *распаром*. Нижний усеченный конус уже и короче верхнего. В его нижней части находится горн, имеющий цилиндрическую форму. В нижней части горна накапливаются жидкий чугун и шлак, которые удаляются через отверстия: через верхнее отверстие выпускают шлак, а через нижнее — чугун. В верхней части горна находится отверстие для вдувания воздуха.

В верхнем усеченном конусе имеется автоматическое *загрузочное устройство*, которое состоит из двух воронок, расположенных одна над другой (рис. 128). Руда и кокс сначала поступают в верхнюю воронку, из нее при опускании верхнего конуса — в нижнюю, отделенную от печи нижним конусом. При опускании последнего 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* (цветной рис. III), где они сжигаются. Как только стенки регенератора нагреваются до высокой температуры, доменный газ и нужный 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. Через некоторое время автоматически меняют направление потока доменного газа и вдуваемого в доменную печь воздуха.

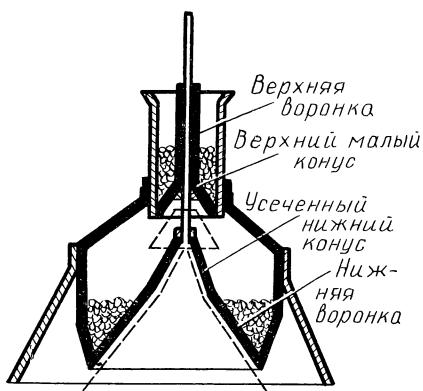


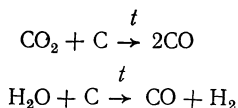
Рис. 128. Загрузочное устройство домны.

**Условия, ускоряющие химические реакции в доменной печи.** Производительность доменной печи зависит не только от ее величины, но и от скорости протекания в ней химических процессов. Поэтому вспомним основные факторы, ускоряющие химические реакции (с.165).

1. *Скорость химических реакций увеличивается при повышении концентрации реагирующих веществ.* В целях соблюдения 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 образуется оксид углерода (IV) и вода:



Оксид углерода (IV) и водяные пары реагируют с раскаленным углем:



В результате повышается концентрация оксида углерода (II) и образуется восстановитель — водород.

2. *Скорость химических реакций зависит от величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ.* С учетом этого загружаемая в доменную печь руда, кокс и флюсы должны состоять из кусков определенных оптимальных (с. 171) размеров: крупные куски размельчают, а слишком мелкие укрупняют спеканием.

3. *Скорость химических реакций зависит от температуры.* Для повышения температуры вдуваемый в доменную печь воздух предварительно нагревают в регенераторах. В этих же целях используется теплота экзотермических реакций: нагретые газы в нижней части доменной печи поднимаются вверх и подогревают до нужной температуры поступающие сверху пламенные материалы (принцип противотока).

В Советском Союзе построены одни из крупнейших в мире доменные печи, полезный объем которых достигает 5000 м<sup>3</sup>.

Ответьте на вопросы 5—10 (с. 315—316). Решите задачи 4 и 5 (с. 316).

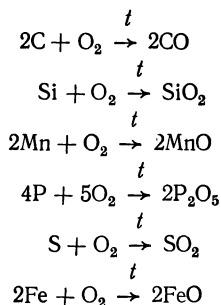
#### **§ 4. ПРОИЗВОДСТВО СТАЛИ**

Сталь получают из чугуна и железного лома. Частично для этой цели используется также железная руда.

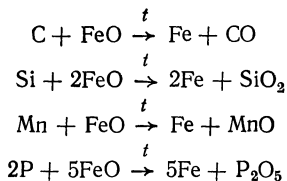
Нам уже известно, что чугун отличается от стали большим содержанием углерода и кремния. В чугуне содержатся также значительные количества серы и фосфора. Эти примеси вообще нежелательны, ибо сера придает стали красноломкость (при горячей механической обработке в ней образуются трещины), а

фосфор — хладноломкость (хрупкость при обработке в обычных условиях). Отсюда ясно, что для получения стали из чугуна надо уменьшить в нем содержание углерода и кремния, а серу и фосфор требуется удалить по возможности полнее. Это достигается окислением примесей кислородом воздуха. Но при этом в расплавленной стали растворяется азот, который понижает ее механические свойства. Поэтому для окисления примесей применяется воздух, обогащенный кислородом. В дальнейшем в производстве стали намечается полностью заменить воздух кислородом. В результате ускорится процесс окисления примесей (увеличится концентрация реагирующих веществ и повысится температура) и удастся получить более качественную сталь, не содержащую растворенного азота.

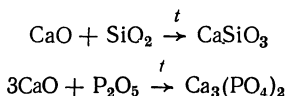
**Основные реакции, протекающие при производстве стали.** Процесс окисления примесей, содержащихся в чугуне, довольно сложный. Объясняется это тем, что при соприкосновении кислорода с жидким чугуном окисляются не только примеси, но и железо. Вначале реакции окисления протекают так:



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) обладают большим сродством к кислороду, чем железо:

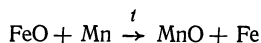


Для удаления оксидов кремния и фосфора в процессе получения стали к перерабатываемому чугуну добавляют известь:

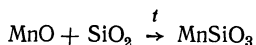


Образовавшиеся силикат и фосфат кальция — легкоплавкие вещества; они в виде шлака всплывают на поверхность расплавленной стали.

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:



Оксид марганца реагирует с оксидом кремния (IV):



Силикат марганца 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 Бессемер. При переработке чугуна в сталь по этому методу процесс окисления примесей осуществляется в больших металлических сосудах грушевидной формы, так называемых *конверторах* (цветной рис. IV). Кислородный конвертор выложен изнутри огнеупорной кладкой, на дне его имеется ряд отверстий. Через горловину в него заливают расплавленный чугун, загружают металлолом и немного извести общей массой около 100 т. Снизу под давлением через отверстия нагнетают воздух, обогащенный кислородом, или чистый кислород. При этом происходит окисление примесей (см. выше).

Основное достоинство этого способа заключается в том, что он весьма экономичен. Для достижения и поддержания нужной температуры в конверторе не требуется расходовать 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: прямоугольной ванны, где происходит окисление примесей, и регенераторов (рис. 129). 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.

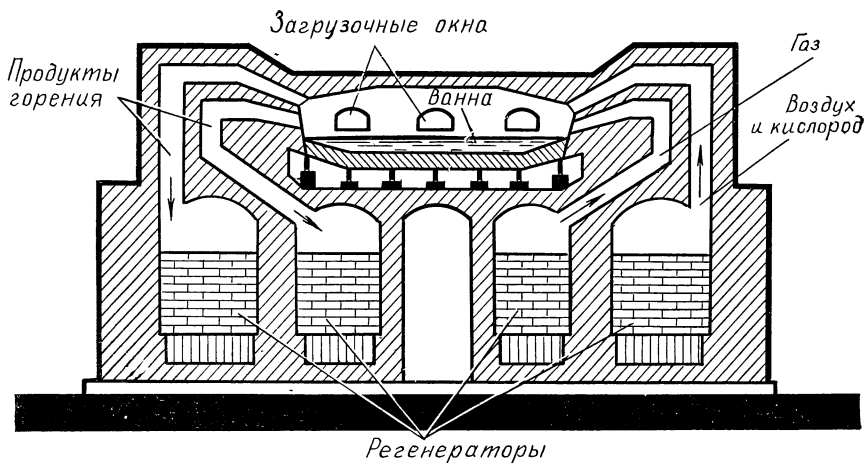


Рис. 129. Мартеновская печь.

Воздух и горючий газ предварительно нагревают в регенераторах. Мартеновская печь имеет четыре таких регенератора. Через два регенератора пропускают нагретые газы, образовавшиеся в результате сгорания топлива. В результате этого стенки обоих регенераторов сильно нагреваются. Затем меняют направление потока газов: через нагретые регенераторы пропускают воздух и газ, предназначенный для сжигания, а через ненагретые — накалинные газы, образовавшиеся в результате сжигания топлива. Нагретые регенераторы отдают свою теплоту газу

и воздуху, поступающим в печь для сжигания, и т. д. Температура в печи повышается до  $1700\text{—}1750^\circ\text{C}$ . 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 поверхности расплавленного чугуна. Внутри расплавленной массы окисление примесей происходит за счет кислорода оксидов железа, содержащихся в железном ломе. Иногда к расплавленному чугуну добавляют железную руду.

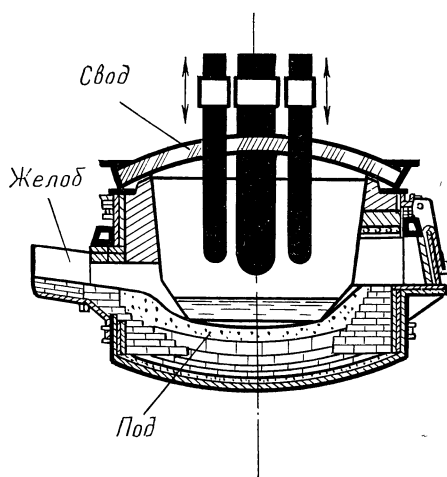


Рис. 130. Получение стали в электропечах.

Основное 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 нужная температура (около 2000°C) достигается превращением электрической энергии в теплоту преимущественно дуговым методом (рис. 130). 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 получается в жидком состоянии. Чтобы получить *заготовки*, надо 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*).

Ответьте на вопросы 11—13 (с. 316). Решите задачу 6 (с. 316).

## § 5. ПРОИЗВОДСТВО АЛЮМИНИЯ

Природным соединением, из которого экономически выгодно получать алюминий, оказался боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Однако температура плавления оксида алюминия очень высокая (2050°C). При такой температуре проводить электролиз технически невозможно. Возникла новая проблема: как снизить температуру плавления оксида алюминия? Ученым удалось установить, что в присутствии криолита  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  температура плавления оксида алюминия сильно понижается: его можно расплавить при температурах ниже 1000°C. Это и послужило основой разработки современного промышленного способа получения алюминия электролитическим методом.

В настоящее время алюминий получают электролизом раствора оксида алюминия в расплавленном криолите при температуре около 950°C. Упрощенно процесс электролиза можно изобразить следующей схемой<sup>1</sup>:



Устройство промышленного электролизера, служащего для получения металлического алюминия, изображено на рисун-

<sup>1</sup> В действительности на аноде процесс окисления происходит более сложно.

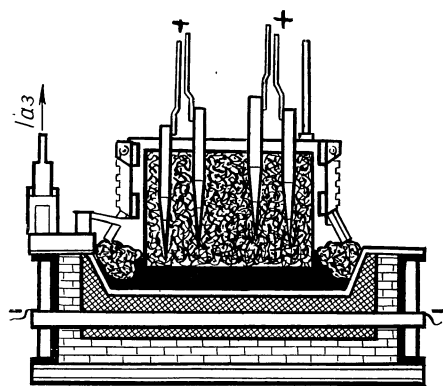


Рис. 131. Устройство промышленного электролизера, служащего для получения алюминия.

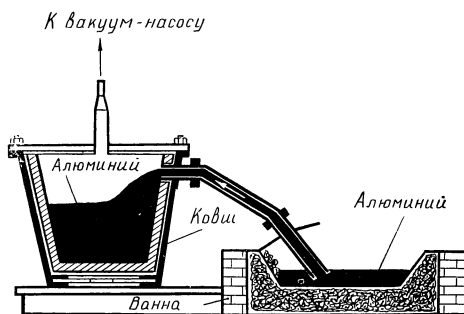


Рис. 132. Вакуумный ковш.

ке 131. Это стальная ванна прямоугольной формы, выложенная внутри огнеупорным кирпичом, покрытым сверху блоками из угольной массы. Угольные плиты на дне ванны служат катодом, на которых выделяется при электролизе алюминий. В качестве анода в ванну сверху опущен массивный угольный электрод, покрытый алюминиевым кожухом. Электрический ток к аноду подводится при помощи стальных стержней. Так как на положительном электроде выделяется кислород, то угольный анод постепенно в процессе электролиза сгорает. Его наращивают, загружая в алюминиевый кожух угольную массу. Электролиз ведут при напряжении 4—5 В с силой тока 35000—100000 А (и более). Электролизер работает непрерывно, а оксид алюминия загружают в ванну порциями. По мере накопления расплавленного алюминия его сливают в вакуумный ковш (рис. 132).

Первый алюминиевый завод был пущен в нашей стране в 1932 г. на базе Волховской электростанции на тихвинских бокситах.

Для производства алюминия требуется очень много электроэнергии. Достаточно сказать, что для получения 1 т алюминия расходуется около 15 000—17 000 кВт·ч электроэнергии. Поэтому понятно, насколько был важен план электрификации нашей страны, разработанный В. И. Лениным.

Ответьте на вопрос 14 (с. 316).

## § 6. РАЗВИТИЕ МЕТАЛЛУРГИЧЕСКОЙ ПРОМЫШЛЕННОСТИ В СССР

До Великой Октябрьской социалистической революции по производству чугуна и стали царская Россия занимала пятое место в мире. За годы Советской власти черная и цветная металлургия развивались в нашей стране особенно бурными темпами.

По производству чугуна и стали мы теперь занимаем первое место в мире.

Темпы развития черной металлургии в СССР характеризуют следующие данные:

Годы	1913	1953	1958	1963	1965	1970	1975	1980
Производство стали (в млн. т)	4,2	38,1	54,9	80	91	116	141	(план) 160—170

В последние годы особенно быстрыми темпами развивается производство цветных металлов (Al, Mg, Ti), которые имеют чрезвычайно большое значение в современной технике. В десятой пятилетке предусмотрено увеличить производство цветных металлов в 1,2—1,4 раза.

Большое значение приобрели металлы с полупроводниковыми свойствами. Так, например, германий, сурьма, индий и др. используются в полупроводниковой технике.

На основе современных достижений науки будут совершенствоваться старые металлургические базы на Урале и Украине, завершится строительство третьей металлургической базы в Сибири и начнется строительство новых баз на основе руд Курской магнитной аномалии и Казахстана.

### Практическая работа 1

**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 веществ.

2. В четырех пробирках даны следующие твердые вещества: а) карбонат кальция; б) нитрат бария; в) сульфат натрия; г) сульфит натрия. Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ.

3. Как практически можно отличить питьевую соду от кальцинированной соды?

4. При помощи характерных реакций докажите, что выданное вам вещество—сульфат меди (II).

5. Докажите, что в состав сульфата алюминия входят ионы алюминия  $Al^{3+}$  и сульфат-ионы  $SO_4^{2-}$ .

6. Определите наличие ионов железа  $Fe^{3+}$  и хлорид-ионов  $Cl^-$  в растворе хлорида железа (III).

7. 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 веществ.

8. Докажите, что кристаллы сульфата железа (II) частично окислились и содержат примеси ионов  $Fe^{3+}$ .

### Вопросы и упражнения

1. Что такое металлургия и каково ее значение в народном хозяйстве?
2. Чем отличается чугун 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, а двумя—восстановитель.
4. Почему алюминий нельзя восстановить из его оксида ни углем, ни оксидом углерода (II), ни водородом?
5. Какие химические реакции протекают в домне при восстановлении же-



леза из руд? Поясните это на примере восстановления железа из магнитного железняка.

6. Какова роль кокса в доменном процессе? Почему в домнах нельзя получить чистое железо?

7. Какие общие принципы химических производств соблюдаются в доменном процессе? Сравните доменный процесс с производством серной кислоты (с. 169). Является ли доменный процесс непрерывным и почему?

8. Какова роль флюсов в доменном процессе? Что следует использовать в качестве флюсов, если перерабатываемая железная руда содержит доломит?

9. Каковы условия, ускоряющие химические реакции (с. 164), и как они используются в доменном процессе?

10. Что такое оптимальные условия производства? Поясните, 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. Охарактеризуйте промышленный процесс получения алюминия.

### Решите задачи

1. Железная руда содержит 90%  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  и 10%  $\text{SiO}_2$ . Вычислите, сколько процентов железа и кремния содержит данная руда.

2. Сколько выделится теплоты при алюмотермическом 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) в нормальных условиях потребуется, чтобы восстановить железо, содержащееся в 960 т  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

4. Сколько чугуна можно получить из 100 т железной руды  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , содержащей 10% примесей, если в полученном чугуне 95% железа?

5. Сколько потребуется магнитной железной руды, содержащей 90%  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , чтобы получить 2 т чугуна, в составе которого 93% железа?

6. При сжигании в токе кислорода 200 г стали образовалось 4 г оксида углерода (IV). Сколько процентов углерода содержала данная сталь?

**Возникновение органической химии.** До начала XIX столетия все известные вещества делили по их происхождению на две группы: вещества минеральные и вещества органические. Многие ученые тех времен считали, что органические вещества могут образоваться только в живых организмах при помощи сверхъестественной «жизненной силы». Такие идеалистические взгляды назывались *виталистическими* (от лат. *vita* — *жизнь*). Виталистические взгляды о невозможности синтезировать органические вещества из неорганических задерживали развитие химии.

нических: в 1824 г. — щавелевую кислоту  $\begin{pmatrix} \text{O} & & \text{O} \\ \parallel & & \parallel \\ \text{HO}-\text{C} & - & \text{C}-\text{OH} \\ | & & | \\ \text{HO} & & \text{OH} \end{pmatrix}$ ,

а в 1828 г. — мочевины  $\begin{pmatrix} \text{NH}_2 \\ \text{C}=\text{O} \\ \text{NH}_2 \end{pmatrix}$ .

<sup>1</sup> Энгельс Ф. Диалектика природы, 1969, с. 14.

**Органическая химия.** Из курса биологии вам уже известно, что возможно взаимное превращение неорганических и органических веществ. Это свидетельствует о том, что между ними нет принципиальных различий. Почему же органические вещества рассматривают в специальном курсе химии, который традиционно называют органической химией? Одной из причин этого является тот факт, что в состав молекул всех органических веществ входит углерод, тогда как в неорганической химии подобного примера нет. Поэтому можно сказать, что *органическая химия — это раздел химической науки, в котором изучаются соединения углерода и их превращения*. Но и это определение не является абсолютно точным. Так, например, оксид углерода (IV), оксид углерода (II), угольная кислота, карбонаты, карбиды и некоторые другие соединения, в состав молекул которых входит углерод, по характеру свойств относят к неорганическим веществам.

В наши дни *органическими веществами называют углеродсодержащие вещества, как те, которые образуются в живых организмах, так и те, которые синтезируют*. К синтетическим веществам относятся различные полимеры, из которых получают пластмассы, красители, волокно, медицинские препараты и т. д.

Насчитывается свыше 3 млн. органических веществ, и их число продолжает расти. Это объясняется тем, что атомы углерода способны соединяться между собой и образовывать различные цепи практически любой величины. Неорганических же веществ известно всего около 100 000. Такое большое число органических веществ и их особые свойства тоже являются важными причинами, объясняющими, почему органическая химия изучается отдельно от неорганической.

• Ответьте на вопросы 1—5 (с. 321).

## **Глава I. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

### **§ 1. ВОЗНИКНОВЕНИЕ ТЕОРИИ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ**

Развитие промышленности и торговли с начала XIX столетия предъявляло все более высокие требования многим отраслям науки, в том числе и органической химии. Появилась необходимость обеспечить текстильную промышленность красителями. В целях развития пищевой промышленности требовалось совершенствовать методы переработки сельскохозяйственных продуктов. В связи с этими и многими другими задачами начали разрабатываться новые методы синтеза органических веществ. Однако у ученых возникли серьезные теоретические затруднения. Так, например, нельзя было объяснить валентность углерода в таких соединениях, как этан  $C_2H_6$ , пропан  $C_3H_8$  и др. Было непонятно, почему могут существовать несколько различных веществ

с одинаковой молекулярной массой. Например, молекулярная формула у глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ . Такая же молекулярная формула и у фруктозы — одной из составных частей меда. Одинаковую молекулярную формулу  $C_2H_6O$  имеют этиловый спирт и диметиловый эфир. Ученые-химики не могли объяснить, почему два элемента — водород и углерод — могут образовать такое большое число различных соединений и почему органических веществ существует так много.

Научно обоснованный ответ на эти вопросы дала теория химического строения органических соединений, созданная русским ученым А. М. Бутлеровым.

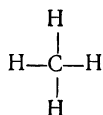
Ответьте на вопрос 6 (с. 321).

## § 2. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Создание теории строения органических соединений связано с несколькими именами химиков XIX в.: К. Франкланда, Ш. Жерара, А. Кекуле, А. Купера и др. Решающая роль в разработке этой теории принадлежит великому русскому ученому Александру Михайловичу Бутлерову (1861). Он ввел понятие о химическом строении веществ (под которым понимал порядок связи атомов в молекуле), установил, что химическое строение вещества определяет его свойства, и показал, что его теория имеет большое практическое значение в предсказании новых веществ.

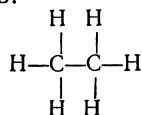
А. М. Бутлеров (1828—1886) сформулировал основные идеи теории строения органических веществ:

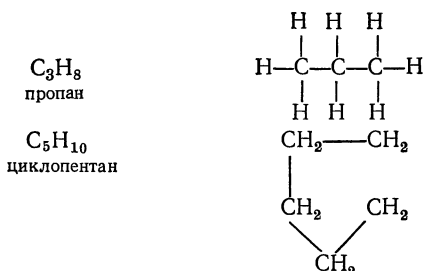
1. *Все атомы, образующие молекулы органических веществ, связаны в определенной последовательности согласно их валентностям.* Порядок соединения атомов в молекуле и характер их связей А. М. Бутлеров называл *химическим строением*. В соответствии с этими представлениями валентность элементов условно изображена черточками. Например, строение молекулы метана можно показать так:



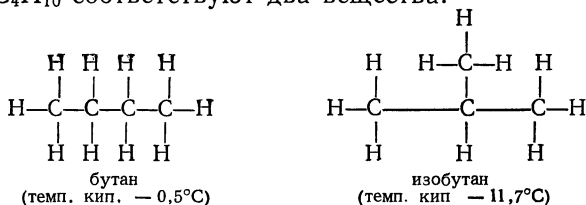
Такое схематическое изображение строения молекул называется формулами строения или *структурными формулами*.

Основываясь на положениях о четырехвалентности углерода и о способности его атомов образовывать цепи и циклы, А. М. Бутлеров предложил следующий способ написания формул молекул органических веществ:





2. Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и сколько их входят в состав молекулы, но и от порядка соединения атомов в молекулах. Данное положение теории строения органических веществ объяснило, в частности, явление *изомерии*. Существуют соединения, которые содержат одинаковое число атомов одних и тех же элементов, но связанных в различном порядке. Такие соединения обладают разными свойствами и называются *изомерами*. Так, например, одной и той же молекулярной формуле  $C_4H_{10}$  соответствуют два вещества:



*Изомерия* — это такое явление, при котором могут существовать несколько веществ, имеющих один и тот же состав и одну и ту же молекулярную массу, но различающихся строением молекул.

Изомерия в органической химии очень распространена; с ней мы встретимся при изучении всех классов органических веществ.

3. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы можно предвидеть свойства. Например, свойства неорганических веществ зависят от строения кристаллических решеток. Отличительные свойства атомов от их ионов объясняются их строением. В дальнейшем мы убедимся, что органические вещества с одинаковыми молекулярными формулами, но разным строением отличаются физическими и химическими свойствами.

4. Атомы и группы атомов в молекулах веществ взаимно влияют друг на друга. Например, свойства неорганических соединений, содержащих гидроксogруппы, зависят от того, с какими атомами они связаны — с атомами металлов или неметаллов. Органические соединения также могут иметь разные свойства, которые зависят от того, с какими атомами или группами атомов связаны гидроксogруппы.

Ответьте на вопросы 7—12 (с. 321).

### § 3. ЗНАЧЕНИЕ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

#### А. М. БУТЛЕРОВА

В истории человечества известно сравнительно немного ученых, открытия которых имеют всемирное значение. В области органической химии такие заслуги принадлежат Александру Михайловичу Бутлерову.

Разработанная им теория не только объяснила строение молекул всех известных органических веществ и их свойств, но и дала возможность теоретически предвидеть существование неизвестных и новых веществ, найти пути их синтеза. Прошло более 100 лет с тех пор, как была создана теория химического строения органических веществ А. М. Бутлерова, но и теперь химики всех стран используют ее в своих работах. Новейшие достижения науки пополняют данную теорию, уточняют и находят все новые подтверждения правильности ее основных идей.

Ответьте на вопрос 13.

#### *Вопросы и упражнения*

1. Какие были взгляды виталистов о получении органических веществ?
2. Какие ученые экспериментально доказали ошибочность взглядов виталистов? Кратко охарактеризуйте открытия этих ученых.
3. Как Ф. Энгельс оценил разгром виталистических взглядов?
4. По каким причинам выделили органическую химию в отдельный раздел химии?
5. Какие вещества называются органическими?
6. Поясните, какие возникали затруднения в развитии органической химии до создания теории строения органических веществ А. М. Бутлерова.
7. Какие противоречия возникли при определении валентности углерода: а) в молекуле этана  $C_2H_6$ ; б) в молекуле пропана  $C_3H_8$ ? Как эти противоречия устранила теория строения А. М. Бутлерова?
8. Изложите основные положения теории химического строения органических веществ А. М. Бутлерова.
9. Что подразумевал А. М. Бутлеров под химическим строением веществ? В качестве примеров приведите как органические, так и неорганические вещества.
10. На конкретных примерах поясните, что такое изомерия.
11. Приведите примеры из курса неорганической химии, которые доказывают, что свойства веществ зависят от их строения, а также обратное положение.
12. Приведите примеры, подтверждающие, что в молекулах атомы или группы атомов влияют друг на друга.
13. Охарактеризуйте научное и практическое значение теории строения А. М. Бутлерова.

# УГЛЕВОДОРОДЫ

Повторите из главы XI § 1 и 2 (неорганическая химия).

## Глава II. ПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ (ПАРАФИНЫ)

*Углеводороды — органические соединения, состоящие из двух элементов — углерода и водорода.*

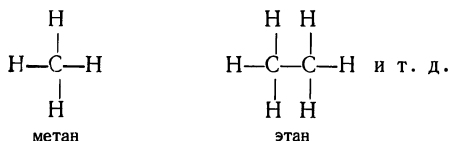
При исследовании химических свойств углеводородов выяснено, что некоторые из них в определенных условиях еще присоединяют водород и галогены, а другие — нет.

*Углеводороды, которые не могут присоединить водород и другие элементы, называются предельными углеводородами.* Их общая формула  $C_nH_{2n+2}$ , где  $n$  — число, показывающее, сколько атомов углерода содержится в данной молекуле углеводорода. Так, например, в молекуле декана имеется 10 атомов углерода. Его молекулярная формула  $C_{10}H_{2 \cdot 10+2}$ , т. е.  $C_{10}H_{22}$ .

Простейшим представителем предельных углеводородов является метан  $CH_4$ . Каждый последующий углеводород отличается от предыдущего группой атомов  $CH_2$ . Например, если мысленно к молекуле метана добавить группу  $CH_2$ , то получается следующий углеводород ряда метана — этан  $C_2H_6$  и т. д. Так как формулы предельных углеводородов можно вывести из формулы метана и все эти углеводороды сходны по химическим свойствам, то их называют *гомологами* метана (греч. «гомолог» — *сходный*), а группу  $CH_2$  — *гомологической разностью*.

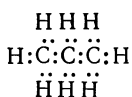
Химические формулы первых десяти представителей гомологического ряда метана даны в таблице 70 (с. 327).

Строение молекул предельных углеводородов схематически принято изображать при помощи структурных формул:

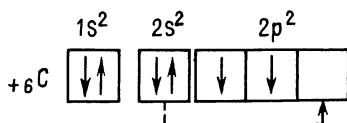


Чаще всего пользуются сокращенными структурными формулами, например: этан  $CH_3-CH_3$ , пропан  $CH_3-CH_2-CH_3$ , бутан  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$  и т. д. Однако в этом случае следует помнить, что черточка — это обозначение химической связи между двумя атомами углерода.

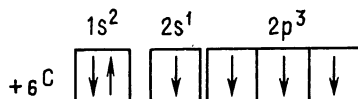
Между атомами углерода и водорода существует ковалентная связь. Из-за разности электроотрицательностей этих элементов (с. 119) электронная пара немного смещена от атома водорода к атому углерода. Между атомами углерода имеется неполярная ковалентная связь. Учитывая, что сдвиг электронной пары между атомами углерода и водорода незначительный, электронную формулу, например пропана, можно записать так:



Однако такая формула не отражает пространственного строения молекулы. Чтобы это показать, необходимо вспомнить о формах электронных облаков и размещении электронов по энергетическим уровням и подуровням. Например, строение атома углерода изображают следующей схемой:



Так как на втором энергетическом уровне  $p$ -подуровне имеется свободная орбиталь, то на нее может перейти один из  $2s^2$ -электронов:



В результате все четыре наружных электрона в атоме углерода окажутся неспаренными, и атом углерода в возбужденном состоянии становится четырехвалентным.

Из курса неорганической химии уже известно, что  $s$ -электроны образуют электронные облака шаровой формы, а  $p$ -электроны — гантелеобразной формы. Следовательно, в атоме углерода в возбужденном состоянии один из валентных электронов ( $2s^1$ ) имеет облако шаровой формы, а остальные три ( $2p^3$ ) — облака гантелеобразной формы. При взаимодействии этих облаков образуются четыре электронных облака одинаковой формы (рис. 133), которые взаимно отталкиваются, создавая друг с другом угол  $109^\circ 28'$ . Электронные облака такой преобразованной формы на-

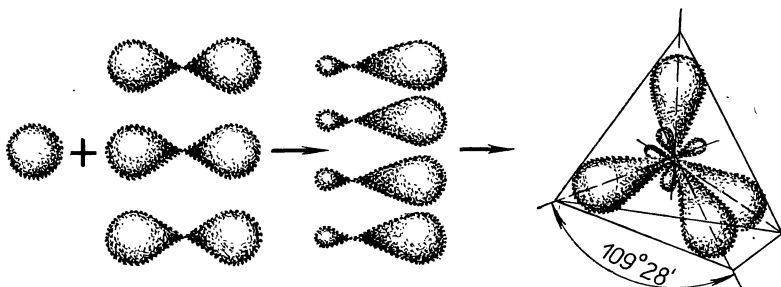


Рис. 133. Выравнивание (гибридизация) электронных облаков в атоме углерода.



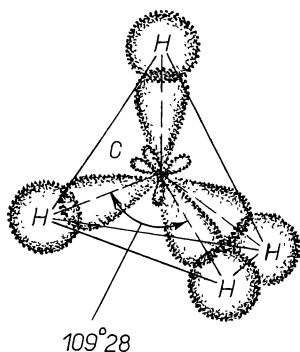


Рис. 134. Образование молекулы метана перекрыванием гибридных электронных облаков атома углерода с электронными облаками атомов водорода.

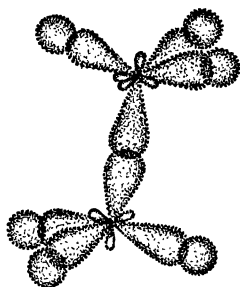


Рис. 135. Образование молекулы этана перекрыванием двух гибридных электронных облаков атомов углерода.

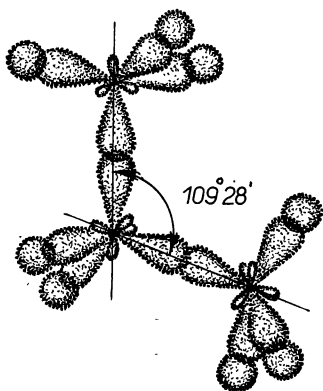


Рис. 136. Направления химических связей в молекуле пропана.

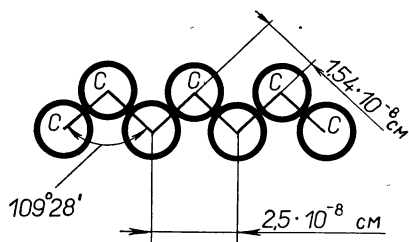


Рис. 137. Зигзагообразная форма углеродной цепи.

зываются *гибридованными*. Они перекрываются с шарообразными электронными облаками атомов водорода, и образуется молекула метана тетраэдрического строения (рис. 134).

Химическая связь в молекуле этана  $C_2H_6$  образуется между двумя атомами углерода перекрыванием двух гибридованных электронных облаков (рис. 135).

Так как гибридованные электронные облака атомов углерода направлены к вершинам тетраэдра, то при образовании молекулы пропана  $C_3H_8$  направление химической связи между вторым и третьим атомами углерода не может совпадать с направлением связи между первым и вторым атомами углерода. Образуется угол  $109^{\circ}28'$  (рис. 136). Такие же углы существуют между четвертым, пятым и другими атомами углерода. Углеродная цепь поэтому принимает зигзагообразную форму (рис. 137).

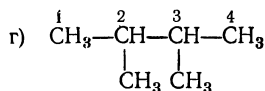
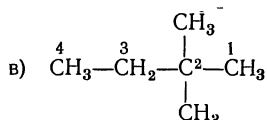
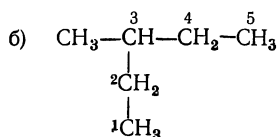
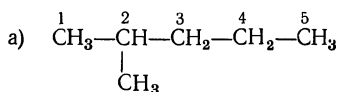
Но при изображении формул эти углы не показывают ( $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$  и т. д.).

**Радикалы.** В таблице 70 даны формулы 10 первых предельных углеводородов. Если мысленно вычесть из их формул по одному атому водорода, то получаются группы атомов, которые называют *радикалами*. Названия радикалов образуются от названий соответствующих углеводородов путем изменения суффикса **ан** на **ил**. Например: метил  $\text{CH}_3\text{—}$ , этил  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}$ , пропи́л  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}$ , бути́л  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}$  и т. д. С радикалами предельных углеводородов мы будем встречаться при дальнейшем изучении курса органической химии.

Ответьте на вопросы 1—6 (с. 330—331).

**Номенклатура предельных углеводородов.** Органических соединений существует очень много. Для их систематизации пользуются номенклатурой, принятой международным союзом теоретической и прикладной химии<sup>1</sup>. Для составления названий предельных углеводородов с разветвленной цепью принимают, что во всех молекулах атомы водорода замещены различными радикалами. Для определения названия данного углеводорода придерживаются определенного порядка.

1. *Выбирают в формуле наиболее длинную углеродную цепь и символы атомов углерода в ней нумеруют, начиная с того конца цепи, где ближе разветвление:*



2. *Называют радикалы (начиная с простейшего) и при помощи цифр указывают их место у нумерованных атомов углерода.* Если у одного и того же атома углерода находятся два одинаковых радикала, тогда номер повторяют дважды. Количество одинаковых радикалов указывают при помощи чисел на греческом языке (ди — *два*, три — *три*, тетра — *четыре* и т. д.) (см. формулы в первом пункте):

- а) 2-метил ...
- б) 3-метил ...
- в) 2,2-диметил...
- г) 2,3-диметил...

<sup>1</sup> International Union of Pure and Applied Chemistry, сокращенно IUPAC (по-русски произносится ЮПАК).

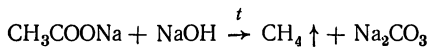
3. Полное название данному углеводороду дают по числу атомов углерода в нумерованной цепи.

- а) 2-метилпентан  
б) 3-метилпентан  
в) 2,2-диметилбутан  
г) 2,3-диметилбутан

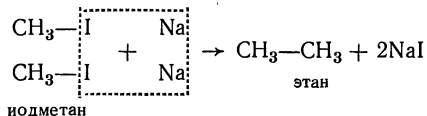
Ответьте на вопросы 7—9 (с. 331).

**Нахождение в природе.** Простейший представитель предельных углеводородов — метан — образуется в природе в результате разложения остатков растительных и животных организмов без доступа воздуха. Этим объясняется выделение пузырьков газа в заболоченных водоемах. Иногда метан выделяется из каменноугольных пластов и накапливается в шахтах. Метан составляет основную массу природного газа (80—97%). Он содержится также в газах, выделяющихся при добыче нефти. В состав природного газа и нефтяных газов входят также этан  $C_2H_6$ , пропан  $C_3H_8$ , бутан  $C_4H_{10}$  и некоторые другие. Газообразные жидкие и твердые предельные углеводороды входят в состав нефти.

**Получение.** В лаборатории метан получают при нагревании ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  с твердым гидроксидом натрия:



Этан и другие предельные углеводороды с более длинной углеродной цепью можно получить при взаимодействии галогенопроизводных предельных углеводородов с металлическим натрием:



Первым эту реакцию осуществил французский химик А. Вюрц (реакция Вюрца).

Ответьте на вопросы 10 и 11 (с. 331).

**Физические свойства.** Метан — газ без цвета и запаха, почти в два раза легче воздуха, мало растворим в воде. Этан, пропан, бутан при нормальных условиях — газы, от пентана до пентадекана — жидкости, а следующие гомологи — твердые вещества (табл. 70).

Пропан и бутан под давлением могут находиться в жидком состоянии и при обыкновенной температуре.

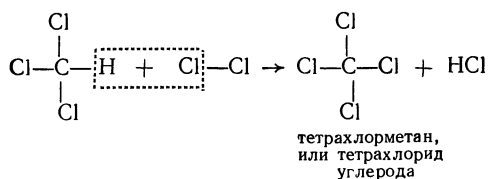
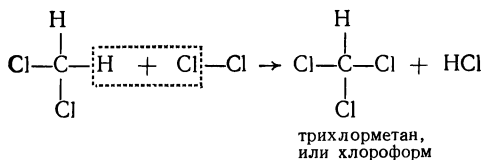
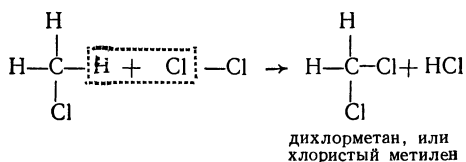
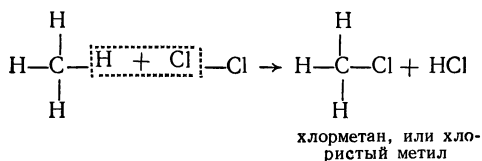
Как видно по данным таблицы, с увеличением молекулярных масс предельных углеводородов закономерно повышаются их температуры кипения и плавления.

Химические свойства. 1. Наиболее характерными реакциями предельных углеводов являются реакции замещения. Так,

## Предельные углеводороды

Формулы	Названия	Темпера- тура плавления, в °С	Темпера- тура кипения, в °С	Состояние при нормаль- ных условиях	Радикал	Название радикала
CH <sub>4</sub>	Метан	-182,5	-161,6	Газы	CH <sub>3</sub> —	Метил
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Этан	-183,3	-88,6		C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> —	Этил
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Пропан	-187,6	-42,1		C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> —	Пропил
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Бутан	-138,3	-0,5		C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> —	Бутил
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	Пентан	-129,6	+36,07	Жидкости	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> —	Пентил
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	Гексан	-95,3	+68,7		C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> —	Гексил
C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	Гептан	-90,6	+98,5		C <sub>7</sub> H <sub>15</sub> —	Гептил
C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	Октан	-56,8	+125,6		C <sub>8</sub> H <sub>17</sub> —	Октил
C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	Нонан	-53,6	+150,7		C <sub>9</sub> H <sub>19</sub> —	Нонил
C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	Декан	-29,7	+174,0		C <sub>10</sub> H <sub>21</sub>	Децил

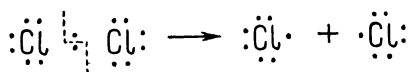
например, при освещении метан реагирует с хлором (при сильном освещении может произойти взрыв):



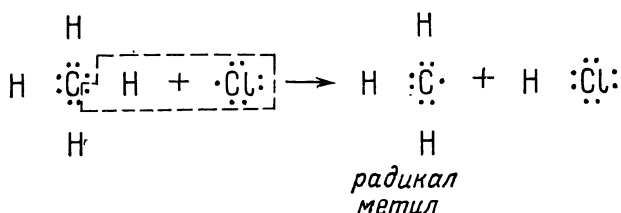
Аналогично реагируют с хлором этан, пропан и другие предельные углеводороды. Образовавшиеся вещества называются *галогенопроизводными*. Так как предельные углеводороды реа-

гируют с галогенами только при повышенной температуре или при воздействии света, они бромную воду при обычной температуре не обесцвечивают.

**Механизм реакции замещения.** Фактически реакции предельных углеводородов с галогенами происходят более сложно. При поглощении световой энергии молекулы хлора распадаются на атомы:



Атомы хлора с одним неспаренным электроном химически очень активны. При столкновении таких атомов хлора с молекулой метана происходит химическая реакция, в результате которой образуется свободный химически очень активный радикал метил:

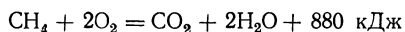


Его активность тоже объясняется наличием неспаренного электрона (неиспользованной валентностью). Частицы, имеющие неспаренные электроны и обладающие в связи с этим неиспользованными валентностями, называются свободными радикалами. Радикал метил (который существует лишь несколько тысячных долей секунды) реагирует с другой молекулой хлора, разрывает в ней связи между атомами и отщепляет свободные атомы хлора с неспаренными электронами. Таким образом рождаются новые химически активные частицы, которые вызывают дальнейшие превращения.

*Реакции, в результате которых происходит цепь последовательных превращений, называются цепными реакциями.*

В разработке теории цепных реакций большое значение имеют труды академика, лауреата Нобелевской премии Н. Н. Семёнова.

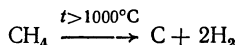
2. Все предельные углеводороды горят с образованием оксида углерода (IV) и воды. Метан горит бесцветным пламенем, выделяется теплота:



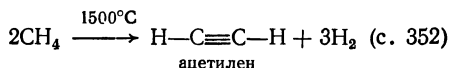
Смесь метана с кислородом (в объемном отношении 1 : 2) или с воздухом (1 : 10) при поджигании сгорает со взрывом. Взрыв может происходить и при других объемных отношениях смеси

предельных углеводородов с воздухом. Поэтому смеси метана, этана, пропана и бутана с воздухом очень опасны. Они иногда могут образоваться в каменноугольных шахтах, в заводских котельных, в мастерских и в жилых помещениях.

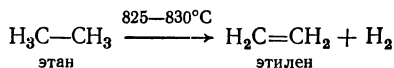
3. При сильном нагревании (выше  $1000^{\circ}\text{C}$ ) без доступа воздуха предельные углеводороды разлагаются:



Если метан нагреть до более высокой температуры ( $1500^{\circ}\text{C}$ ), то реакция происходит так:

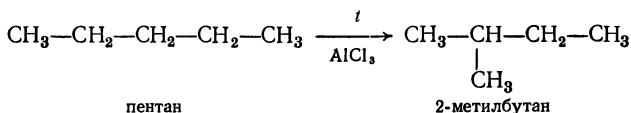


Эта реакция *дегидрирования* (отщепление водорода) имеет большое промышленное значение. Большое практическое значение имеет также дегидрирование других предельных углеводородов, в том числе и этана  $\text{C}_2\text{H}_6$ :



Этилен широко используется в производстве спирта, синтетических каучуков и других веществ.

4. Углеводороды нормального строения под влиянием катализаторов и при нагревании подвергаются реакциям изомеризации и превращаются в углеводороды разветвленного строения:



Ответьте на вопросы 12—16 (с. 331). Решите задачи 1—3 (с. 331).

**Применение** метана очень разнообразно (рис. 138). В виде природного газа метан широко используется в качестве топлива.

Большое практическое значение имеют и хлорпроизводные метана. Например, метилхлорид  $\text{CH}_3\text{Cl}$  — газ, который легко сжижается и при последующем испарении поглощает большое количество теплоты. Поэтому он применяется в холодильных установках. Дихлорметан  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , трихлорметан (хлороформ)  $\text{CHCl}_3$  и тетрахлорметан (тетрахлорид углерода)  $\text{CCl}_4$  — жидкости, которые используются в качестве растворителей. Трихлорметан (хлороформ) и триодметан (иодоформ) применяются в медицине. Так как тетрахлорметан при испарении образует тяжелые пары, которые изолируют горящий предмет от доступа кислорода воздуха, то его применяют для тушения пожаров.

Ответьте на вопрос 17 и выполните упражнение 18 (с. 331). Решите задачи 4 и 5 (с. 331).

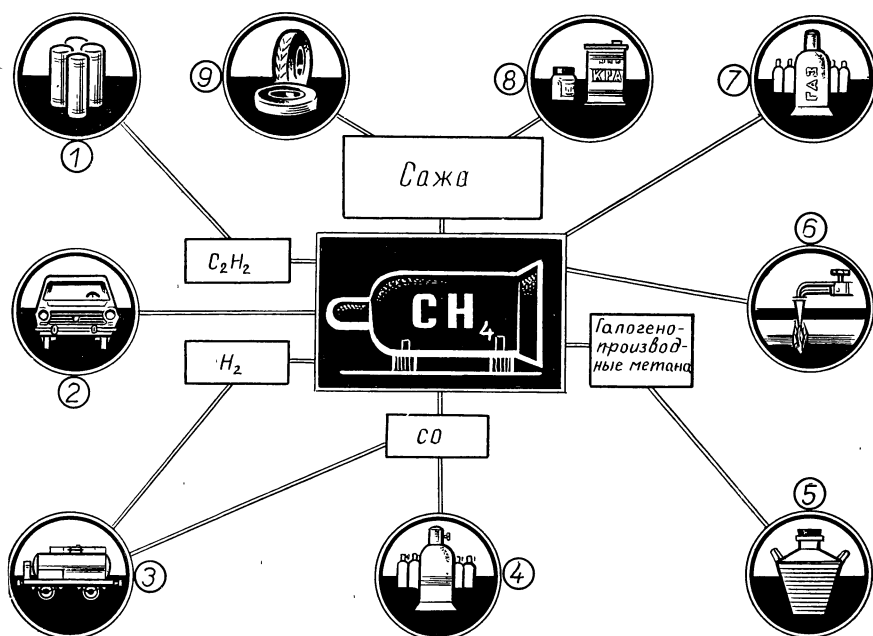


Рис. 138. Применение метана и его соединений:

получение синтетического каучука (1); горючее для двигателей внутреннего сгорания (2); получение синтетического бензина (3); растворителей (4, 5); при резке и сварке металлов (6); топливо (7); получение типографской краски (8); резины (9).

## Лабораторные опыты

**Получение метана и опыты с ним.** 1. В фарфоровую чашку поместите немного кристаллического ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  и прокалите его. Выделяется вода, которая постепенно испаряется.

2. Во второй фарфоровой чашке прокалите немного натронной извести ( $\text{NaOH}$  и  $\text{CaO}$ ). Прокаленный ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и натронную известь смешайте в массовых отношениях 1:2. Смесь поместите в сухую пробирку и закрепите ее горизонтально в штативе. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и смесь сильно нагрейте.

3. Пропустите выделяющийся газ через растворы перманганата калия и бромной воды: растворы не обесцвечиваются.

4. Выделяющийся газ подожгите: он горит бесцветным пламенем.

**Задания.** 1. Какой газ образуется при нагревании смеси ацетата натрия и натронной извести и каковы его химические свойства? 2. Как можно доказать, что при горении метана образуется оксид углерода (IV) и вода? Напишите уравнения соответствующих реакций.

## Вопросы и упражнения

1. Как расположены электроны по энергетическим уровням и подуровням в атоме углерода? Почему в атоме углерода возможно распаривание  $2s$ -электронов и какова у них форма электронных облаков?

2. Изобразите электронные формулы метана и этана. Поясните, как образуются химические связи в молекулах этих веществ перекрыванием соответствующих электронных облаков.

3. Рентгенографический анализ показывает, что у метана тетраэдрическая форма строения молекул. Как этот экспериментальный факт объясняет учение о формах электронных облаков и их гибридизации?

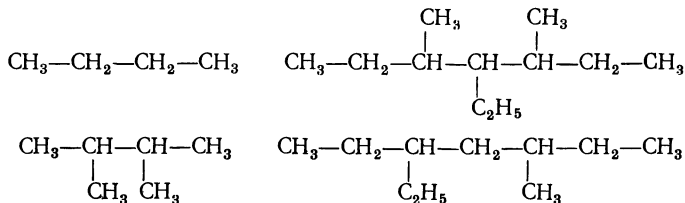
4. Какие соединения называются предельными углеводородами? Приведите примеры.

5. Какие вещества называются гомологами? Поясните, как из формулы молекулы метана можно вывести формулы молекул этана, пропана и бутана.

6. Что называется радикалами? Напишите формулы и названия радикалов, которые можно вывести из первых шести предельных углеводородов.

7. Напишите сокращенные структурные формулы и названия всех возможных изомеров гексана.

8. Напишите названия предельных углеводородов, которые имеют следующие формулы:



9. Изобразите структурную формулу 2,2,4-триметилпентана.

10. Где и в каком виде предельные углеводороды встречаются в природе?

11. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить предельные углеводороды.

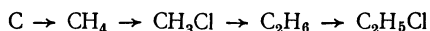
12. Охарактеризуйте физические свойства предельных углеводородов.

13. Какие химические свойства характерны для предельных углеводородов? Напишите уравнения последовательного хлорирования этана.

14. Как опытным путем можно отличить метан от водорода?

15. Поясните, при каких условиях происходит дегидрирование: а) метана; б) этана. Напишите уравнения соответствующих реакций и поясните, какое значение имеют эти реакции на практике.

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



17. Для каких практических целей используются предельные углеводороды?

18. Составьте конспект ответа, характеризующего метан, этан и пропан (см. с. 45).

### Решите задачи

1. Вычислите, во сколько раз пропан легче или тяжелее воздуха. Какова масса 1 л пропана при нормальных условиях?

2. Сколько по объему образуется оксида углерода (IV) при сжигании: а) 5 м<sup>3</sup> этана; б) 5 кг этана (н. у.)?

3. Какой объем кислорода и воздуха потребуется для сжигания 67, 2 м<sup>3</sup> бутана (в воздухе 21% кислорода)?

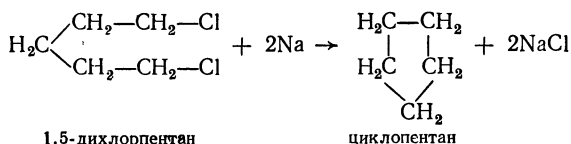
4. Вычислите (в литрах и в граммах), сколько хлора потребуется, чтобы получить 202 г хлорметана.

5. Какой объем воздуха потребуется, чтобы сжечь 50 м<sup>3</sup> газа, содержащего 90% метана, 5% этана, 3% оксида углерода (IV) и 2% азота?

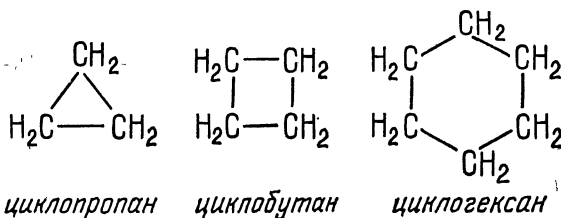


### Глава III. ЦИКЛОПАРАФИНЫ

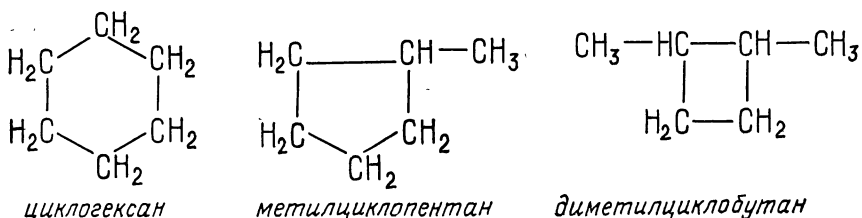
При действии на 1,5-дихлорпентан активным металлом цепь углеродных атомов замыкается, и образуется циклический углеводород циклопентан:



Известны циклопарафины, молекулы которых состоят из трех, четырех и шести атомов углерода:



У циклопарафинов возможна изомерия. Например, молекулярной формуле  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  соответствуют несколько веществ — изомеров. Изомерия этих соединений связана с наличием боковых углеводородных цепей:



Общая формула циклопарафинов  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

**Нахождение в природе.** Циклопарафины главным образом находятся в составе некоторых нефтей. Отсюда и другое название циклопарафинов — *нафтенy*.

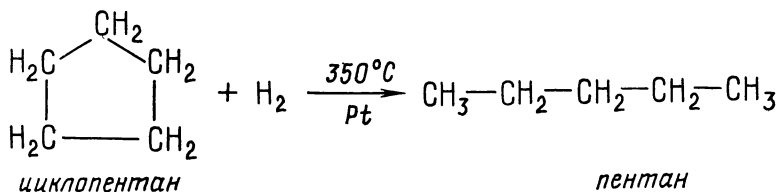
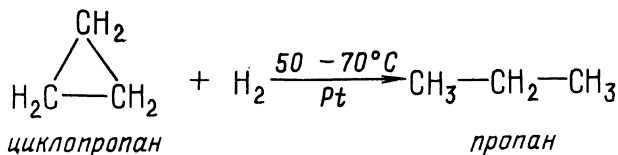
**Получение.** Как уже было сказано, в лаборатории циклопарафины получают из дигалогенопроизводных предельных углеводородов, действуя на них активными металлами.

Циклопарафины можно выделить и из нефти.

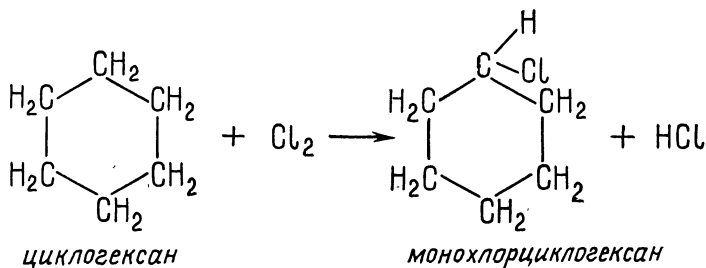
**Физические свойства.** Циклопропан и циклобутан при нормальных условиях — газы, а циклопентан и циклогексан — жидкости. Циклопарафины в воде практически не растворяются.

**Химические свойства** циклопарафинов зависят от величины цикла данного соединения. Соединения с малыми циклами лег-

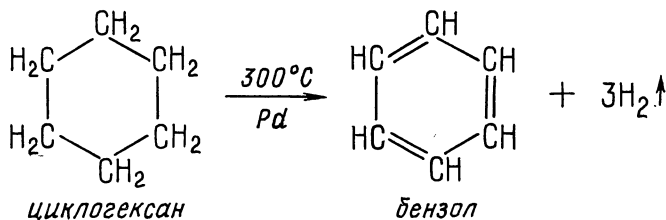
че вступают в реакции присоединения, чем их аналоги с большими циклами. Так, например, реакция гидрирования (присоединение водорода) происходит при различной температуре у разных циклопарафинов:



Для соединений с большими циклами характерны реакции замещения. В этом отношении они сходны с парафинами. Например, циклогексан с хлором реагирует так:



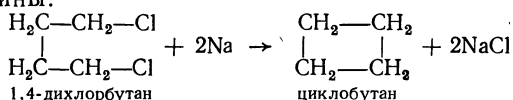
Циклопарафины подвергаются и реакциям дегидрирования (отщепление водорода), например:



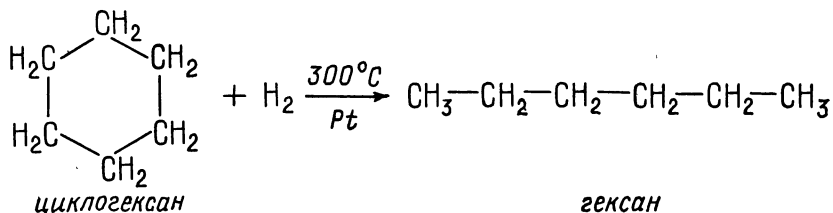
**Применение.** Из циклопарафинов большое практическое значение имеют циклогексан, метилциклогексан и др. В процессе ароматизации нефти эти соединения превращаются в бензол, толуол и другие вещества, которые широко используются для син-

теза красителей, медикаментов и т. д. Циклопропан применяют как анестезирующее средство.

**Генетическая связь циклопарафинов с органическими соединениями других классов.** 1. *Предельные углеводороды можно превратить в циклопарафины.* Сначала из них получают дигалогенопроизводные, а затем при действии активных металлов — циклопарафины:

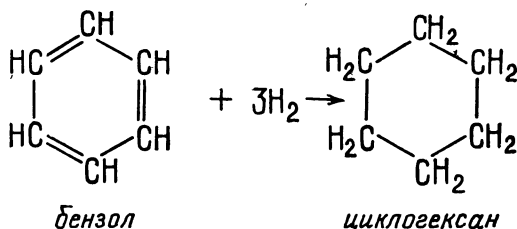


2. *Путем гидрирования циклопарафины можно превратить в предельные углеводороды:*



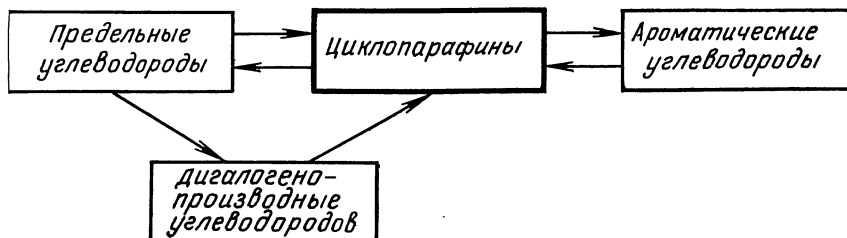
3. *Циклопарафины можно превратить в ароматические соединения* (см. выше превращение циклогексана в бензол).

4. *Ароматические соединения путем гидрирования можно превратить в циклопарафины:*



Генетическая связь циклопарафинов с другими классами органических соединений показана на схеме 38.

Схема 38



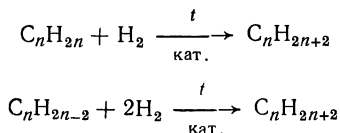
Ответьте на вопросы 1—6 (с. 335).

### Вопросы и упражнения

1. Какие углеводороды относятся к циклопарафинам и почему их так назвали? Почему циклопарафины иногда называют нафтенами?
2. Сколько различных циклопарафинов соответствуют молекулярной формуле  $C_6H_{10}$ ? Изобразите их структурные формулы и напишите названия.
3. Где циклопарафины встречаются в природе и при помощи каких реакций их можно получить? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить:  
а) циклобутан из бутана; б) бутан из циклобутана; в) оксид углерода (IV) из циклопропана; г) бензол из гексана.
5. Напишите уравнения полного сгорания циклопропана и циклогексана.
6. Составьте конспект ответа, характеризующего циклопропан, циклобутан и циклогексан (см. с. 45).

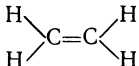
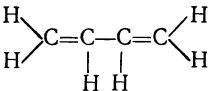
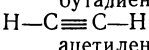
## Глава IV. НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Общая формула предельных углеводородов  $C_nH_{2n+2}$ . Они полностью насыщены атомами водорода. В молекулах непредельных углеводородов число атомов водорода всегда меньше. В зависимости от насыщенности молекул непредельных углеводородов атомами водорода их состав можно выразить при помощи следующих общих формул:  $C_nH_{2n}$ ,  $C_nH_{2n-2}$ ,  $C_nH_{2n-6}$ . В этой главе ознакомимся только с непредельными углеводородами с открытой цепью, общие формулы которых  $C_nH_{2n}$  и  $C_nH_{2n-2}$ . Эти соединения относительно легко могут присоединять атомы водорода:



Непредельные соединения, состав которых соответствует общей формуле  $C_nH_{2n}$  (такой же, как у циклопарафинов), относят-

Таблица 71

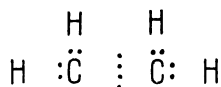
Углеводороды	Характеристика веществ		
	общая формула	представитель	число связей
Ряд этилена	$C_nH_{2n}$	 этилен	Одна двойная связь
Диеновые углеводороды	$C_nH_{2n-2}$	 бутадиен	Две двойные связи
Ряд ацетилена	$C_nH_{2n-2}$	 ацетилен	Одна тройная связь

ся к углеводородам этиленового ряда, так как их простейший представитель этилен  $C_2H_4$ . Углеводороды, состав которых выражается общей формулой  $C_nH_{2n-2}$ , принадлежат к углеводородам ацетиленового ряда, так как простейший представитель этого ряда ацетилен  $C_2H_2$ . Такая же общая формула и у диеновых углеводородов. Для всех этих соединений характерны двойные и тройные связи (табл. 71).

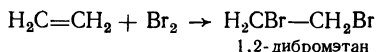
## § 1. ЭТИЛЕН. УГЛЕВОДОРОДЫ РЯДА ЭТИЛЕНА

Повторите учебный материал о строении молекулы метана и химических свойствах предельных углеводородов.

**Строение молекул.** Электронная формула этилена следующая:



Экспериментально доказано, что в молекулах этилена и других углеводородов этого ряда одна из двойной связи относительно легко разрывается, а вторая является более прочной. Так, например, если пропустить этилен через бромную воду, то происходит его обесцвечивание в результате присоединения атомов брома:



Почему в молекуле этилена одна из двойной связи между атомами углерода является менее прочной? Ответить на этот вопрос можно, основываясь на современные представления о  $\sigma$  (сигма)- и  $\pi$  (пи)-связях (с. 123). Следует также вспомнить, что в атоме углерода в результате распаривания  $2s$ -электронов на наружном энергетическом уровне имеются как  $s$ -, так и  $p$ -электроны, облака которых могут подвергаться гибридизации (с. 323).

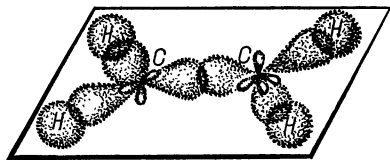


Рис. 139. Образование  $\sigma$ -связи в молекуле этилена.

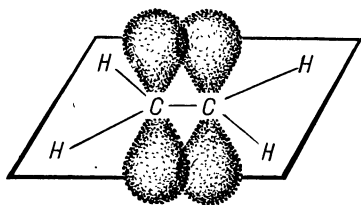


Рис. 140. Образование  $\pi$ -связи в молекуле этилена.

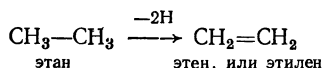
В молекуле этилена подвергаются гибридизации один  $s$ - и два  $p$ -электронные облака атомов углерода. Таким образом каждый атом углерода имеет по три (вместе шесть) гибридизованных электронных облака (рис. 139) и по одному (вместе два) негибридизованному  $p$ -облаку. Два из гибридизованных электронных облаков атомов углерода вза-

имно перекрываются и образуют между атомами углерода  $\sigma$ -связь. Остальные четыре гибридинизованные электронные облака атомов углерода перекрываются в той же плоскости с четырьмя  $s$ -электронными облаками атомов водорода и также образуют четыре  $\sigma$ -связи. Негибридинизованные два  $p$ -электронные облака атомов углерода взаимно перекрываются в плоскости, которая расположена перпендикулярно плоскости с пятью связями, т. е. образуется одна  $\pi$ -связь (рис. 140). Следовательно, в молекуле этилена между атомами углерода имеется одна  $\sigma$ - и одна  $\pi$ -связь. В углеродных соединениях  $\pi$ -связь значительно слабее, чем  $\sigma$ -связь. Под воздействием реагентов  $\pi$ -связь легко разрывается.

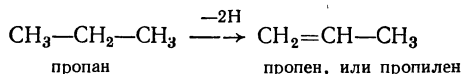
В молекулах предельных углеводородов атомы углерода могут свободно вращаться вокруг  $\sigma$ -связи. Если же между атомами углерода существует не только  $\sigma$ -связь, но и  $\pi$ -связь, то такое вращение без разрыва  $\pi$ -связи невозможно.

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 346).

**Изомерия и номенклатура.** Формулы углеводородов ряда этилена можно вывести из соответствующих формул предельных углеводородов:

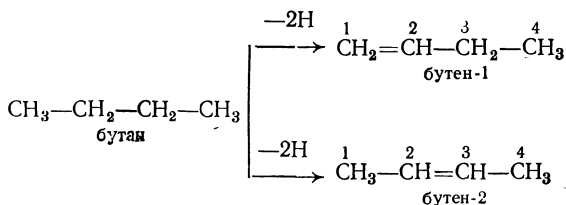


Названия углеводородов ряда этилена образуют путем изменения суффикса **ан** соответствующего предельного углеводорода на **ен** или **илен**:

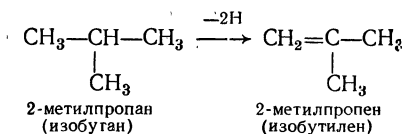


*У углеводородов ряда этилена изомерия проявляется не только в строении углеродного скелета, как у предельных углеводородов, но и в положении двойной связи в молекуле.*

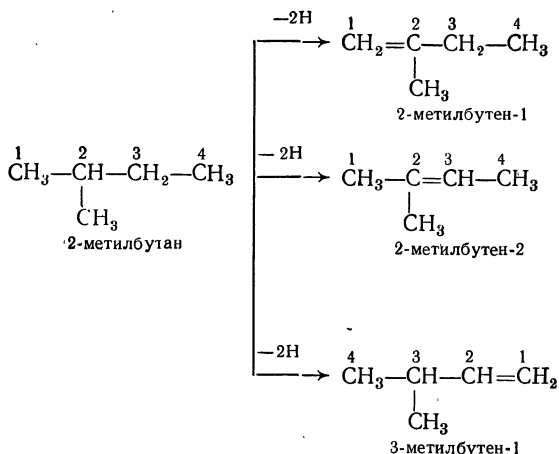
Так, например, от формулы нормального бутана можно вывести формулы двух непредельных изомеров. Чтобы их назвать, атомы углерода нумеруют, начиная с того конца цепи, к которому ближе двойная связь. Положение двойной связи обозначают в конце названия углеродного атома, от которого она начинается:



От формулы 2-метилпропана (изобутана) можно вывести формулу одного непредельного изомера:



От формулы 2-метилбутана можно вывести формулы трех непредельных изомеров:



У этиленовых углеводородов возможна также пространственная изомерия. Так, например, из-за двойной связи в молекулах

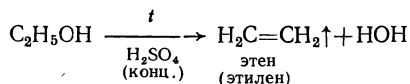
бутена-2 группа  $=\text{C} \begin{array}{l} \text{H} \\ \diagup \\ \text{CH}_3 \end{array}$  не может свободно вращаться вок-

руг своей оси. Поэтому метильные группы в пространстве располагаются в двух разных положениях. Одну из них называют *цис*-формой, а вторую *транс*-формой<sup>1</sup>. Если замещающие группы в молекуле изомера находятся по одну сторону двойной связи, то его называют *цис*-изомером, а если по разные стороны — *транс*-изомером. В отличие от известных нам видов изомерии (изомерия углеродного скелета и положения двойной связи), в этом случае наблюдается различное размещение в пространстве атомов или атомных групп. Такой вид изомерии называется *пространственной* или *геометрической изомерией*. Она возможна у непредельных углеводородов, в составе которых есть разные атомы или группы атомов. Поэтому у этилена нет пространственной изомерии.

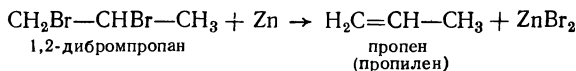
Ответьте на вопросы 4—6 (с. 346).

<sup>1</sup> От лат. *cis* — на этой стороне, *trans* — через, на другой стороне.

**Получение.** 1) Этилен в лаборатории получают при нагревании смеси этилового спирта с концентрированной серной кислотой:

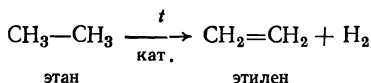
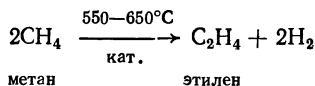


2) Углеводороды ряда этилена можно получить при взаимодействии дигалогенопроизводных предельных углеводородов с металлами:

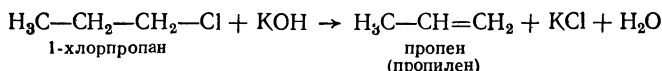


Если атомы галогенов находятся не у соседних атомов углевода, то могут образоваться циклопарафины (с. 332).

3) Этиленовые углеводороды можно получить также дегидрированием предельных углеводородов:



4) При действии спиртовых растворов щелочей на галогенопроизводные отщепляется галогеноводород и образуется углеводород с двойной связью:



5) На производстве этилен получают из природного газа и в процессе крекинга нефти (с. 374).

Ответьте на вопрос 7 (с. 346). Решите задачу 1 (с. 347).

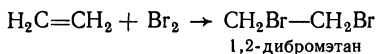
**Физические свойства.** Этилен — бесцветный газ, почти без запаха, немного легче воздуха, плохо растворим в воде. Пропен (пропилен) и бутены (бутилены) при нормальных условиях также газообразны, от пентена  $\text{C}_5\text{H}_{10}$  до октадецена  $\text{C}_{18}\text{H}_{36}$  углеводороды находятся в жидком состоянии, а начиная с нонадецена  $\text{C}_{19}\text{H}_{38}$  — в твердом.

**Химические свойства.** Химические свойства этилена и его гомологов в основном определяются наличием в их молекулах двойной связи. Для них характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации.

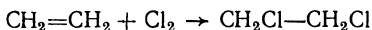
1. *Реакции присоединения.* 1) Этилен и его гомологи взаимо-



действуют с галогенами. Так, например, они обесцвечивают бромную воду:

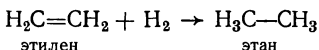


При взаимодействии этилена с хлором образуется 1,2-дихлорэтан (этиленхлорид):

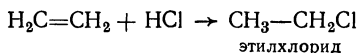
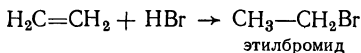


Дихлорэтан хорошо растворяет многие органические вещества.

2) Аналогично происходит присоединение водорода (гидрирование этилена и его гомологов):

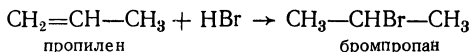


3) Этилен и его гомологи присоединяют также галогеноводороды:

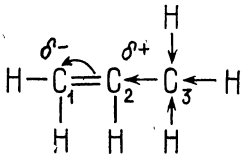


Этилхлорид применяют в медицине для местной анестезии.

Пропилен и последующие углеводороды ряда этилена реагируют с галогеноводородами согласно правилу В. В. Марковникова: *водород присоединяется к наиболее, а атом галогена — к наименее гидрированному атому углерода:*



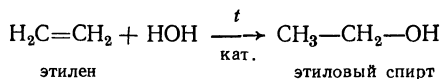
Как объяснить такую закономерность? На этот вопрос можно ответить, основываясь на современных представлениях об электронных облаках, их формах и взаимном перекрывании. Так, например, в молекуле пропилена второй атом углерода, который связан с метилрадикалом, заряжен более положительно, чем первый атом углерода. Схематически это можно показать так:



Величина электроотрицательности у атомов углерода больше, чем у атомов водорода (с. 119). Поэтому атом углерода метильной группы в результате сдвига электронной плотности от трех атомов водорода приобретает относительно больший отрицательный заряд, чем другие атомы углерода. Этот избыточный отрицательный заряд смещает подвижные  $\pi$ -электронные облака от

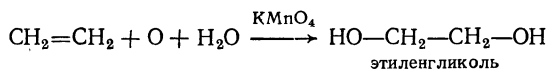
второго к первому атому углерода (как показано в схеме). В результате такого сдвига первый атом углерода ( $C_1$ ) приобретает больший отрицательный заряд ( $\delta^-$ ), а второй атом углерода ( $C_2$ ) по сравнению с ним становится более положительным ( $\delta^+$ ). В результате атом водорода (более положительный) присоединяется к атому углерода (более отрицательному), а галоген (более отрицательный) — к атому углерода (более положительному).

4) В присутствии серной или фосфорной кислоты и других катализаторов этилен присоединяет воду (реакция *гидратации*):

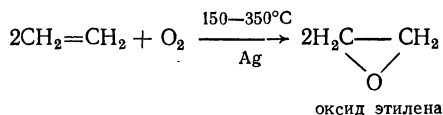


Этой реакцией пользуются для получения этилового спирта в промышленности.

2. *Реакции окисления.* 1) Этилен и его гомологи легко окисляются. При пропускании этилена через раствор перманганата калия последний обесцвечивается (этилен окисляется кислородом из соединения  $KMnO_4$ ):

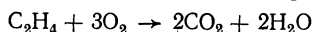


2) Большое промышленное значение имеет частичное окисление этилена при помощи кислорода воздуха:



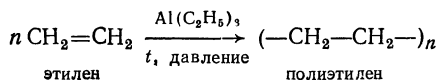
Оксид этилена имеет большое практическое значение. Его используют для синтеза разных органических веществ, для производства уксусного альдегида, синтетических моющих средств, лаков, пластмасс, синтетических каучуков и волокон, косметических препаратов и многих других ценных продуктов.

3) Этилен и его гомологи способны гореть в воздухе:



С воздухом этилен и его газообразные гомологи образуют взрывчатые смеси.

3. *Реакции полимеризации.* При повышенной температуре, давлении и в присутствии катализаторов молекулы этилена соединяются друг с другом вследствие разрыва двойной связи. В упрощенном виде такую реакцию можно выразить так:



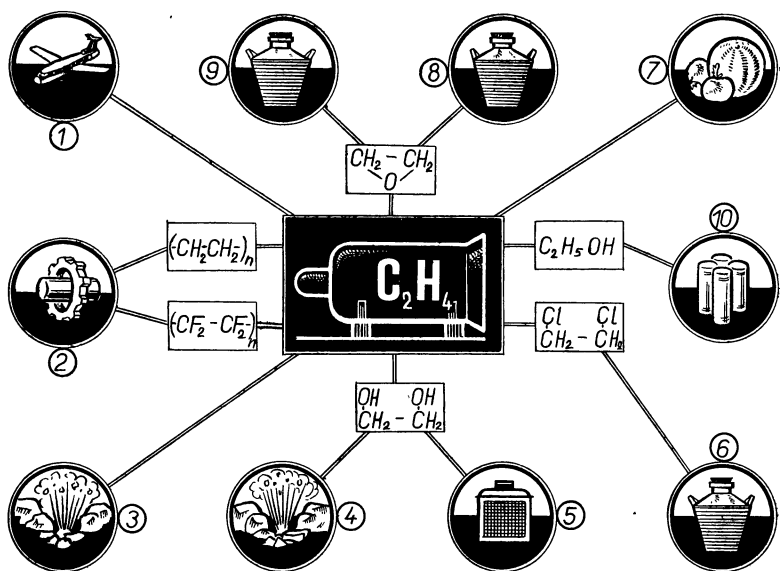


Рис. 141. Применение этилена и его соединений:

получение горючего с высоким октановым числом (1); получение пластмасс (2); взрывчатых веществ (3); антифризов (4); растворителей (5, 8); синтетического каучука (6); для ускорения созревания плодов (7); получение ацетальдегида (9).

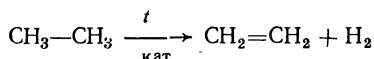
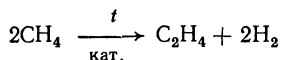
Полиэтилен (политен) — соединение с массой, выражаемой десятками и сотнями тысяч атомных единиц массы.

Процесс соединения многих одинаковых молекул в более крупные называется реакцией полимеризации. Полимеризацией этилена и его гомологов (с. 343) получают полиэтилен, полипропилен и многие другие пластмассы.

Применение этилена показано на рисунке 141.

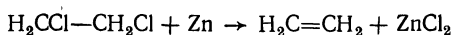
Ответьте на вопросы 8—13 (с. 346). Решите задачи 2—4 (с. 347).

**Генетическая связь углеводов ряда этилена с другими классами органических веществ.** 1) Углеводороды ряда этилена могут образоваться из предельных углеводородов: а) метан, этан и другие предельные углеводороды при высоких температурах и в присутствии катализаторов превращаются в этиленовые углеводороды:

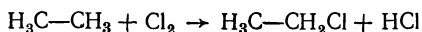


б) углеводороды ряда этилена можно получить из предель-

ных углеводородов через дигалогенопроизводные углеводородов при действии на последние активными металлами:



в) предельные углеводороды можно превратить в углеводороды ряда этилена и другим способом. Вначале получают моногалогенопроизводные предельных углеводородов:



При нагревании галогенопроизводных со спиртовым раствором гидроксида калия образуются углеводороды ряда этилена:

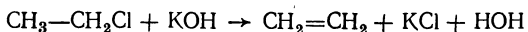
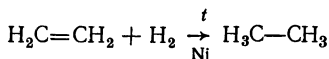


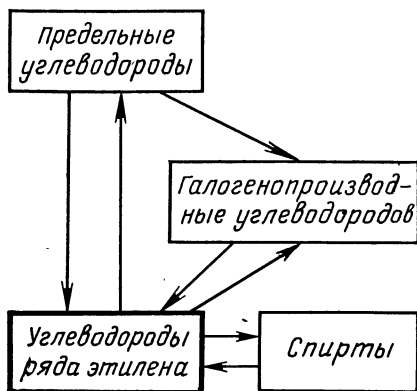
Схема 39

2) Углеводороды ряда этилена путем гидрирования можно превратить в предельные углеводороды (катализаторы *Ni*, *Pt*):



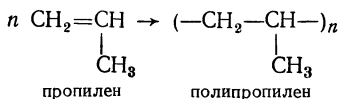
Генетическая связь углеводородов ряда этилена показана на схеме 39.

Выполните упражнение 14 (с. 346).



## § 2. ПОНЯТИЕ О ПОЛИМЕРАХ

**Строение молекул.** В предыдущем параграфе рассматривалась реакция полимеризации этилена (с. 341). Оказывается, реакции полимеризации характерны для многих органических веществ, в молекулах которых имеются двойные или тройные связи. Например, процесс полимеризации пропилена можно схематически изобразить так:



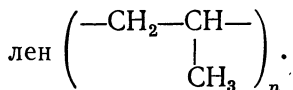
В результате таких реакций образуются высокомолекулярные соединения, которые называются *полимерами* (по греч. «поли» — много, «мерос» — часть). Вещества, из которых получают полимеры, называются *мономерами*, а молекулы полимеров — *макромолекулами* (по греч. «макрос» — большой, длинный).

Буква *n* показывает, какое число молекул мономера взаимно соединились в процессе полимеризации; ее называют *степенью полимеризации*. Характерно, что степень полимеризации не яв-

ляется величиной постоянной. Так, например, при полимеризации этилена могут образоваться макромолекулы, у которых число  $n$  колеблется от 300 до 100 000. Поэтому обычно указываемая для данного полимера молекулярная масса является его средней молекулярной массой.

Рассмотрим два представителя полимеров — полиэтилен и полипропилен. Они относятся к так называемым линейным полимерам. Однако следует учесть, что линейные полимеры фактически имеют зигзагообразное строение (с. 324), их молекулы сильно изогнуты в различных направлениях, иногда даже свернуты в клубки. В дальнейшем мы ознакомимся и с полимерами, молекулы которых разветвлены.

**Получение.** Еще недавно полиэтилен в промышленности получали под высоким давлением при повышенной температуре. Реализация такого процесса была весьма сложной. В последнее время полимеризацию проводят при атмосферном давлении и комнатной температуре в присутствии триэтилалюминия и хлорида титана (IV). Полученный таким путем полиэтилен плавится при более высокой температуре и обладает большей механической прочностью, так как имеет большую молекулярную массу и меньше ответвлений. Подобным образом получают и полипропи-



**Физические свойства.** Полиэтилен значительно легче воды, его плотность примерно 0,92. Это эластичный полимер, в тонком слое бесцветный, прозрачный, на ощупь несколько жирный, напоминающий парафин. Если кусочек полиэтилена нагреть, то уже при температуре 110°C он становится мягким, и легко можно изменить его форму. При охлаждении полиэтилен затвердевает и сохраняет приданную ему форму.

*Свойство тел изменять форму в нагретом состоянии и сохранять ее при охлаждении называют термопластичностью.*

Если полиэтилен сильно нагреть, то он разлагается. Пластмасса, изготовленная из полиэтилена, механически прочная, обладает хорошими электроизоляционными свойствами.

Полипропилен (отдельные его виды) отличается от полиэтилена более высокой температурой плавления и большей механической прочностью.

**Химические свойства.** Полиэтилен и полипропилен обладают свойствами предельных углеводородов. При обычных условиях эти полимеры не реагируют ни с серной кислотой, ни с щелочами. Они не обесцвечивают бромную воду и раствор перманганата калия даже при нагревании.

**Применение.** Полиэтилен и полипропилен химически устойчивы, поэтому их широко применяют при изготовлении оборудования в различных отраслях промышленности (аппараты, трубы,

сосуды и т. д.). Полиэтилен и полипропилен в тонком слое хорошо пропускают ультрафиолетовые лучи. Пленки из этих материалов широко используются вместо стекла в парниках и теплицах. Их применяют также для упаковки разных продуктов.

Если в молекуле этилена все атомы водорода замещены атомами фтора, то получается тетрафторэтилен  $\text{CF}_2=\text{CF}_2$ . При полимеризации последнего образуется политетрафторэтилен, или тефлон  $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$ , — механически прочное и химически очень стойкое вещество. Тефлон по химической устойчивости превосходит все металлы, даже золото и платину. Он выдерживает температуру до  $260^\circ\text{C}$ , не горит и является отличным диэлектриком.

Ответьте на вопросы 15—17 (с. 346).

### Лабораторные опыты

**Получение этилена и опыты с ним.** 1. В одну пробирку налейте 2—3 мл этилового спирта и осторожно добавьте 6—9 мл концентрированной серной кислоты. Затем всыпьте немного предварительно прокаленного песка, чтобы избежать толчков жидкости при кипении. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепите ее в штативе (рис. 142) и осторожно нагревайте. Выделяется газ.

2. В другую пробирку налейте 2—3 мл бромной воды. Опустите газоотводную трубку до дна пробирки с бромной водой и пропустите через нее выделяющийся газ. Бромная вода постепенно обесцвечивается.

3. В третью пробирку налейте 2—3 мл разбавленного раствора перманганата калия (подкисленного серной кислотой) и пропустите через него газ. Раствор постепенно обесцвечивается.

4. Подожгите выделяющийся газ. Он горит светящимся пламенем.

**Задание.** 1. Какой газ выделяется при нагревании смеси? Что происходит, если этот газ пропускают через бромную воду и раствор перманганата калия? Чем можно объяснить, что этилен горит более светящимся пламенем, чем метан? Напишите уравнения соответствующих реакций. 2. Чем отличаются свойства этилена от свойств предельных углеводородов?

**Свойства полиэтилена.** 1. Поместите кусочек полиэтилена в стакан и налейте немного воды. Он всплывает на поверхность воды и не растворяется в ней.

2. Кусочек полиэтиленовой трубки или другого изделия (но не пленки) поместите на асбестированную сетку и осторожно нагрейте. При помощи стеклянной палочки измените форму изделия. В нагретом состоянии полиэтилен легко меняет свою форму.

3. Дайте куску полиэтилена остыть и еще раз попытайтесь изменить его форму. Форму изделия изменить не удастся.

4. Кусочек полиэтилена при помощи тигельных щипцов внесите в пламя и подожгите его. Он горит небольшим светящимся пламенем.

5. Несколько мелких кусочков полиэтилена поместите: а) в пробирку

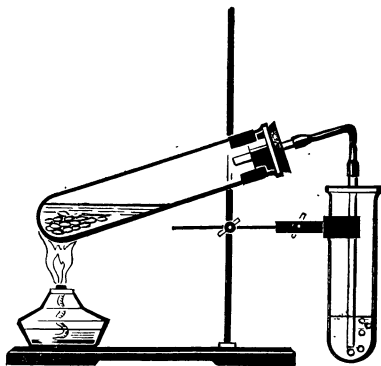


Рис. 142. Получение этилена и его взаимодействие с бромной водой.

ку с бромной водой; б) в пробирку с раствором перманганата калия. Содержимое обеих пробирок подогрейте. Обесцвечивание не происходит ни в одной из пробирок.

6. Несколько кусочков полиэтилена поместите: а) в пробирку с концентрированной серной кислотой; б) в пробирку с 50—60-процентным раствором азотной кислоты; в) в пробирку с 10-процентным раствором гидроксида натрия. При комнатной температуре изменения не происходят.

7. Все три пробирки осторожно подогрейте. При нагревании в концентрированной серной кислоте полиэтилен обугливается. В других пробирках изменений нет<sup>1</sup>.

**Задания.** 1. Почему полиэтилен не действует на бромную воду и не обесцвечивает раствор перманганата калия? 2. Каково отношение полиэтилена к действию кислот и щелочей?

### Вопросы и упражнения

1. Какие углеводороды называются непредельными и как их подразделяют? Напишите общие формулы непредельных углеводородов.

2. Как на основе экспериментальных данных можно определить молекулярную и структурную формулы этилена?

3. На основе современных представлений об электронных облаках охарактеризуйте природу химических связей в молекуле этилена и поясните, почему одна из связей менее прочная.

4. Какие виды изомерии наблюдаются у предельных и непредельных углеводородов? Приведите примеры.

5. Изобразите сокращенные структурные формулы всех углеводородов молекулярная формула которых  $C_5H_{10}$ . Напишите их названия.

6. Почему число изомеров у углеводородов ряда этилена больше, чем у предельных углеводородов? Для доказательства приведите изомеры углеводородов с молекулярными формулами  $C_4H_{10}$  и  $C_4H_8$ .

7. Как получают этилен и углеводороды ряда этилена? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Какими химическими свойствами обладает этилен и его гомологи? Ответ поясните уравнениями соответствующих реакций.

9. Напишите уравнения реакций горения этилена и пропилена и взаимодействие этих веществ с бромной водой и раствором перманганата калия.

10. Как пропен и бутены реагируют с галогеноводородами? На этих примерах объясните сущность правила В.В. Марковникова.

11. Какими двумя способами можно получить этилхлорид? Напишите уравнения соответствующих реакций.

12. Для каких целей используют этен и пропен?

13. Какие реакции называются реакциями полимеризации? Напишите уравнение реакции полимеризации пропилена.

14. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: а)  $CH_4 \rightarrow C_2H_4 \rightarrow C_2H_6 \rightarrow CO_2$ ; б)  $CH_3-CH_3 \rightarrow CH_3-CH_2-Cl \rightarrow CH_2=CH_2 \rightarrow CH_3-CH_2-OH$ .

15. Какие вещества называются мономерами и полимерами? На конкретных примерах поясните, чем отличается строение их молекул.

16. Охарактеризуйте свойства полиэтилена, полипропилена и тефлона. Поясните, где эти полимеры применяют.

17. Составьте конспект ответа, характеризующего этен, пропен, политен (см. с. 45).

### Решите задачи

1. Вычислите: а) сколько (по объему и массе) можно получить этилена из 160 мл этилового спирта, плотность которого  $0,8 \text{ г/см}^3$ ; б) сколько лит-

---

<sup>1</sup> Концентрированная (дымящая) азотная кислота разрушает полиэтилен, особенно при нагревании.

ров абсолютного (безводного) этилового спирта можно получить из  $100 \text{ м}^3$  этена (н.у.).

2. При пропускании этена через бромную воду масса раствора увеличилась на 7 г. Сколько литров газа вступило в реакцию и сколько граммов 1,2-дибромметана образовалось (н.у.)?

3. Какой объем этена (н.у.) потребуется для получения 126 кг оксида этилена, если производственные потери составляют 10%?

4. Сколько воздуха (по объему) потребуется для сжигания 50 л пропена (н.у.)?

### § 3. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

К диеновым углеводородам относятся соединения, в молекулах которых имеются две двойные связи. Их общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ .

Если наличие одной двойной связи в молекуле отмечается в названии вещества суффиксом **ен**, то углеводороды с двумя двойными связями называются **диеновыми**. К таким углеводородам

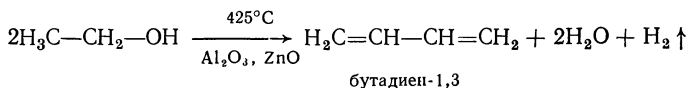
относятся бутадиен-1,3 (дивинил)  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$  и 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)  $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$ , которые являют-



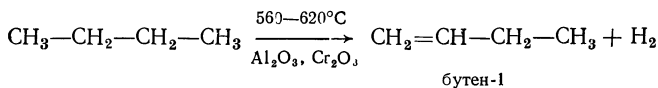
ся важными исходными веществами для получения каучуков.

Ответьте на вопрос 1 (с. 351).

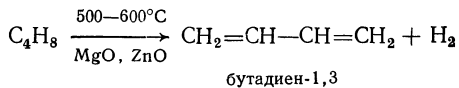
**Получение.** В Советском Союзе производство бутадиена началось с 1932 г. Метод получения его из этилового спирта был разработан академиком С. В. Лебедевым. По этому методу этиловый спирт одновременно подвергают дегидратации (отщеплению воды) и дегидрированию (отщеплению водорода):



Но более перспективным методом в получении бутадиена является дегидрирование бутана, содержащегося в нефтяных газах. С этой целью нормальный бутан пропускают над нагретым катализатором:



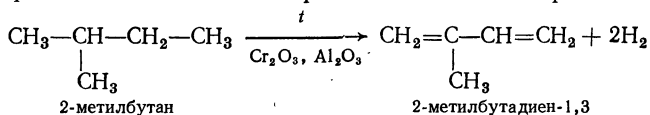
Одновременно с бутеном-1 образуется и бутен-2  $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ . Бутены подвергаются дальнейшему дегидрированию:



<sup>1</sup> Группа атомов  $\text{CH}_2=\text{CH}-$  называется винилом.



Изопрен, или 2-метилбутадиен-1,3, получают дегидрированием 2-метилбутана, который содержится в нефтяных газах и в нефти. В упрощенном виде этот процесс можно изобразить так:



По строению молекул с изопреном очень сходен хлоропрен  $\text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2$ , или 2-хлорбутадиен-1,3, который тоже

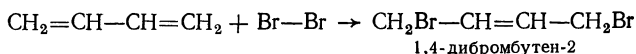


имеет большое значение в производстве хлоропренового каучука.

Ответьте на вопрос 2 (с. 351). Решите задачи 1—3 (с. 351).

**Физические свойства.** Бутадиен-1,3 при нормальных условиях газ. Он сжижается при  $-4,5^\circ\text{C}$ ; 2-метилбутадиен-1,3 летучая жидкость, которая кипит при температуре  $34,1^\circ\text{C}$ .

**Химические свойства.** В молекулах диенов имеются двойные связи, следовательно, эти углеводороды должны вступать в реакции присоединения. Характерно, что присоединение брома или галогеноводорода происходит преимущественно по концам молекулы, например:

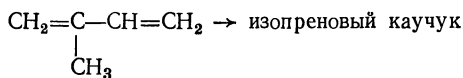
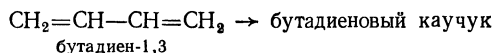


При наличии достаточного количества брома образуется 1,2,3,4-тетрабромбутан  $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{CHBr}-\text{CH}_2\text{Br}$ .

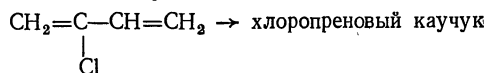
Диеновым углеводородам характерны также реакции *полимеризации*, которые имеют большое значение в производстве синтетических каучуков.

Ответьте на вопрос 3 (с. 351).

**Применение диенов.** Диеновые углеводороды в основном применяются для синтеза каучуков:



2-метилбутадиен-1,3,  
или изопрен

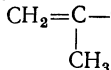


2-хлорбутадиен-1,3,  
или хлоропрен

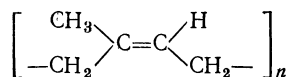
Указанные синтетические каучуки образуются в результате реакции полимеризации соответствующих мономеров.

## § 4. КАУЧУКИ

**Строение молекул.** В результате эксперимента было выяснено, что главным продуктом разложения натурального каучука является 2-метилбутадиен-1,3, или изопрен



Следовательно, макромолекулы натурального каучука состоят из остатков молекул изопрена. В настоящее время установлено строение макромолекулы натурального каучука, которое изображается формулой:



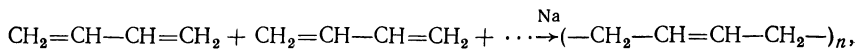
Молекулярная масса натурального каучука примерно 150 000—500 000.

Характерно, что в макромолекуле натурального каучука группы  $\text{CH}_2$  находятся по одну сторону двойных связей (*цис*-форма, с. 338) и что мономерные изопреновые звенья регулярно повторяются. Такое пространственное строение молекул полимеров называется *стереорегулярным*. Оказалось, что именно эта особенность строения молекул придает натуральному каучуку эластичность и стойкость к износу. Эти свойства необходимы для получения высококачественных автомобильных и авиационных шин.

**Нахождение в природе.** Натуральный каучук содержится в млечном соке некоторых растений. Больше всего его получают из дерева гевей, родиной которой является Бразилия.

**Получение.** В нашей стране нет природных источников получения натурального каучука, поэтому в первые годы Советской власти встала проблема — получение синтетического каучука. Под руководством академика С. В. Лебедева впервые в мире был разработан метод промышленного производства синтетического каучука из бутадиена-1,3 (1932). Его получали из этилового спирта, исходным сырьем для которого служили зерно и картофель. В настоящее время для получения синтетических каучуков в основном используются углеводороды, содержащиеся в нефтяных газах и продуктах переработки нефти (с. 372).

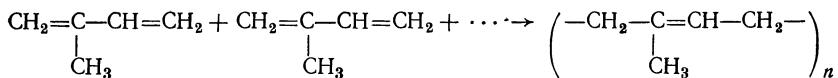
Производство бутадиенового каучука основывается на полимеризации бутадиена-1,3 в присутствии катализатора:



где  $n$  может достигать нескольких тысяч.

Группы атомов  $\text{CH}_2$  в макромолекулах бутадиенового каучука размещены не по одну сторону двойной связи, как в макромолекулах природного каучука, а нерегулярно. Эти особенности в строении макромолекул и определяют качественные отличия между бутадиеновым и натуральным каучуком.

Аналогично полимеризуется 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен):



Полимеризоваться может и 2-хлорбутадиен-1,3 (хлоропрен); в результате получается хлоропеновый каучук.

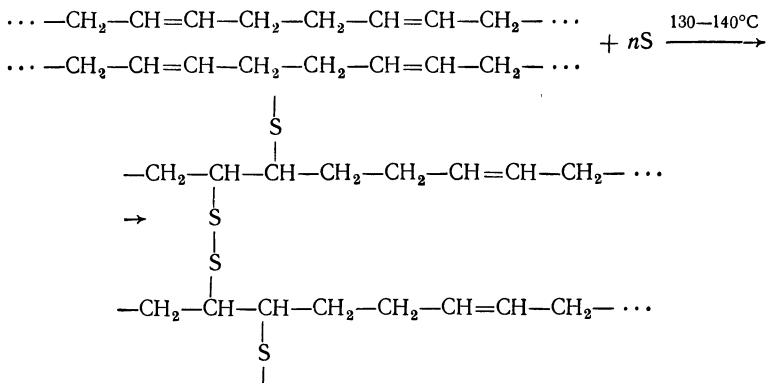
Ответьте на вопросы 4 и 5 (с. 351).

**Физические свойства.** Важнейшее свойство каучуков — *эластичность*, т. е. свойство растягиваться и сжиматься под действием внешней силы, а затем восстанавливать прежнюю форму. Благодаря эластичности каучуки устойчивы к износу. Ценным свойством каучуков является также *водо- и газонепроницаемость*. Кроме того, они являются хорошими *электроизоляторами*.

Каучуки в воде практически не растворяются. В этиловом спирте их растворимость небольшая, а в сероуглероде, хлороформе и бензине они сначала набухают, а затем растворяются. Эти свойства синтетические каучуки проявляют в разной степени.

При повышенной температуре каучуки становятся мягкими и липкими, а на холоде — твердыми и хрупкими. При долгом хранении каучуки твердеют.

**Химические свойства.** В молекулах каучуков имеются двойные связи, поэтому для них характерны реакции *присоединения*. Так, например, если каучуки нагревают с серой (вулканизируют) до температуры 130—140°C, то атомы серы присоединяются по месту некоторых двойных связей и как бы «сшивают» молекулы друг с другом:



Перед вулканизацией каучуков в качестве наполнителей добавляют также различные красители. В результате процесса вулканизации получают резину, которая значительно прочнее невулканизированного каучука. Если к каучуку при вулканиза-

ции добавляют больше серы, чем ее требуется для образования резины, то получают *эбонит* — твердый неэластичный материал.

Ответьте на вопросы 6—8.

### Лабораторные опыты

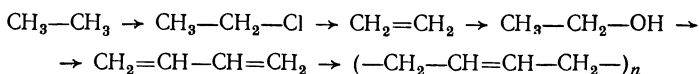
**Свойства каучука и резины.** 1. Поместите в пробирку несколько кусков каучука и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой. Пробирку с каучуком нагрейте и продукты разложения соберите в другой пробирке—приемнике. Половину полученных жидких продуктов влейте в пробирку с 1—2 мл бромной воды. Оставшиеся жидкие продукты влейте в другую пробирку с раствором перманганата калия, слегка подкисленным серной кислотой. Бромная вода и раствор перманганата калия обесцвечиваются.

2. В две пробирки налейте по 2—3 мл бензина. В одну из пробирок опустите кусочек резины, а в другую такой же кусочек невулканизированного каучука. Закройте пробирки корковыми пробками и оставьте до следующего занятия. Через несколько дней можно будет убедиться, что каучук в бензине частично растворяется, а резина только набухает.

**Задание.** Как доказать, что в продуктах термического разложения каучука содержатся непредельные углеводороды?

#### Вопросы и упражнения

1. Какие соединения относятся к диеновым углеводородам?
2. Какие основные способы получения диенов вы знаете? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Охарактеризуйте физические и химические свойства бутадиена-1,3. Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. Поясните, как ученым удалось выяснить строение макромолекул природного каучука.
5. Как получают синтетические каучуки (бутадиеновый, изопреновый, хлоропреновый)? Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Чем отличаются каучуки от резины?
7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



8. Составьте конспект ответа, характеризующего бутадиен-1,3, 2-метилбутадиен-1,3 (см. с. 45).

#### Решите задачи

1. Сколько тонн 2-метилбутадиена-1,3 можно получить из 180 т 2-метилбутана, если выход продукта составляет 89% по сравнению с теоретическим?
2. Какой объем (в м<sup>3</sup>) бутадиена-1,3 можно получить из 800 л 96-процентного этилового спирта ( $\rho=0,8 \text{ г/см}^3$ )?
3. Какой объем метана потребуется для получения 108 кг бутадиена?

### § 5. АЦЕТИЛЕН И ЕГО ГОМОЛОГИ

**Строение молекул.** Анализ ацетилена показывает, что в нем содержится примерно 92,3% углерода и 7,7% водорода. Простейшую его формулу находят так:

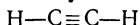
$$\text{C} : \text{H} = \frac{92,3}{12} : \frac{7,7}{1} = 7,7 : 7,7 = 1 : 1$$

Простейшей формуле ацетилена  $\text{CH}$  соответствует молярная масса 13 г/моль. Так как плотность ацетилена по водороду 13, можно найти молярную массу ацетилена:

$$M = 2\rho\text{H}_2$$

$$M = 2 \cdot 13 = 26 \text{ (г/моль)}$$

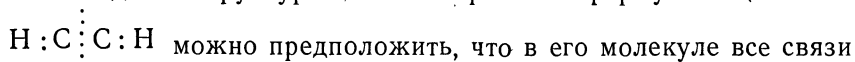
Следовательно, молекулярная формула ацетилена  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Основываясь на теории А. М. Бутлерова, приходим к выводу, что строение молекулы ацетилена нужно изобразить так:



Кроме ацетилена, известно много других соединений углерода с водородом, в молекулах которых имеется тройная связь. Общая формула таких соединений  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ , т. е. такая же, как у диеновых углеводородов. Это значит, что изомерия может быть не только в рамках соединений одного класса, но и между соединениями различных классов. Так, например, бутадиен-1,3  $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$  и бутин-2  $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$  являются представителями разных классов органических соединений, но они изомеры, так как их молекулярные формулы одинаковы —  $\text{C}_4\text{H}_6$ .

*Углеводороды с общей формулой  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ , в молекулах которых имеется одна тройная связь, относятся к ряду ацетилена.*

Исходя из структурной и электронной формулы ацетилена



можно предположить, что в его молекуле все связи одинаковые. Но это не так. Две связи между атомами углерода в химических реакциях разрываются гораздо легче, чем третья. Это явление можно объяснить на основе современных представлений о формах электронных облаков, их гибридизации и взаимном перекрывании.

При образовании молекулы ацетилена у каждого атома уг-

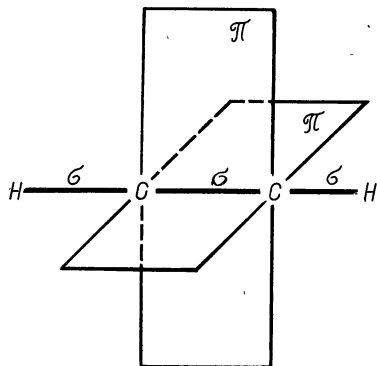
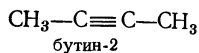
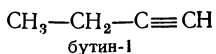
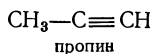
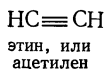


Рис. 143. Строение молекулы ацетилена.

лерода гибридизуются по одному  $s$ - и  $p$ -электронному облаку. В результате этого каждый атом углерода приобретает по два гибризованных электронных облака, а два  $p$ -электронных облака остаются негибризованными. Два гибризованных электронных облака (от каждого атома по одному) взаимно перекрываются, и между атомами углерода образуется  $\sigma$ -связь, которая значительно прочнее, чем остальные две связи (рис. 143). Остальные два гибризованные электронные облака перекрываются с  $s$ -

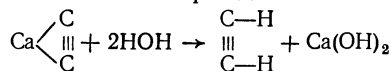
электронными облаками атомов водорода, и между ними и атомами углерода тоже образуются  $\sigma$ -связи (рис. 143). Четыре (от каждого атома углерода по два) негибризованные  $p$ -электронные облака размещены взаимно перпендикулярно и перпендикулярно направлениям  $\sigma$ -связей. В этих плоскостях  $p$ -электронные облака взаимно перекрываются, и образуются две  $\pi$ -связи, которые относительно непрочные и в химических реакциях легко разрываются.

**Номенклатура.** Подобно этиленовым формулы углеводородов ряда ацетилена можно вывести из формул предельных углеводородов. Их названия образуются путем замены суффикса **ан** на **ин**, например:

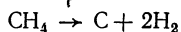


Ответьте на вопросы 1—4 (с. 358). Решите задачу 1 (с. 358).

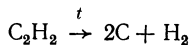
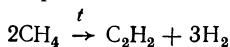
**Получение.** В лаборатории и в промышленности ацетилен получают при взаимодействии карбида кальция с водой:



Однако производство карбида кальция связано с большими затратами электроэнергии. Поэтому разработан способ получения ацетилена и из природного газа (рис. 144). Метан (основная составная часть природного газа) при высокой температуре разлагается на углерод и водород:



В этом процессе одним из промежуточных продуктов является ацетилен, но он тут же разлагается на углерод и водород:



Если образующийся ацетилен удаляют из зоны высокой температуры и охлаждают, то его удастся предохранить от разложения. В промышленности это осуществляется при помощи различных устройств.

Ответьте на вопрос 5 (с. 358). Решите задачи 2 и 3 (с. 358).

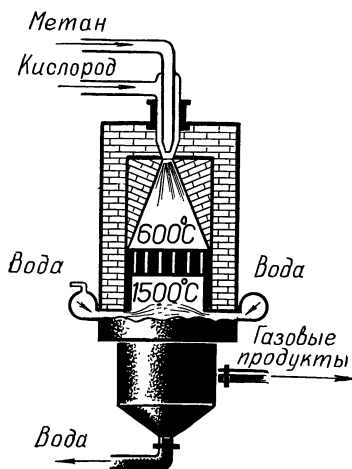
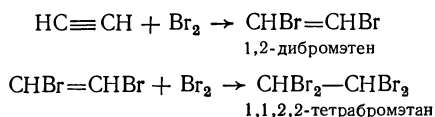


Рис. 144. Получение ацетилена из метана.

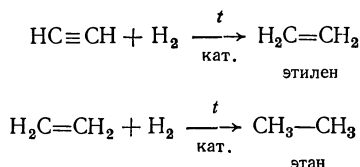
**Физические свойства.** Ацетилен — газ легче воздуха, мало растворим в воде, в чистом виде почти без запаха. Изменения физических свойств углеводородов ряда ацетилена (так же как у парафинов и углеводородов ряда этилена) подчиняются общим закономерностям: *при увеличении молекулярной массы повышаются температуры плавления и кипения веществ.*

**Химические свойства.** Для ацетилена и его гомологов характерны реакции присоединения, окисления и полимеризации (аналогично углеводородам ряда этилена).

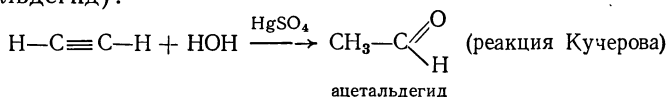
1. *Реакции присоединения:* 1) Углеводороды ряда ацетилена реагируют с галогенами. Например, ацетилен обесцвечивает бромную воду. Присоединение брома происходит в две стадии:



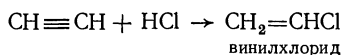
2) При повышенной температуре (в присутствии катализаторов) ацетилен присоединяет водород. Гидрирование ацетилена (подобно бромированию) тоже происходит в две стадии:



3) Ацетилен реагирует также со сложными веществами. Например, в присутствии сульфата ртути (II) ацетилен присоединяет воду (гидратируется), и образуется ацетальдегид (уксусный альдегид):

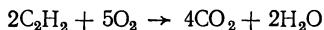


Если к ацетальдегиду присоединяется хлороводород, то образуется газообразное вещество винилхлорид, или хлорвинил:



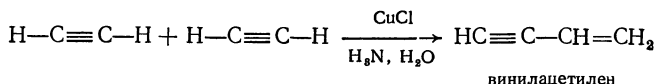
2. *Реакции окисления.* 1) Ацетилен обесцвечивает раствор перманганата калия. Следовательно, ацетилен (как и этилен) легко окисляется. При его окислении могут образоваться несколько различных продуктов.

2) На воздухе ацетилен горит коптящим пламенем. Если при горении ацетилена в пламя дополнительно вдувать воздух, то он сгорает полностью, без копоти:

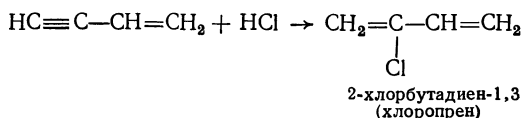


Смеси ацетилена с воздухом или с кислородом взрывоопасны. Ацетилен может также взрываться при сжатии, поэтому его хранят и транспортируют в баллонах в виде ацетоновых растворов, которым пропитаны пористые материалы.

3. Реакции полимеризации. 1) В аммиачной среде в присутствии солей меди (I) ацетилен образует винилацетилен:



Винилацетилен присоединяет хлороводород, и образуется хлоропрен:



Из хлоропрена в промышленности получают хлоропреновый каучук.

Винилхлорид тоже способен полимеризоваться:

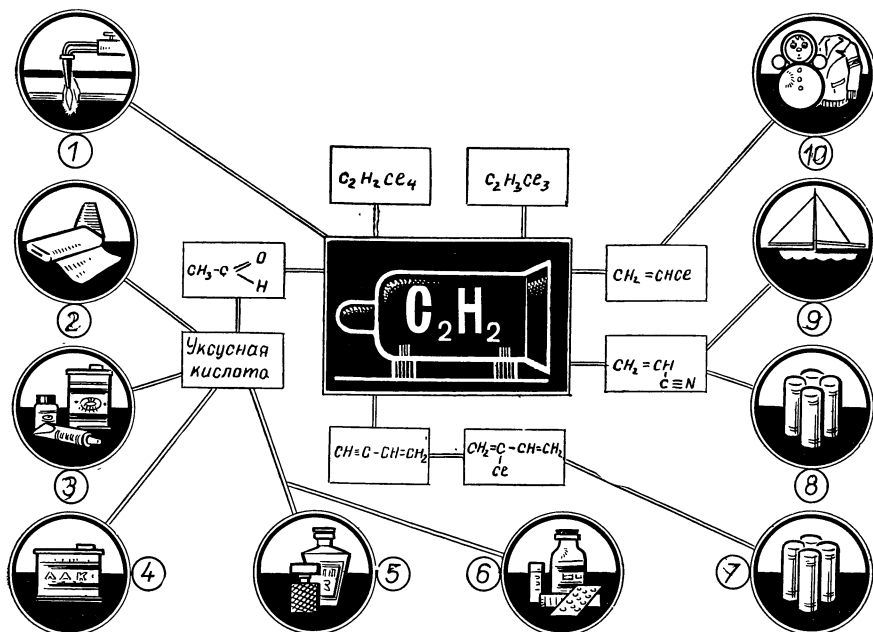
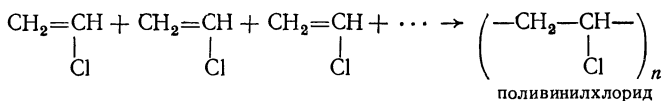


Рис. 145. Применение ацетилена и его соединений:

для резки и сварки металлов (1); получение искусственных волокон (2); красителей (3); лаков (4); духов и одеколонов; фруктовых эссенций (5); лекарств (6); хлоропренового (7) и бутадиеннитрильного (8) каучука; волокна нитрона (9); поливинилхлорида (10); растворителей (формулы указаны на схеме сверху).





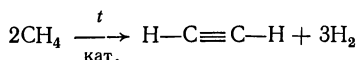
Из поливинилхлорида получают химически и механически прочную пластмассу с хорошими свойствами диэлектрика. При нагревании она разлагается с выделением хлороводорода.

2) Ацетилен может образовать также бензол (с. 362).

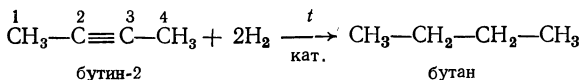
**Применение** ацетилена видно из рисунка 145. При сжигании ацетилена в кислороде температура пламени достигает 3150°C. Поэтому его используют при сварке и резке металлов. Ацетилен широко применяют в органическом синтезе. Он является одним из исходных веществ при производстве синтетических каучуков, поливинилхлорида и других пластмасс. Из ацетилена получают уксусную кислоту, растворители (1,1,2,2-тетрахлорэтан и 1,2,2-трихлорэтан).

Ответьте на вопросы 6—8 (с. 358). Решите задачи 4 и 5 (с. 358).

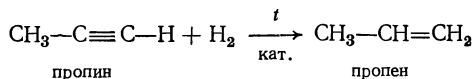
**Генетическая связь углеводородов ряда ацетилена с другими классами органических веществ.** 1. *Углеводороды ряда ацетилена можно получать из предельных углеводородов путем дегидрирования.* Так, например, метан при повышенной температуре в присутствии катализаторов превращается в ацетилен:



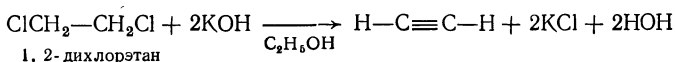
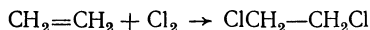
2. *Углеводороды ряда ацетилена путем гидрирования можно превратить в предельные углеводороды:*



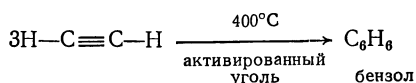
3. *При неполном гидрировании углеводородов ряда ацетилена их можно превратить в этиленовые углеводороды:*



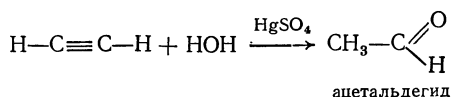
4. *Углеводороды ряда этилена можно превратить в ацетиленовые углеводороды.* Так, например, если действовать на углеводороды ряда этилена галогенами, то получают дигалогенопроизводные углеводородов, которые под действием щелочей в спиртовом растворе превращаются в ацетиленовые углеводороды:



5. Углеводороды ряда ацетилена можно превратить в ароматические углеводороды (с. 362);

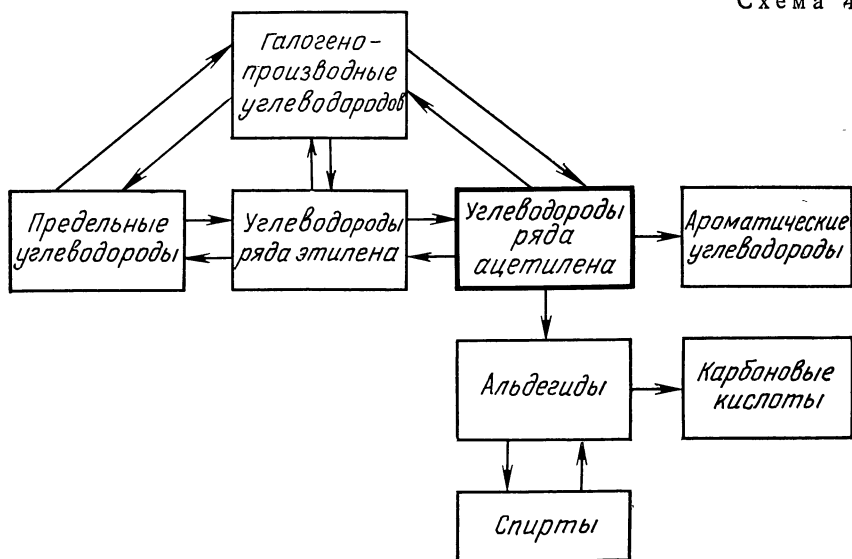


6. Углеводороды ряда ацетилена можно превратить в альдегиды:



Генетическая связь углеводородов ряда ацетилена с другими классами органических соединений показана на схеме 40.

Схема 40



Выполните упражнения 9 и 10 (с. 358).

### Лабораторные опыты

**Получение ацетилена и опыты с ним.** 1. Налейте в пробирку 1—2 мл воды и поместите в нее 2—3 небольших кусочка карбида кальция  $\text{CaC}_2$ . Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. Происходит реакция, при которой выделяется газ.

2. Конец газоотводной трубки опустите в другую пробирку с бромной водой и пропустите через нее газ. Бромная вода обесцвечивается.

3. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с раствором перманганата калия, подкисленным серной кислотой. Раствор обесцвечивается.

4. Подожгите выделяющийся газ. Он горит коптящим пламенем.

5. Вдуйте воздух в пламя газа с помощью паяльной или стеклянной трубки. Пламя становится яркосветящимся.

**Задание.** Какой газ выделяется при взаимодействии карбида кальция с водой? Что происходит, если этот газ пропускают через бромную воду или раствор перманганата калия? Каким пламенем горит газ? Почему при вдувании воздуха в пламя оно становится светящимся? Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### Вопросы и упражнения

1. Как на основе экспериментальных данных были определены молекулярная и структурная формулы ацетилена?

2. Изобразите электронные формулы бутин-1 и бутин-2.

3. Основываясь на современных представлениях об электронных облаках и их перекрывании, поясните, как образуются химические связи в молекуле ацетилена, и сравните их с химическими связями в молекуле этилена.

4. Какие вещества относятся к углеводородам ряда ацетилена? Даны молекулярные формулы следующих углеводородов:  $C_2H_2$ ,  $C_3H_4$ ,  $C_4H_6$ . Напишите их структурные формулы и названия.

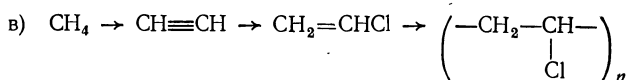
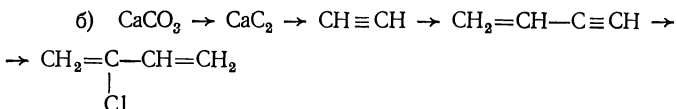
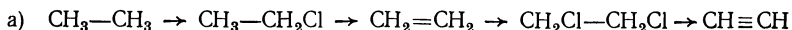
5. Как получают ацетилен в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Какие закономерности наблюдаются в изменении физических свойств углеводородов ряда ацетилена?

7. Чем отличаются по химическим свойствам ацетиленовые углеводороды: а) от предельных углеводородов; б) от этиленовых углеводородов? Ответ поясните уравнениями реакций.

8. Где применяют ацетилен? Напишите уравнения соответствующих реакций.

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



10. Составьте конспект ответа, характеризующего этин и пропин (см. с.45).

#### Решите задачи

1. Углеводород содержит примерно 88,89% углерода. Его плотность по воздуху 1,86. Найдите молекулярную формулу этого углеводорода, напишите формулы и названия возможных его изомеров.

2. Сколько ацетилена по объему (н.у.) можно получить при взаимодействии 51,2 кг карбида кальция с водой, если выход ацетилена составляет 84% по сравнению с теоретическим?

3. Сколько ацетилена и водорода по объему (н.у.) можно получить из 1042 м<sup>3</sup> природного газа, который содержит 96% метана?

4. Сколько воздуха по объему потребуется для сжигания 1 м<sup>3</sup> бутин-1?

5. Сколько ацетилена по объему (н.у.) потребуется, чтобы получить 44,25 кг хлоропрена?

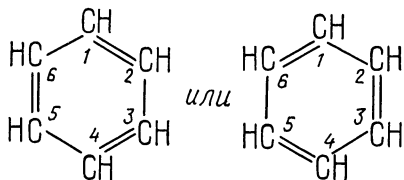
## Глава V. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

О представителях ароматических углеводородов — бензоле  $C_6H_6$  и его гомологах — уже упоминалось в предыдущих разделах. Их молекулы имеют циклическое строение. Кроме того, некоторые из них обладают приятным запахом. Поэтому еще и сейчас сохранилось их прежнее историческое название — ароматические углеводороды. В настоящее время известны многие вещества, которые по строению и химическим свойствам следует отнести к ароматическим углеводородам, хотя они и не имеют такого запаха. Бензол является самым типичным представителем ароматических углеводородов, в молекуле которого имеются шесть атомов углерода, образующих цикл, или так называемое бензольное ядро.

*Соединения углерода с водородом, в молекулах которых имеется бензольное кольцо или ядро, относятся к ароматическим углеводородам.*

**Строение молекулы бензола.** Экспериментальные данные показывают, что в молекуле бензола имеется примерно 92,3% углерода, как и в молекуле ацетилена. Следовательно, простейшая формула бензола такая же, как у ацетилена —  $CH$ . Но плотность паров бензола по водороду 39, а масса моля равна 78 г ( $2d_{H_2} = 2 \cdot 39$ ). Если формула бензола действительно была  $CH$ , то его моль весил бы 13 г, а не 78 г. Следовательно, молекула бензола состоит из шести атомов углерода и шести атомов водорода ( $78 : 13 = 6$ ). Молекулярная формула бензола  $C_6H_6$ .

Учитывая, что молекула бензола имеет циклическое строение и что согласно положениям теории строения А. М. Бутлерова углерод в органических соединениях четырехвалентен, структурную формулу бензола можно изобразить так:



Более точное представление о том, как в молекуле бензола размещены химические связи, можно получить, основываясь на современных представлениях об электронных облаках, их формах и взаимном перекрывании.

В настоящее время доказано, что в молекуле бензола у каждого атома углерода один  $s$ - и два  $p$ -электронных облака гибридованы, а одно  $p$ -электронное облако негибризованное. Все три гибридованных электронных облака, перекрываясь, образуют  $\sigma$ -связи, которые находятся в одной плоскости. Два из них перекрываются друг другом, а третье —  $s$ -электронным облаком ато-

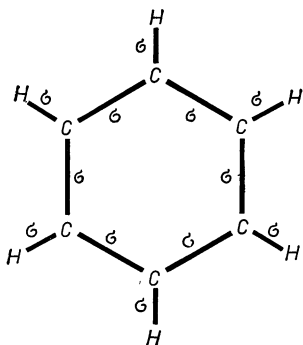
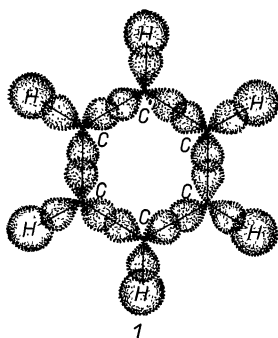


Рис. 146. Схема образования  $\sigma$ -связей в молекуле бензола.

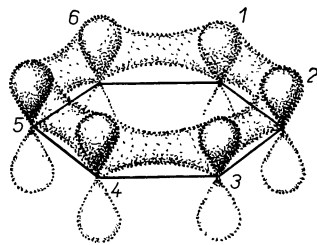
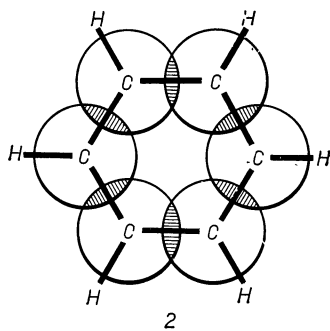


Рис. 147. Схема образования  $\pi$ -связей в молекуле бензола.

ма водорода. В результате образуются три  $\sigma$ -связи (рис. 146). Негибризованные  $p$ -электронные облака атомов углерода расположены перпендикулярно плоскости направления  $\sigma$ -связей. Эти облака тоже перекрываются друг другом. Перекрывание всех электронных облаков на одном рисунке показать трудно, поэтому рассмотрим последовательно два рисунка.

Из рисунка 147 видно, что в цикле молекулы бензола нет трех отдельных двойных связей. Если символы углеродных атомов в цикле молекулы бензола пронумеровать по направлению движения часовой стрелки, то видно, что негибризованное

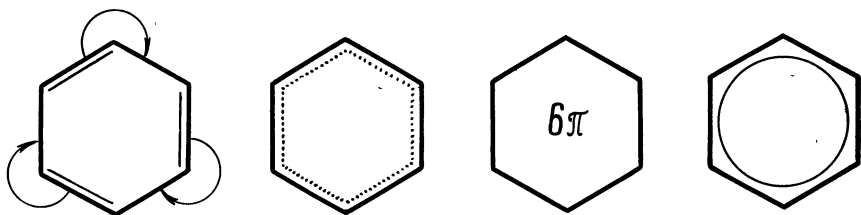


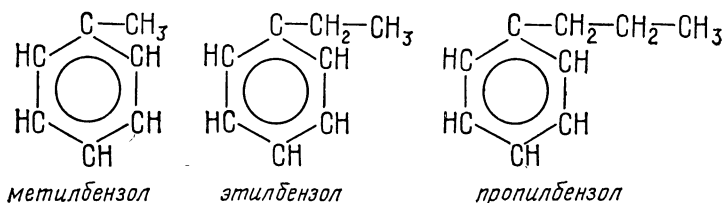
Рис. 148. Упрощенные схемы строения молекулы бензола.

*p*-электронное облако первого атома углерода перекрывается с негибризованными *p*-электронными облаками второго и шестого атомов углерода, а *p*-электронное облако второго атома углерода перекрывается с негибризованными *p*-электронными облаками первого и третьего атомов углерода. Чтобы показать выравненность связей в молекуле бензола, структурную формулу изображают при помощи одной из схем, данных на рисунке 148.

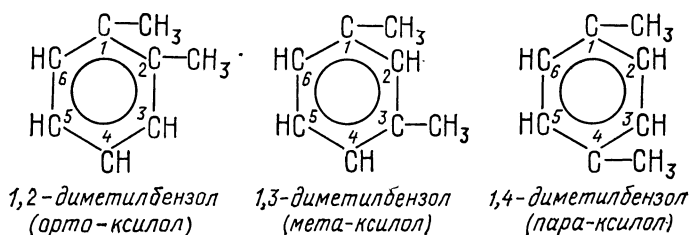
Так как электронная плотность в молекуле бензола распределена равномерно, то правильнее структурную формулу бензола изображать в виде шестиугольника с окружностью внутри.

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 368—369).

**Изомерия и номенклатура.** При замещении водородных атомов в молекуле бензола различными радикалами образуются гомологи бензола:



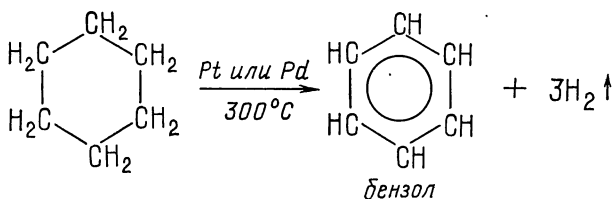
Если в молекуле бензола атомы водорода замещены несколькими радикалами, то образуются *орто*-, *мета*- и *пара*-производные бензола. Для наименования таких веществ атомы углерода в формулах нумеруют:



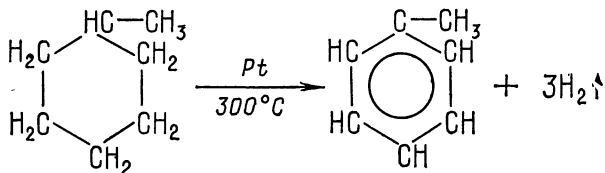
Ответьте на вопрос 5 (с. 369).

**Получение.** Важнейшими источниками ароматических углеводородов являются каменноугольная смола, газы, образующиеся при коксовании углей (с. 375) и перегонки нефти (с. 372).

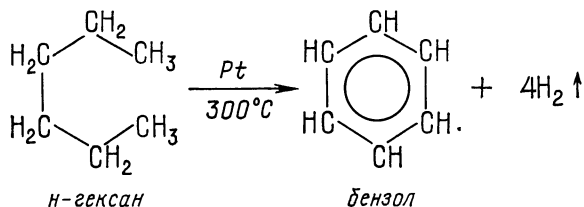
Советский ученый Н. Д. Зелинский доказал, что бензол образуется из циклогексана, выделяемого из некоторых сортов нефти:



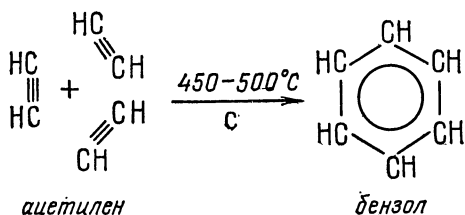
Так как в нефти содержатся также производные циклогексана, например метилциклогексан, то из него при этих же условиях образуется метилбензол (толуол):



При этих же условиях *n*-гексан тоже превращается в бензол:



Если пропустить ацетилен при 450—500°C над активированным углем (метод Н. Д. Зелинского), то он превращается в бензол:



В настоящее время для синтеза бензола из ацетилена используются другие катализаторы.

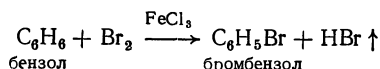
Ответьте на вопрос 6 (с. 369).

**Физические свойства.** Бензол — бесцветная, нерастворимая в воде жидкость, со своеобразным запахом. Его температура кипения 80,1°C. При охлаждении он легко застывает в белую кристаллическую массу с температурой плавления 5,5°C. Темпера-

туры кипения ароматических углеводородов закономерно повышаются с увеличением их молекулярных масс.

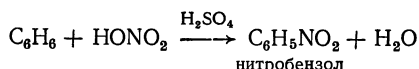
**Химические свойства.** Ядро бензола обладает большой прочностью. Этим и объясняется склонность ароматических углеводородов к реакциям замещения.

1. *Реакции замещения:* 1) В присутствии катализатора (солей железа (III)) бензол вступает в реакцию замещения:



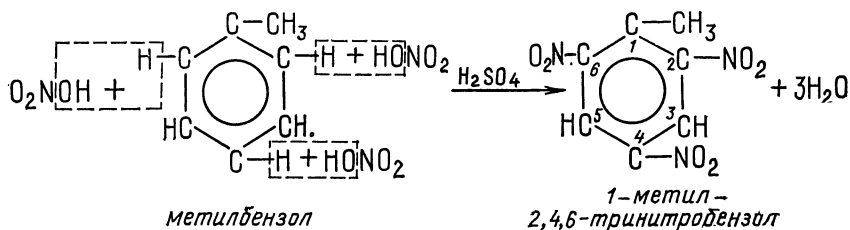
Аналогично бензол реагирует и с хлором.

2) К реакциям замещения относится также взаимодействие бензола с азотной кислотой:



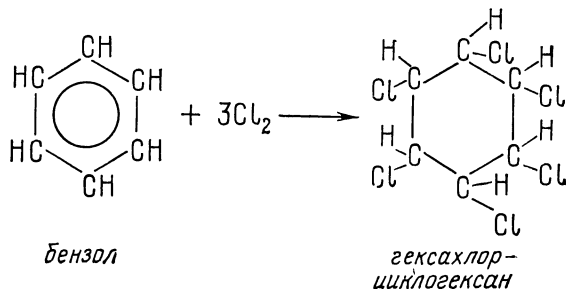
Серная кислота в этой реакции играет роль катализатора и водоотнимающего средства.

Еще легче в реакции замещения вступают гомологи бензола. Например, метилбензол (толуол)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{—CH}_3$  подвергается нитрованию значительно легче, чем бензол:



Эта реакция доказывает, что водородные атомы в молекуле толуола более подвижны, чем в молекуле бензола.

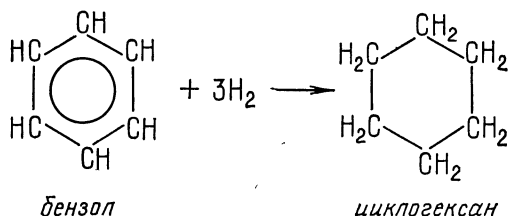
2. *Реакции присоединения.* 1) При действии солнечного света или ультрафиолетовых лучей бензол вступает в реакции присоединения. Так, например, бензол на свету присоединяет хлор и образуется гексахлорциклогексан (гексахлоран):





Гексахлоран применяют для борьбы с насекомыми (инсектицид). В промышленности его получают при облучении ртутно-кварцевыми лампами смеси бензола с хлором.

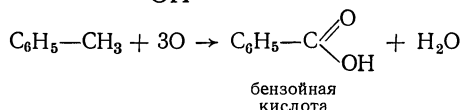
2) Бензол способен также гидрироваться:



3. *Реакция окисления.* Бензол очень стоек к окислению. В отличие от него ароматические углеводороды с боковыми цепями окисляются относительно легко.

1) При действии энергичных окислителей ( $\text{KMnO}_4$ ) на гомологи бензола окислению подвергаются только боковые цепи. Если, например, в пробирку налить 2—3 мл толуола, затем добавить к нему немного раствора перманганата калия и нагреть, то можно заметить, что фиолетовая окраска раствора постепенно обесцвечивается. Это происходит потому, что под действием перманганата калия метильная группа толуола окисляется и пре-

вращается в группу  $\text{—C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$ :



2) Бензол и его гомологи на воздухе горят коптящим пламенем:

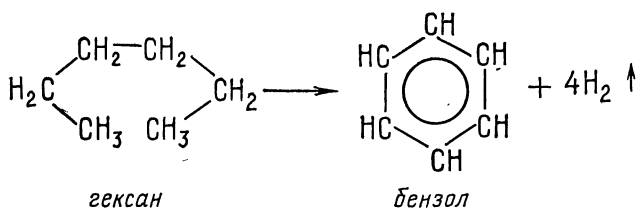


Ответьте на вопросы 7 и 8 (с. 369—370). Решите задачи 1—4 (с. 370).

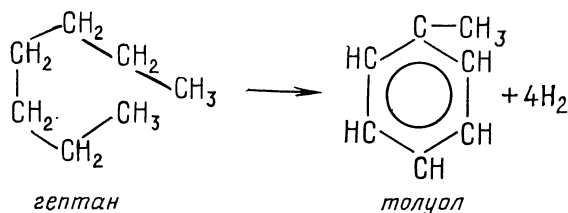
**Применение** бензола и его гомологов показано на рисунке 149. Бензол является ценным исходным продуктом для получения красителей, медикаментов, взрывчатых веществ, инсектицидов, пластмасс и синтетических волокон. Бензол является хорошим растворителем многих органических веществ. Толуол главным образом используется для получения красителей и тринитротолуола.

Ответьте на вопрос 9 (с. 370).

**Генетическая связь ароматических углеводородов с другими классами органических веществ.** 1) *Предельные углеводороды можно превратить в ароматические углеводороды непосредственным их дегидрированием, например:*



Аналогично из гептана можно получить толуол:



2) Предельные углеводороды путем дегидрирования и полимеризации можно превратить в ароматические углеводороды:

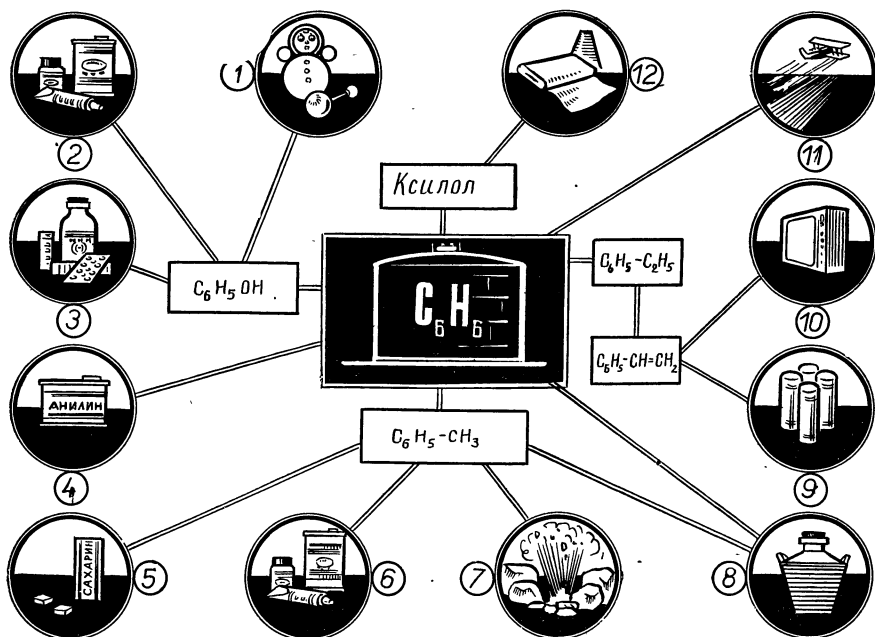
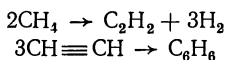
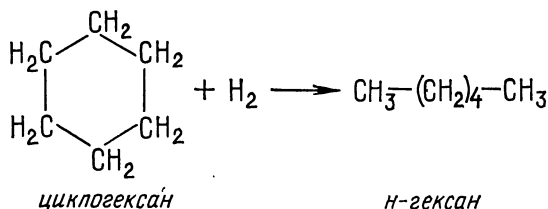
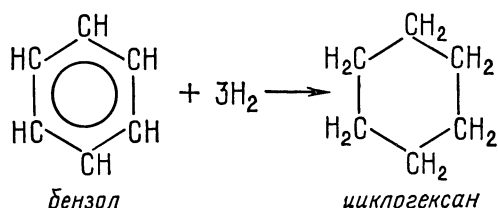
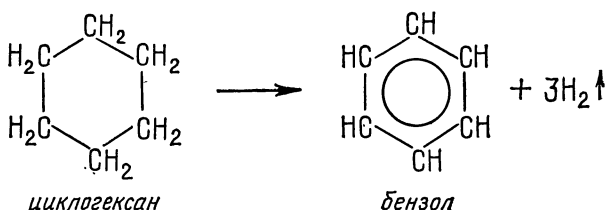


Рис. 149. Применение бензола, его гомологов и их соединений: получение пластмасс (1, 10); красителей (2, 6); лекарств (3); анилина (4); сахарина (5); взрывчатых веществ (7); растворителей (8); бутадиенстирольного каучука (9); средств для борьбы с насекомыми и болезнями растений (11); волокна лавсана (12).

3) Ароматические углеводороды при постепенном гидрировании можно превратить в предельные углеводороды:

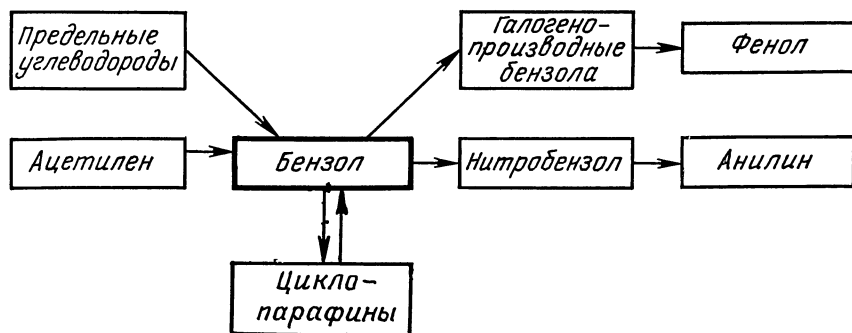


А) Циклопарафины можно превратить в ароматические углеводороды:



Генетическая связь ароматических углеводородов с другими классами органических соединений показана на схеме 41.

Схема 41



Выполните упражнения 10 и 11 (с. 370)

## Лабораторные опыты

**Затвердевание бензола.** В одну пробирку налейте 5 мл бензола, а в другую такое же количество воды. Обе пробирки опустите в чашку с охлаждающей смесью, состоящей из холодной воды и льда. Бензол застывает в белую кристаллическую массу.

**Бензол как растворитель.** В одну пробирку налейте 1—2 мл бензола, а во вторую столько же воды. В обе пробирки добавьте немного жира или несколько капель растительного масла и встряхните их. Масло растворяется только в бензоле.

**Отношение бензола к бромной воде и раствору перманганата калия.** В две пробирки налейте по 0,5—1 мл бензола. В первую пробирку добавьте немного бромной воды, а во вторую разбавленный раствор перманганата калия. Встряхните обе пробирки. Обесцвечивание не наблюдается ни в пробирке с бромной водой, ни в пробирке с раствором перманганата калия.

**Горение бензола.** Смочите бензолом кусочек фильтровальной бумаги и подожгите его. Одновременно подожгите фильтровальную бумагу, не смоченную бензолом. Бензол горит коптящим пламенем.

**Задания.** 1. Как практически можно доказать, что бензол замерзает при температуре немного выше  $0^{\circ}\text{C}$ ? 2. Почему бензол не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия? 3. Почему бензол горит коптящим пламенем? Напишите уравнение реакции горения бензола.

**Бромирование бензола.** 1. В колбу емкостью 100 мл налейте 2—3 мл бензола, добавьте немного железных опилок и 1 мл брома. Колбу быстро закройте пробкой с трубкой-холодильником, на нижний конец которой прикреплена воронка (рис. 150). Если реакция не начинается, колбу слегка подогрейте, опустив ее в горячую воду. В воронке над водой появляется «белый дым».

2. Немного полученного в стакане раствора отлейте в пробирку и добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Образуется осадок желтоватого цвета. Получившуюся в колбе жидкость влейте в стакан с водой, чтобы ее удобнее было рассматривать.

**Взаимодействие бензола с хлором.** 1. В колбу или склянку (в объеме 0,7—1,0 л), наполненную хлором, влейте 0,5—1 мл бензола. Закройте сосуд пробкой и встряхните. Признаков химических реакций не наблюдается.

2. Осветите сосуд электрической лампой большой мощности. Появляется дым, и постепенно обесцвечивается желто-зеленый цвет хлора. Через 20—30 мин в сосуде появляется налет кристаллического вещества.

**Нитрование бензола.** 1. Налейте в пробирку 2—2,5 мл 60—50-процентного раствора азотной кислоты и 4 мл концентрированной серной кислоты. Во время сливания кислот пробирку поместите в стакан с холодной водой. Затем, встряхивая пробирку, прилейте к смеси кислот по каплям 1—2 мл бензола. Закройте пробирку пробкой с воздушным холодильником. Смесью нагревайте в течение 10—15 мин на водяной бане (не выше  $50\text{--}60^{\circ}\text{C}$ ). Содержимое пробирки вылейте в стакан с водой. Под водой надне стакана собирается жидкость желтоватого цвета с запахом горького миндаля.

2. Образовавшуюся жидкость отделите с помощью делительной воронки.

**Окисление толуола.** 1. В пробирке к 0,5—1 мл толуола добавьте такой же объем раствора перманганата калия, слегка подкисленного серной кислотой. Смесью встряхните и прокипятите. Фиолетовая окраска раствора перманганата калия обесцвечивается.

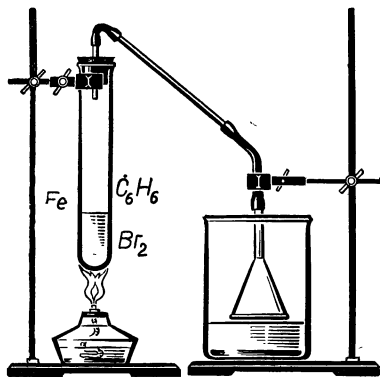


Рис. 150. Бромирование бензола.

# Общий обзор предельных, непредельных, ароматических углеводородов

Предельные углеводороды $C_n H_{2n+2}$	Непредельные углеводороды	
	углеводороды ряда этилена $C_n H_{2n}$	диеновые углеводороды $C_n H_{2n-2}$
$CH_4$ метан	$CH_2=CH_2$ этен (этилен)	$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH}=\overset{4}{CH_2}$ бутадиен-1,3 (дивинил)
$C_2H_6$ этан	$CH_3=CH-CH_3$ пропен (пропилен)	$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{C}-\overset{3}{CH}=\overset{4}{CH_2}$   $CH_3$ 2-метилбутадиен-1,3 (изопрен)
$C_3H_8$ пропан	$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_3}$ бутен-1	
$C_4H_{10}$ бутан	$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH}=\overset{3}{CH}-\overset{4}{CH_3}$ бутен-2	$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{C}-\overset{3}{CH}=\overset{4}{CH_2}$   $Cl$ 2-хлорбутадиен-1,3 (хлоропрен)
$C_5H_{12}$ пентан	$\overset{1}{CH_2}=\overset{2}{C}-\overset{3}{CH_3}$   $CH_3$ 2-метилпропен	
<p>Характерны реакции замещения. Не обесцвечивают растворы перманганата калия и бромной воды</p> <p>Характерны реакции присоединения, окисле Обесцвечивают растворы перманганата калия и</p>		


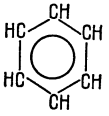
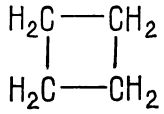
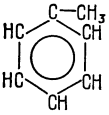
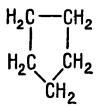
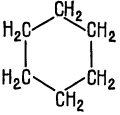
2. Полученную жидкость профильтруйте через смоченный фильтр и охладите в струе воды. Образуются белые кристаллы (бензойная кислота  $C_6H_5COOH$ ).

**Задания.** 1. Как практически можно осуществить бромирование, хлорирование и нитрование бензола? 2. При каких условиях хлор вступает в реакцию замещения с бензолом, а при каких—присоединяется к нему? Напишите уравнения соответствующих реакций. 3. Почему для нитрования бензола необходима концентрированная серная кислота?

## Вопросы и упражнения

1. Какие углеводороды называются ароматическими и почему?
2. Как на основе экспериментальных данных определили молекулярную и структурную формулы бензола?

## и циклопарафинов, рассмотренных в курсе X класса

углеводороды ряда $C_nH_{2n-2}$ ацетилен	Циклопарафины $C_nH_{2n}$	Ароматические углеводороды
$CH \equiv CH$ этин (ацетилен)	 циклопропан	 бензол
$CH \equiv C-CH_3$ пропин (метилацетилен)	 циклобутан	 метилбензол (толуол)
$CH \equiv C-CH_2-CH_3$ бутин-1 (этилацетилен)	 циклопентан	
$CH_3-C \equiv C-CH_3$ бутин-2 (диметилацетилен)	 циклогексан	
ния и полимеризации. бромной воды	Характерны реакции гидрирования, в резуль- тате которых получают- ся предельные углеводо- роды	Характерны реакции замещения. Реакции при- соединения происходят значительно труднее

3. На основе современных представлений об электронных облаках и их перекрывании поясните, как образуются химические связи в молекуле бензола.

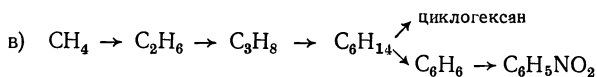
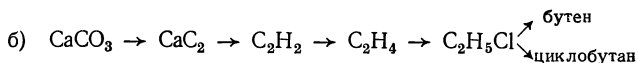
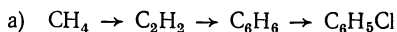
4. Почему при изображении структурной формулы бензола не следует указывать двойные связи?

5. Какой вид изомерии характерен для ароматических углеводородов? Изобразите структурные формулы четырех-пяти известных вам ароматических углеводородов и напишите их названия.

6. Как получают ароматические углеводороды? Напишите уравнения соответствующих реакций.

7. Почему ароматические соединения по химическим свойствам отличаются как от непредельных, так и от предельных углеводородов? Составьте уравнения реакций, поясняющие эти отличия.

8. Напишите уравнения реакций сгорания этилбензола и ксилола.  
 9. Какое применение имеют бензол и другие наиболее важные ароматические углеводороды?  
 10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



11. Составьте конспект ответа, характеризующего бензол и толуол (см. с. 45).

### Решите задачи

1. Сколько литров воздуха при нормальных условиях потребуется, чтобы сжечь 1 л бензола, плотность которого 0,88 г/см<sup>3</sup>?
2. Из 13,44 л ацетилена получили 12 г бензола (н.у.). Сколько это составляет процентов по сравнению с теоретическим выходом?
3. Сожгли 10,6 г *орто*-ксилола. Полученный оксид углерода (IV) пропустили через 80 г 10-процентного раствора гидроксида натрия. Какое вещество и сколько его образовалось?
4. К 39 г бензола в присутствии хлорида железа (III) добавили 1 моль брома. Какие вещества и сколько их получилось после реакции?

## Глава VI. ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ

Наиболее важными источниками углеводородов являются природные и попутные нефтяные газы, нефть, каменный уголь.

### § 1. ПРИРОДНЫЙ ГАЗ

Повторите из главы XI § 8 (неорганическая химия).

**Нахождение в природе и состав.** Запасы природного газа на нашей планете очень велики (примерно  $10^{15}$  м<sup>3</sup>). У нас в стране важнейшие месторождения этого ценного топлива находятся в Западной Сибири (Уренгойское, Заполярное), в Волго-Уральском бассейне (Вуктыльское, Оренбургское), в Средней Азии (Газли), на Украине (Шебелинское), на Северном Кавказе (Ставропольское) (*приложение*, с. 468).

Основным компонентом природного газа является метан. В нем содержатся также этан, пропан, бутан. Существует следующая закономерность: чем выше молекулярная масса углеводорода, тем меньше его содержится в природном газе.

**Применение.** При сгорании природного газа выделяется много теплоты, поэтому он используется как энергетически эффективное и дешевое топливо в котельных установках, доменных, мартеновских, стекловаренных печах и т. д. Применение на производстве природного газа дает возможность значительно повысить производительность труда. Кроме того, при сгорании газо-

образного топлива воздух почти не засоряется, так как образуются в основном оксид углерода (IV) и водяной пар.

Природный газ является важным источником сырья для химической промышленности: получение ацетилена, этилена, водорода, сажи, различных хлорпроизводных. Эти вещества в свою очередь используются для производства спирта, синтетических каучуков, различных пластмасс, уксусной кислоты, красителей, медикаментов и других продуктов.

Ответьте на вопросы 1, 2а, 3, 4 и 7а (с. 378). Решите задачу 1 (с. 379).

## § 2. ПОПУТНЫЕ НЕФТЯНЫЕ ГАЗЫ

Попутные нефтяные газы встречаются в природе вместе с нефтью. Они находятся над нефтью или растворены в ней под давлением.

Еще недавно попутные нефтяные газы не находили применения, и их сжигали. В настоящее время их улавливают и используют как топливо и ценное химическое сырье. В попутных газах содержится меньше метана, чем в природном газе, но в них значительно больше его гомологов.

Для практических целей попутные газы разделяют на смеси более узкого состава (табл. 73).

Таблица 73

Характеристика попутных нефтяных газов		
Название	Состав	Применение
Газовый бензин	Смесь пентана, гексана и других углеводородов	Добавляют к бензину для улучшения запуска двигателя
Пропан-бутановая фракция	Смесь пропана и бутана	В виде сжиженного газа применяется как топливо
Сухой газ	По составу сходен с природным газом	Используется для получения $C_2H_2$ и $H_2$ и других веществ, а также как топливо

Попутные газы иногда подвергают более тщательному разделению и извлекают из них индивидуальные углеводороды (этан, пропан и т. д.), из которых затем получают непредельные углеводороды.

Ответьте на вопросы 5 и 6 (с. 378).

## § 3. НЕФТЬ

**Нахождение в природе.** Залежи нефти находятся в недрах земли на разной глубине, где она заполняет свободное пространство между некоторыми породами. Если нефть находится под давлением газов, то она поднимается по скважине на поверхность земли.



По запасам нефти Советский Союз занимает первое место в мире. Важнейшие ее месторождения в нашей стране показаны на карте (*приложение*, с. 468).

**Физические свойства.** Нефть — маслянистая жидкость от светло-бурого до черного цвета, с характерным запахом. Она немного легче воды и практически в ней не растворяется. Так как нефть — смесь различных углеводородов, то у нее нет определенной температуры кипения.

**Состав нефти.** В зависимости от месторождения нефть имеет различный качественный и количественный состав. Так, например, бакинская нефть богата циклопарафинами и сравнительно бедна предельными углеводородами. Значительно больше предельных углеводородов в грозненской и ферганской нефти. Пермская нефть содержит ароматические углеводороды.

**Продукты, получаемые из нефти, их применение.** Из нефти выделяют разнообразные продукты, имеющие большое практическое значение. Вначале из нее удаляют растворенные газообразные углеводороды (преимущественно метан). Затем после отгонки летучих углеводородов нефть нагревают. Первыми переходят в парообразное состояние и отгоняются углеводороды с небольшим числом атомов углерода в молекуле, имеющие относительно низкую температуру кипения. С повышением температуры смеси перегоняются углеводороды, имеющие более высокую температуру кипения. Таким образом можно собрать отдельные части (фракции) нефти. Чаще всего при такой фракционной перегонке получают три основные фракции, которые затем подвергаются дальнейшей перегонке. Основные фракции нефти следующие:

1. Фракция, собираемая до  $150^{\circ}\text{C}$ , — *газолиновая (фракция бензинов)* — содержит углеводороды, в молекулах которых имеются от 5 до 9 атомов углерода. При дальнейшей перегонке газолиновой фракции получают: *n*-пентан (кипит при  $38^{\circ}\text{C}$ ), газолин (от  $40$  до  $70^{\circ}\text{C}$ ), бензин (от  $70$  до  $120^{\circ}\text{C}$ ) — авиационный, автомобильный и т. д., лигроин (от  $120$ — $140^{\circ}\text{C}$ ) — горючее для тракторов.

2. Фракция, собираемая в пределах от  $150$  до  $300^{\circ}\text{C}$ , — *керосиновая фракция* — содержит углеводороды от  $\text{C}_9\text{H}_{20}$  до  $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ . Сначала отделяется керосин, который после очистки используется в качестве горючего для тракторов, реактивных самолетов и ракет, затем газойль (выше  $275^{\circ}\text{C}$ ) — дизельное топливо.

3. Остаток после перегонки нефти — *мазут* — содержит углеводороды с большим числом атомов углерода (до многих десятков) в молекуле. Мазут также разделяют на фракции: соляровые масла — дизельное топливо, смазочные масла (автотракторные, авиационные, промышленные и др.), вазелин (основа для мазей в фармакологии). Из некоторых сортов нефти получают парафин (для производства свечей, свечей и др.). После отгонки остается *гудрон*. Его широко применяют в дорожном строительстве.

Перегонка нефти осуществляется в установке, которая состо-

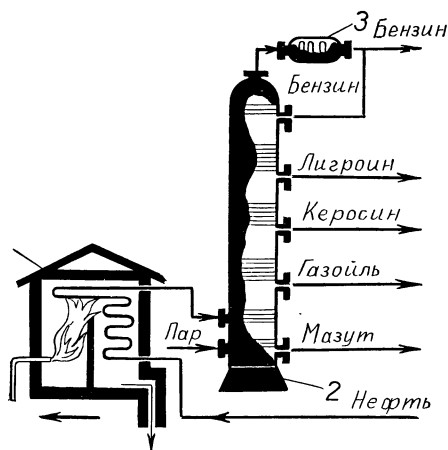


Рис. 151. Трубчатая печь и ректификационная колонна.

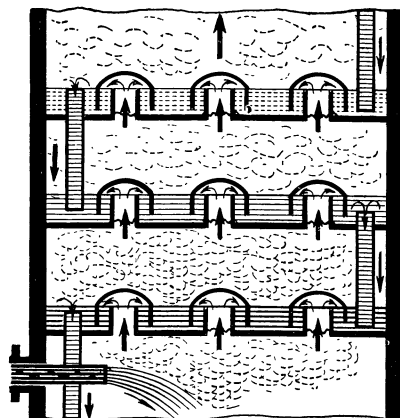


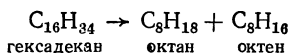
Рис. 152. Схема строения ректификационной колонны.

ит из трубчатой печи 1, ректификационной колонны 2 и холодильника 3 (рис. 151). В печи находится змеевик (трубопровод). По трубопроводу непрерывно подается нефть, где она нагревается до  $320\text{--}350^\circ\text{C}$  и в виде смеси жидкости и паров поступает в ректификационную колонну (стальной цилиндрический аппарат высотой около 40 м). Внутри она имеет горизонтальные перегородки с отверстиями, так называемые тарелки (рис. 152). Пары нефти подаются в колонну и через отверстия поднимаются вверх, при этом постепенно охлаждаются и сжижаются. Менее летучие углеводороды конденсируются уже на первых тарелках, образуя газойлевую фракцию. Выше собирается керосин, а затем лигроин. Наиболее летучие углеводороды выходят в виде паров из колонны и сжижаются, образуя бензин. Часть бензина подается обратно в колонну для орошения поднимающихся паров. Это способствует охлаждению и конденсации соответствующих углеводородов. Главный недостаток перегонки нефти — малый выход бензина (не более 20%).

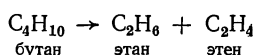
Ответьте на вопросы 26, 76, 8—11 (с. 378).

**Крекинг нефтепродуктов.** Выход бензина из нефти можно значительно увеличить (до 65—70%) путем расщепления углеводородов с длинной цепью, содержащихся, например, в мазуте, на углеводороды с меньшей молекулярной массой. Такой процесс называется *крекингом* (по англ. *crack* — *расщеплять*). Промышленный метод крекинга был изобретен русским инженером В. Г. Шуховым в 1891 г., но в России практически он был осуществлен только после Великой Октябрьской социалистической революции.

Процесс крекинга происходит с разрывом углеродных цепей и образованием более простых предельных и непредельных углеводородов, например:



Образовавшиеся вещества могут разлагаться дальше:



Различают два основных вида крекинга:

1. При *термическом крекинге* расщепление углеводородов производится при высокой температуре (470—550°C) и давлении. Бензин термического крекинга содержит много непредельных углеводородов и поэтому обладает большей детонационной стойкостью, чем бензин прямой перегонки. Он менее устойчив при хранении, так как непредельные углеводороды легко окисляются и полимеризуются (постепенно осмоляются). Поэтому к бензину термического крекинга добавляют антиокислители.

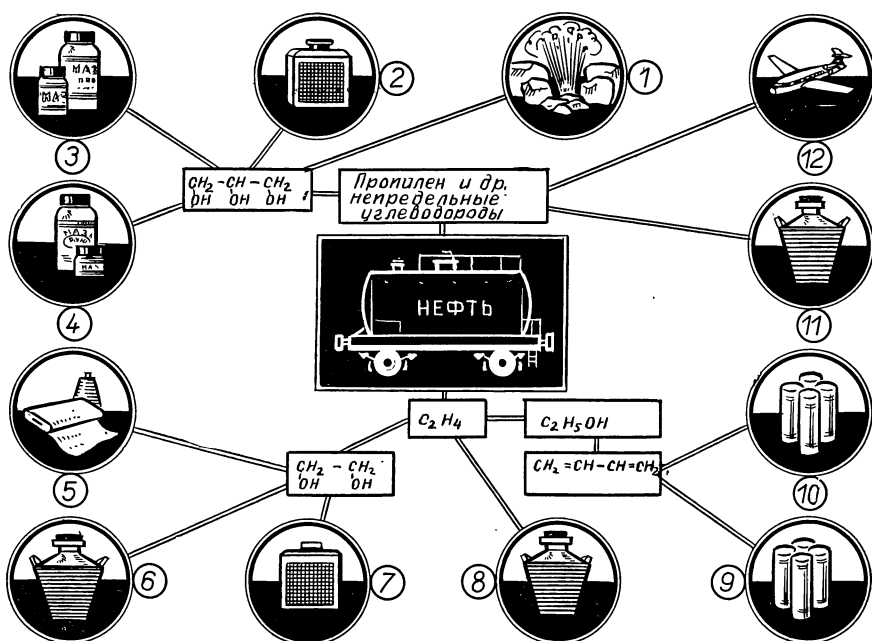


Рис. 153. Применение продуктов, полученных в процессе крекинга нефти: получение взрывчатых веществ (1); антифризов (2, 7); лекарственных мазей (3); мазей для изготовления парфюмерных изделий (4); волокна лавсана (5); растворителей (6, 8, 11); бутадиенового (9) и бутадиенстирольного (10) каучука; горючего для двигателей внутреннего сгорания (12).

При термическом крекинге образуются газы, содержащие предельные и непредельные углеводороды, которые используются для органического синтеза.

2. При *каталитическом крекинге* расщепление углеводородов происходит при несколько более низкой температуре (450—500°C) с применением катализаторов (алюмосиликатов). Процесс происходит с большей скоростью, чем при термическом крекинге. Бензин каталитического крекинга более высокого качества, чем бензин термического крекинга. Это объясняется тем, что наряду с реакциями расщепления идет изомеризация и образуются разветвленные углеводороды, которые еще более повышают детонационную стойкость бензина. В бензине каталитического крекинга непредельных углеводородов содержится меньше, и поэтому он более устойчив при хранении.

При каталитическом крекинге образуется относительно много углеводородов с разветвленной цепью (изосоединений), представляющих большую ценность для органического синтеза.

О применении продуктов, полученных в результате крекинга нефти, можно судить по рисунку 153.

Кроме каталитического крекинга, большое промышленное значение имеет ароматизация нефти — превращение предельных углеводородов и циклопарафинов нефти в ароматические углеводороды (с. 364—366).

Ответьте на вопросы 12—18 (с. 378—379). Решите задачи 2 и 3 (с. 379).

#### § 4. КОКСОХИМИЧЕСКОЕ ПРОИЗВОДСТВО

Одним из основных источников углеводородов (в том числе и ароматических) является коксование (пиролиз) каменного угля.

При сильном нагревании каменного угля в железной трубке без доступа воздуха в U-образной трубке (рис. 154) конденса-

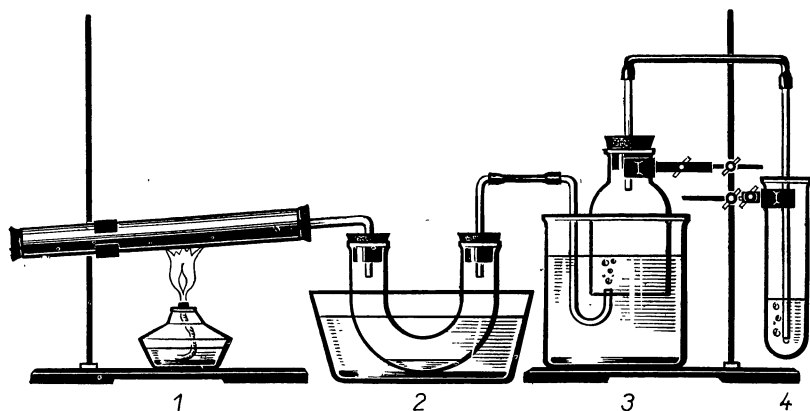
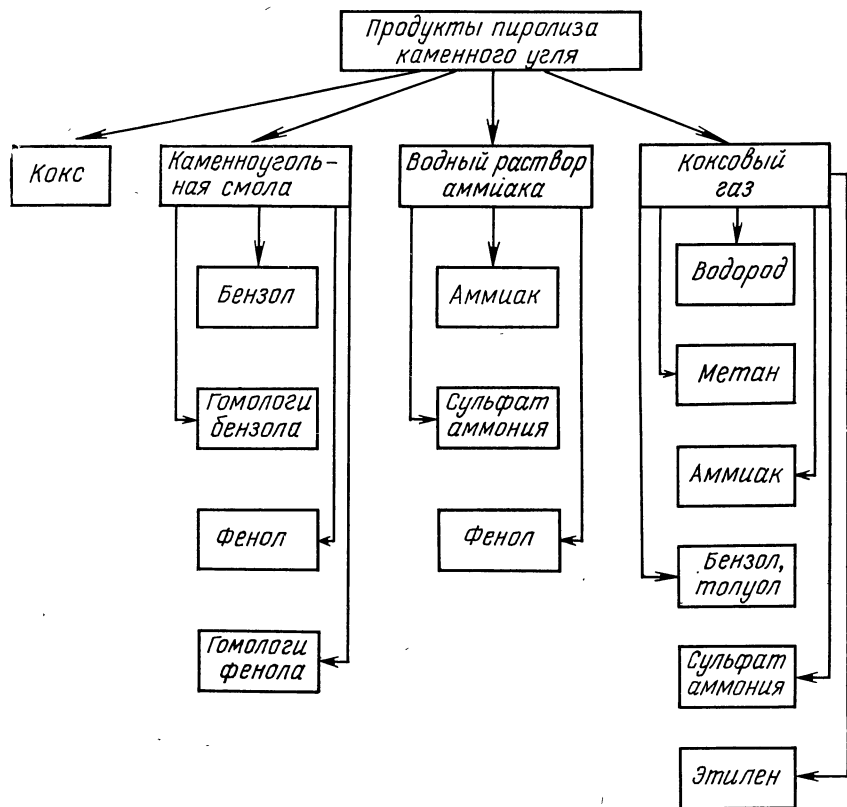


Рис. 154. Прокаливание каменного угля без доступа воздуха.

руется каменноугольная смола и над ней аммиачная вода (в том, что эта вода содержит аммиак, можно убедиться при помощи индикаторов). Кроме того, выделяется газ, способный гореть. В железной трубке остается кокс. Подобным методом на коксохимическом производстве из каменного угля получают те же четыре основных продукта (схема 42).

Схема 42



При коксовании в коксовую печь (рис. 155) загружают уголь и в каналах отопительных простенков зажигают газ. Процесс коксования происходит при 1000°C и длится около 14 ч. Образовавшийся кокс выгружают из печи в вагон (рис. 156), где его гасят водой, затем сортируют и направляют на металлургические заводы для использования в доменных печах.

При нагревании каменного угля сложные органические вещества, входящие в состав, постепенно разлагаются с образованием летучих продуктов. Последние поступают в общий газосборник, где из них конденсируется каменноугольная смола. Из нее путем фракционной дистилляции получают гомологи бензола, фенол (с. 397) и другие вещества.

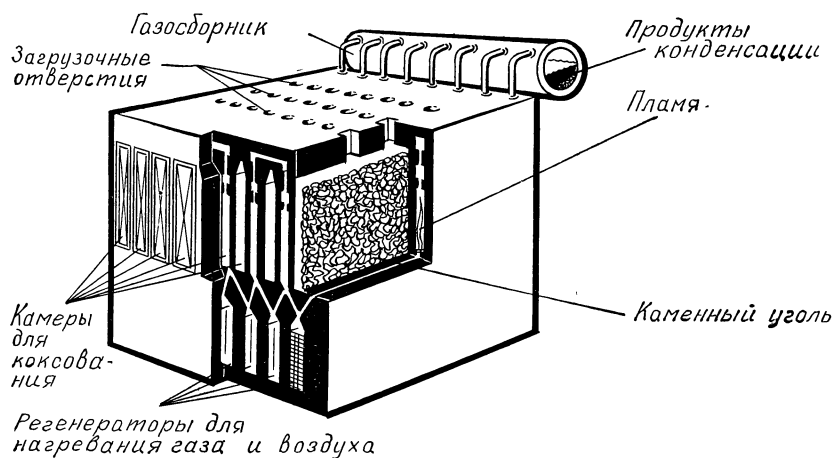


Рис. 155. Коксовая печь.

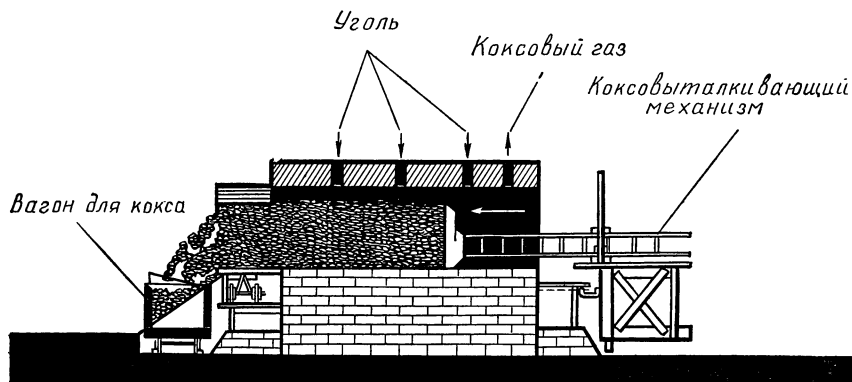


Рис. 156. Выталкивание кокса из печи.

В газосборнике одновременно со смолой конденсируется и вода, в которой растворяются аммиак, сероводород, фенол и другие вещества. Из надсмольной воды в специальной колонне отгоняется аммиак, а затем и другие продукты.

Коксовый газ охлаждают и пропускают через электрофилтры в целях отделения смолы. Затем из несконденсировавшегося газа извлекают аммиак и ароматические углеводороды (бензол). С целью извлечения аммиака газ пропускают через раствор серной кислоты. Получают сульфат аммония, который применяют в качестве азотного удобрения.

Из коксового газа выделяют водород и этилен для различных синтезов. Газ после очистки применяется в качестве топлива в промышленности и в быту.

Ответьте на вопросы 2в, 7в, 19—22 (с. 378—379).

## Лабораторные опыты

**Термическое разложение каменного угля.** 1. В железную трубку 1 (см. рис. 154) поместите измельченный каменный уголь, отделенный от пыли. Трубку закройте корковыми пробками (на жидком стекле): одной—глухой, а другой—с отверстием для отводной стеклянной трубки, соединяющей железную трубку с U-образной стеклянной трубкой 2. Последняя соединена с сосудом 3, который наполнен водой и закреплен в штативе. *Проверьте прибор на герметичность!* Для более быстрого нагревания железной трубки можно воспользоваться паяльной лампой. В сосуде 3 постепенно собирается газ, а в U-образной стеклянной трубке 2 накапливается жидкость.

2. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку 4 с 1—2 мл бромной воды, откройте зажим и пропустите через нее газ. Затем весь газ выпустите из сосуда 3 и закройте зажим, чтобы в сосуде 3 вновь собрался газ. Откройте зажим и газ подожгите.

3. Когда выделение жидких и газообразных продуктов начинает уменьшаться, прекратите опыт.

4. Налейте немного раствора из сосуда 4 на красную лакмусовую бумажку. Она синее.

5. Разберите прибор. В железной трубке обнаруживается кокс, в U-образной трубке—смола, имеющая неприятный запах, а над ней—раствор с запахом аммиака.

6. К жидкости с запахом аммиака добавьте немного раствора фенолфталеина. Раствор становится малиновым.

**Задания.** 1. Какие основные продукты образуются при нагревании каменного угля без доступа воздуха? 2. Как можно доказать, что в выделяющемся газе содержатся углеводороды? 3. О чем свидетельствует изменение цвета индикаторов в растворах, полученных в результате опытов?

## Практическая работа 1

**Получение этилена и опыты с ним.** Получите этилен из этилового спирта. Проведите с этиленом характерные реакции и на основе этого дайте краткий анализ химических свойств этилена. Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Вопросы и упражнения

1. Какие главные природные источники углеводородов вам известны? 2. Каков состав природного газа? Покажите на карте важнейшие месторождения: а) природного газа; б) нефти; в) каменного угля.

3. Какие преимущества по сравнению с другими видами топлива имеет природный газ? Для каких целей используется природный газ в химической промышленности?

4. Напишите уравнения реакций получения: а) ацетилена из метана; б) хлоропренового каучука из ацетилена; в) тетрахлорметана из метана.

5. Чем отличаются попутные нефтяные газы от природного газа?

6. Охарактеризуйте основные продукты, получаемые из попутных нефтяных газов. Для каких целей они используются?

7. Охарактеризуйте рост добычи: а) газа; б) нефти; в) каменного угля в течение двух последних пятилеток.

8. Назовите важнейшие нефтепродукты и укажите области их применения.

9. Чем различаются важнейшие нефтепродукты по химическому составу?

10. Какие смазочные масла используются на производстве?

11. Как осуществляется перегонка нефти?

12. Что такое крекинг нефти? Составьте уравнения реакций расщепления углеводородов  $C_{18}H_{38}$  и  $C_{12}H_{26}$  в процессе крекинга.

13. Почему при прямой перегонке нефти удается получить не более 20% бензина?

14. Чем отличается процесс крекинга нефти от процесса ее перегонки?

15. Чем отличается термический крекинг от каталитического? Дайте характеристику бензинов термического и каталитического крекингов.

16. Как практически можно отличить крекинг-бензин от бензина прямой перегонки?

17. Чем отличается состав газов термического и каталитического крекингов? Для каких целей эти газы используются?

18. Что такое ароматизация нефти? Составьте уравнения реакций, поясняющих этот процесс.

19. Какие основные продукты получают при коксовании каменного угля?

20. Как получают кокс и где его применяют?

21. Какие основные продукты получают: а) из каменноугольной смолы; б) из надсмольного водного раствора; в) из коксового газа? Где они применяются? Какие органические вещества можно получить из коксового газа?

22. Вспомните все основные способы получения ароматических углеводородов. Чем различаются способы получения ароматических углеводородов из продуктов коксования каменного угля и нефти? Химические процессы отразите при помощи соответствующих уравнений.

### Решите задачи

1. Известно, что газ содержит 90% метана, 5% этана, 3% пропана и 2% азота. Сколько воздуха по объему потребуется, чтобы сжечь  $1 \text{ м}^3$  этого газа при нормальных условиях (в воздухе по объему 21% кислорода)?

2. Сколько воздуха по объему необходимо, чтобы сжечь 1 кг гептана?

3. Сколько оксида углерода (IV) по объему и массе получится при сгорании 5 моль октана?

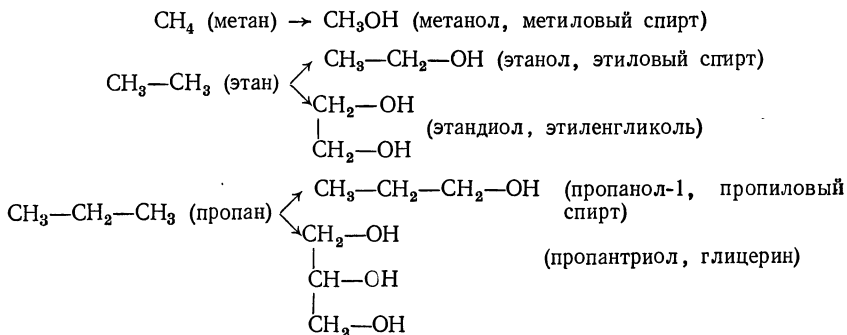


## КИСЛОРОДСОДЕРЖАЮЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Известно много органических веществ, в состав которых, кроме углерода и водорода, входит также кислород. Первый класс таких соединений, рассматриваемых нами, — класс спиртов.

### Глава VII. СПИРТЫ

Химические формулы спиртов можно вывести из формул предельных углеводородов, замещая в их молекулах атомы водорода гидроксогруппами<sup>1</sup>:



В зависимости от числа гидроксогрупп в молекуле спирты разделяются на одноатомные и многоатомные. Так, например, глицерин является многоатомным (трехатомным) спиртом.

*Спиртами называются производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксогруппами.*

Гидроксогруппа —ОН является функциональной группой спиртов.

*Функциональными группами называются группы атомов, кото-*

<sup>1</sup> В химической литературе гидроксогруппу называют также гидроксильной группой.

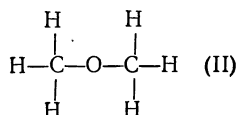
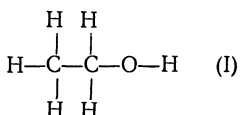
рые обуславливают характерные химические свойства данного класса веществ.

Ответьте на вопрос 1 (с. 390).

## § 1. ОДНОАТОМНЫЕ ПРЕДЕЛЬНЫЕ СПИРТЫ

При замещении в формулах молекул предельных углеводов одного атома водорода на гидроксогруппу образуются формулы молекул *одноатомных спиртов*. Их общая формула  $C_nH_{2n+1}OH$ .

**Строение молекул.** Расчеты показывают, что молекулярная формула этилового спирта  $C_2H_6O$ . Согласно теории строения А. М. Бутлерова этой формуле соответствуют две структурные:



Возникает вопрос: какая из структурных формул соответствует строению молекулы этилового спирта? На основе тезиса о том, что строение молекул определяет свойства веществ, можно прийти к следующему выводу: в молекуле вещества, строение которой соответствует первой структурной формуле, один из водородных атомов связан с атомом кислорода. Данная химическая связь более полярна (ближе к ионной связи), чем химическая связь между атомами углерода и водорода.

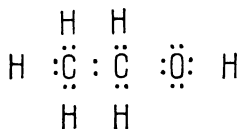
По аналогии с кислотами можно ожидать, что атомы металлов будут вытеснять тот водородный атом, который связан с атомом кислорода. Путем эксперимента можно убедиться, что этиловый спирт действительно реагирует с активными металлами. При нормальных условиях из 46 г этилового спирта натрий вытесняет 11,2 л водорода, т. е.  $\frac{1}{6}$  часть из всего количества водорода, которое имеется в одном моле этилового спирта. Этим подтвер-

ждается, что именно формула  $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$  является истинной формулой этилового спирта.

Второй структурной формуле  $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ | \quad \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ | \quad \quad | \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$  соответствует

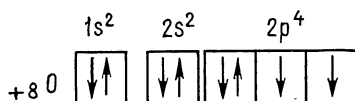
совершенно другое вещество — диметиловый эфир, который с металлами не реагирует.

Электронную формулу этилового спирта изображают так:

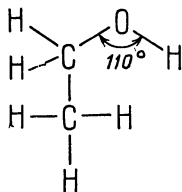


Из электронной формулы видно, что в молекуле спирта (как и в молекуле воды) одна из химических связей между атомами кислорода и водорода очень полярна.

Как же кислород образует химическую связь с углеродом и водородом? Для этого нужно вспомнить схему размещения электронов атома кислорода по энергетическим уровням и подуровням:



Валентные электроны образуют два взаимно перпендикулярных электронных облака гантелеобразной формы. Одно из них перекрывается с гибридованным облаком атома углерода и образует химическую связь между атомами углерода и кислорода ( $-\text{C}-\text{O}-$ ). Второе облако, которое расположено перпендикулярно первому, перекрывается  $s$ -электронным облаком атома водорода. В результате перекрывания электронных облаков происходит нарушение равновесия в распределении электронной плотности. В молекулах этанола угол между валентными электронными облаками атома кислорода достигает  $110^\circ$ :



Примерно такой же угол имеется и в молекулах других одноатомных спиртов. В молекуле воды он немного меньше — примерно  $105^\circ$ .

Ответьте на вопросы 2—4 (с. 391).

**Изомерия и номенклатура.** Из формулы метана можно выве-

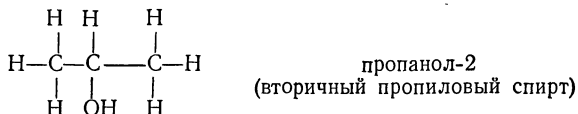
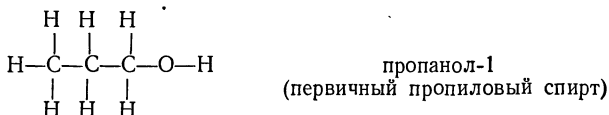
сти только одну формулу спирта  $\text{CH}_3\text{OH}$  или  $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ . Его

называют *метанолом*, или *метиловым спиртом*.

Названия спиртов производятся от названий соответствующих углеводородов с добавлением суффикса **ол**. Цифрой в конце названия указывают атом углерода, при котором находится гидроксогруппа.

Этану  $\text{CH}_3\text{—CH}_3$  также соответствует один спирт, формула которого  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ . Это *этанол*, или *этиловый спирт*.

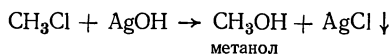
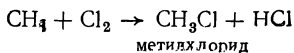
Из формулы пропана в зависимости от места гидроксогруппы в молекуле можно вывести две формулы спирта:



Из формулы бутана  $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$  и изобутана (2-метилпропана) можно вывести формулы четырех спиртов. Из формул пентана и его изомеров можно уже вывести 8 формул различных спиртов. Как видно из этих примеров, изомерия спиртов обуславливается двумя причинами: *изомерией углеродного скелета* (прямая или разветвленная цепь углеродных атомов) и *изомерией, которая зависит от положения гидроксогруппы в молекуле* (у первичного, вторичного или третичного атома углерода)<sup>1</sup>.

Ответьте на вопросы 5 и 6 (с. 391).

**Получение.** В лаборатории спирты можно получить по общему методу из соответствующих углеводородов, действуя на них галогенами, а затем на образовавшиеся галогенопроизводные — гидроксидом серебра:

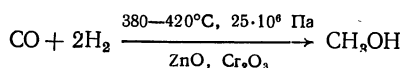


Вместо гидроксида серебра можно также применять разбавленные растворы гидроксидов натрия, калия и кальция. Этим способом на производстве получают, например, амиловые спирты (молекулярная формула  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ ).

Наибольшее промышленное значение имеют метанол и эта-

<sup>1</sup> Первичным называется такой атом углерода, который связан только с одним атомом углерода. Вторичный атом углерода связан с двумя, а третичный — с тремя атомами углерода.

нол. Метанол на производстве получают главным образом из водяного газа:

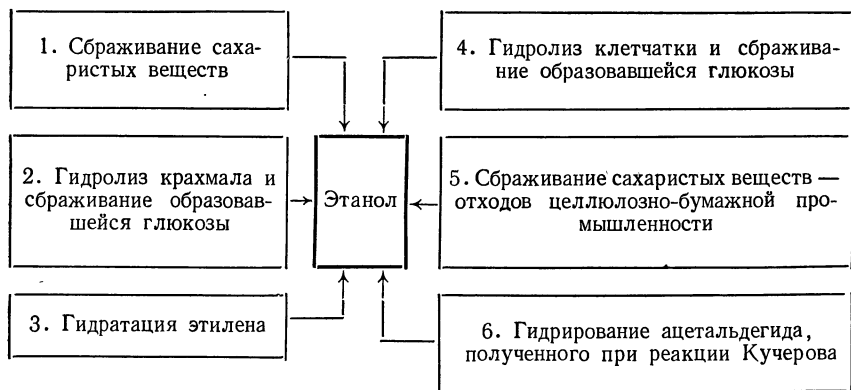


Раньше метанол получали из продуктов пиролиза древесины (с. 236), поэтому сохранилось его старое название — *древесный спирт*.

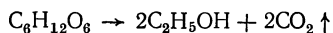
Самый ценный из спиртов — этанол — в промышленности получают различными способами (схема 43):

Схема 43

#### Методы промышленного получения этанола



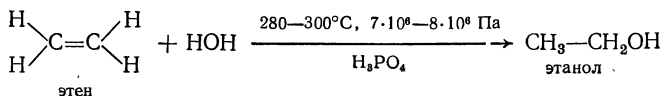
1. Наиболее старый метод получения этилового спирта — *сбраживание сахаристых веществ*. При этом дрожжевые грибки вырабатывают особые вещества — ферменты, которые являются как бы органическими катализаторами. Процесс спиртового брожения глюкозы (виноградный сахар) в упрощенном виде можно изобразить так:



2. Позднее этиловый спирт стали получать из *крахмалосодержащих продуктов*. По этому методу крахмал при гидролизе в присутствии ферментов превращается в глюкозу, из которой в процессе брожения образуется спирт.

Уже давно ученые-химики старались найти методы, при помощи которых этиловый спирт на производстве можно было бы получать из непищевых продуктов. Сейчас эта проблема решена.

3. На современном производстве этиловый спирт получают гидратацией *этилена* при помощи водяного пара:

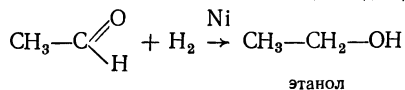
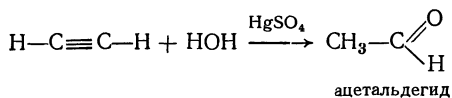


Однако в этих условиях только около 5% этилена превращается в этиловый спирт. Поэтому образовавшийся этиловый спирт отделяют от смеси и непрореагировавший этилен повторно вводят в контактный аппарат (принцип циркуляции). *Контактный аппарат* представляет собой стальную колонну, высота которой примерно 10 м. Колонна выложена медными пластинками (они предохраняют сталь от коррозии) и заполнена катализатором — ортофосфорной кислотой на твердом носителе. Из колонны продукты реакции поступают в *теплообменник*, где охлаждаются и отдают теплоту этилену, поступающему на гидратацию. Этиловый спирт из водного раствора выделяют в *ректификационной башне*.

4. Значительные количества этилового спирта получают из *древесины* — гидролиз клетчатки и последующее сбраживание образовавшейся глюкозы. Из 1 т сухих древесных опилок можно получить примерно 200 л этанола. Такое же количество этилового спирта получают из 0,7 т зерна или 1,5 т картофеля.

5. Этиловый спирт образуется также при *сбраживании сахаристых веществ, которые содержатся в отходных водах целлюлозно-бумажной промышленности*. Таким путем на каждую тонну целлюлозы в качестве побочного продукта получают примерно 45—70 л этанола.

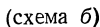
6. Этиловый спирт можно получить *гидрированием ацетальдегида*, синтезированного при помощи реакции Кучерова:



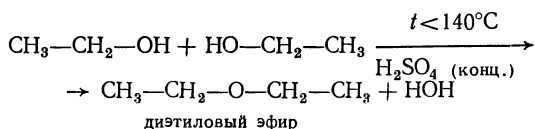
Ответьте на вопросы 7 и 8 (с. 391).

**Физические свойства.** Одноатомные предельные первичные спирты с короткой цепью углеродных атомов — жидкости, а высшие (начиная с  $\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{OH}$ ) — твердые вещества. С увеличением молекулярной массы спиртов повышаются их температуры кипения. Физические свойства спиртов обусловлены строением их молекул: *чем больше разветвлена цепь углеродных атомов, тем ниже температура кипения и выше температура плавления*. По сравнению с соответствующими углеводородами температуры кипения спиртов гораздо выше. Это можно объяснить образованием особого рода химических связей, называемых *водородными*. Оказывается, водородная связь может образоваться как между молекулами спиртов (схема а), так и между молекулами спиртов и воды (схема б):

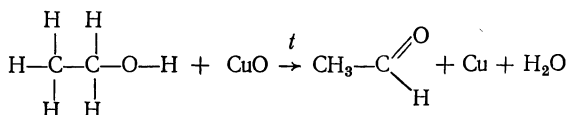




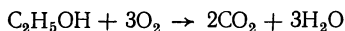
При избытке спирта и более низкой температуре образуются простые эфиры:



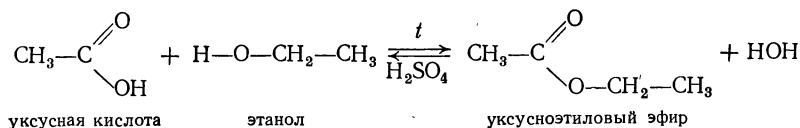
5. Одноатомные первичные спирты относительно легко окисляются, при этом образуются альдегиды. Если, например, в этиловый спирт опустить накалившую медную спираль, покрытую оксидом меди (II), то спираль становится блестящей, появляется специфический, неприятный запах:



Спирты горят. Так, например, этиловый спирт в воздухе горит синеватым пламенем:



6. Спирты реагируют с кислотами с образованием сложных эфиров (с. 423):



7. Спирты можно подвергать реакциям дегидрирования и дегидратации (с. 347).

Метанол (метилловый спирт)  $\text{CH}_3\text{OH}$  очень ядовит! Уже небольшая его доза может вызвать слепоту или оказаться смертельной.

Ответьте на вопросы 9—13 (с. 391). Решите задачи 1—4 (с. 392).

**Применение.** Этанол широко применяют в разных отраслях народного хозяйства (рис. 157). В больших количествах его используют при производстве синтетических каучуков. Он является также растворителем и исходным материалом для производства лаков, медикаментов и душистых веществ. Из него получают уксусную кислоту, диэтиловый эфир, различные сложные эфиры, красители и другие вещества. Этанол в медицине применяют как дезинфицирующее средство.

Из этилового спирта изготовляют также алкогольные напитки. Но следует учесть, что этанол — это наркотическое вещество. Он быстро всасывается в кровь и возбуждающе действует на организм. При систематическом употреблении спиртные напитки



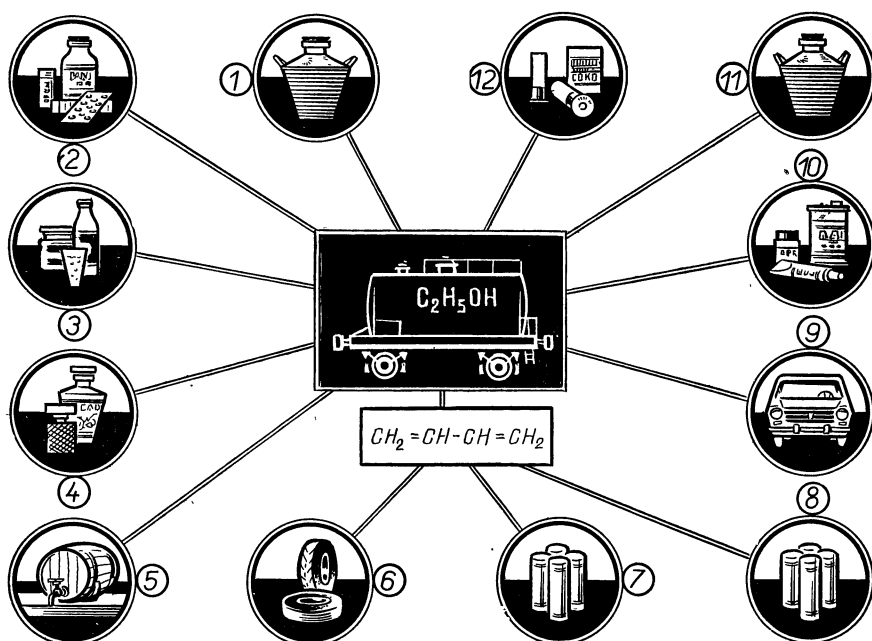


Рис. 157. Применение этанола:

получение уксусной кислоты (1); лекарств (2); фруктовых вод (3); духов и одеколонов (4); спиртных напитков (5); бутадиенового (6), бутадиенстирольного (7) и бутадиенитрильного (8) каучука; горючего для двигателей внутреннего сгорания (9); красителей, лаков и политуры (10); растворителей (11); бездымного пороха (12).

ки вызывают тяжелые заболевания нервной системы, органов пищеварения, сердца и кровеносных сосудов.

В некоторых странах этанол применяют в качестве горючего в моторах внутреннего сгорания. Этанол, предусмотренный для технических нужд, подвергают *денатурации*, т. е. делают его непригодным для питья (добавляют к нему вещества с неприятным вкусом и красители).

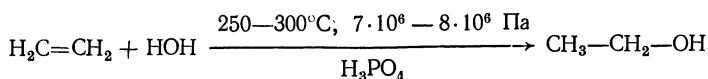
*Метанол* главным образом используется для производства формальдегида, некоторых лекарственных веществ. Его применяют также в качестве растворителя лаков и красок.

*Амиловые спирты* идут на производство сложных эфиров, которые в свою очередь используют в парфюмерии. *Изоамиловый спирт* применяют в качестве реагента для определения жирности молочных продуктов.

Ответьте на вопрос 14 (с. 391).

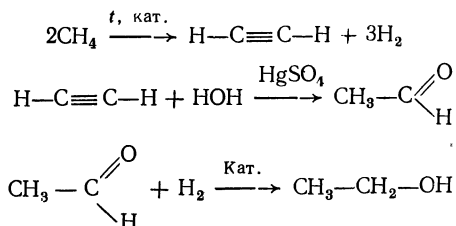
**Генетическая связь одноатомных предельных спиртов с другими классами органических веществ.** 1. *Спирты можно получить из предельных и непредельных углеводов:* а) Предельные углеводороды при их дегидрировании, например при крекинге

нефти (с. 373), превращаются в непредельные углеводороды, при гидратации которых образуются спирты:

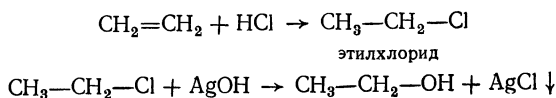


Эта реакция имеет большое значение в промышленном производстве этанола.

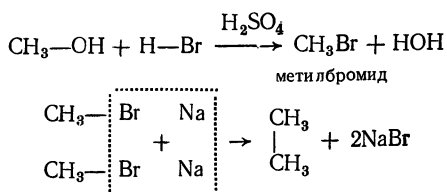
б) Предельные углеводороды при их дегидрировании также превращаются в непредельные углеводороды ряда ацетилена, а последние путем гидратации в альдегиды или кетоны (с. 354); путем гидрирования альдегидов и кетонов образуются спирты:



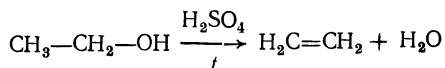
в) Предельные и непредельные углеводороды превращаются в галогенопроизводные, а последние — в спирты:



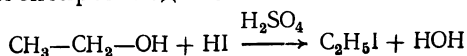
2. Спирты можно превратить в предельные и непредельные углеводороды. а) Чтобы спирты превратить в предельные углеводороды, сначала получают из них галогенопроизводные, на которые действуют активными металлами:

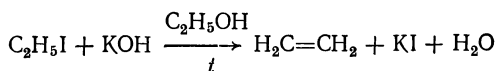


б) При дегидратации спиртов получают непредельные углеводороды:

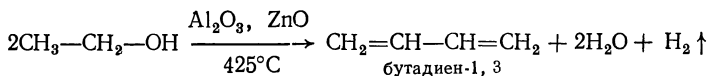


в) Спирты превращаются также в непредельные углеводороды через галогенопроизводные:

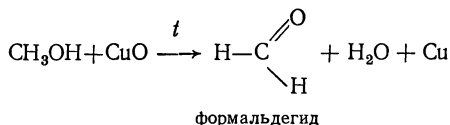




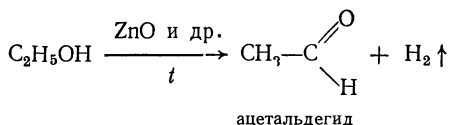
г) Спирты путем дегидратации и дегидрирования превращаются в диеновые углеводороды. На производстве очень важной является реакция превращения этанола в бутадиен:



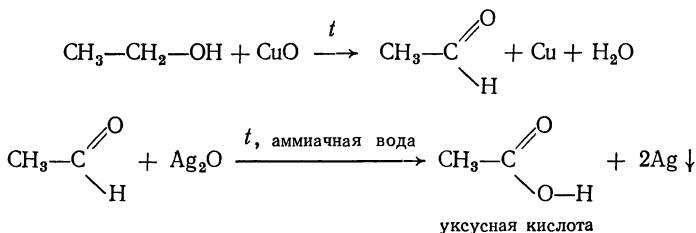
3. Спирты можно превратить в альдегиды, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры. а) При окислении первичных одноатомных спиртов образуются альдегиды:



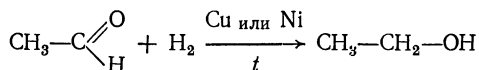
б) Альдегиды получают также путем дегидрирования спиртов:



в) Спирты последовательным окислением превращают в карбоновые кислоты:



4. Альдегиды можно превратить в спирты:

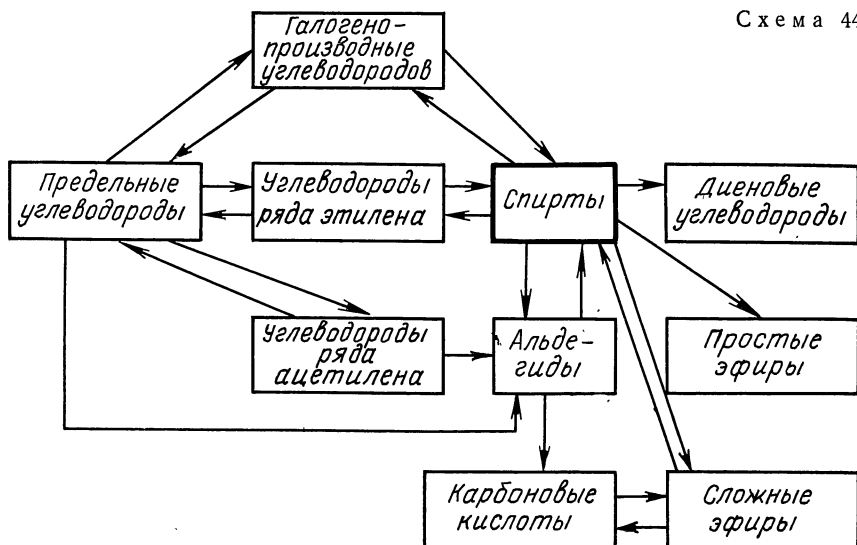


Генетическая связь одноатомных предельных спиртов показана на схеме 44.

Выполните упражнения 15 и 16 (с. 391—392).

#### Вопросы и упражнения

1. Какие вещества называются спиртами и как их классифицируют? К каким спиртам относятся этанол и этандиол-1,2? Напишите их структурные формулы.



2. Поясните, как на основе экспериментальных данных можно вывести молекулярные и структурные формулы спиртов.

3. Составьте электронные формулы метанола, этанола и воды. Поясните, как при перекрывании соответствующих электронных облаков образуются химические связи в молекуле воды и гидроксогруппе спиртов.

4. Один из атомов водорода в молекулах одноатомных спиртов является более подвижным. При помощи схемы поясните почему.

5. Какие виды изомерии характерны для спиртов? Ответ поясните соответствующими структурными формулами.

6. Составьте структурные формулы для всех одноатомных спиртов, молекулярная формула которых  $C_5H_{11}OH$ . Напишите их названия.

7. Как из пропана можно получить пропанол-1? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Как на производстве получают этанол и метанол? Напишите уравнения соответствующих реакций.

9. Охарактеризуйте физические свойства спиртов.

10. Что такое водородная связь и как можно объяснить ее образование?

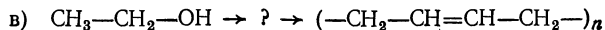
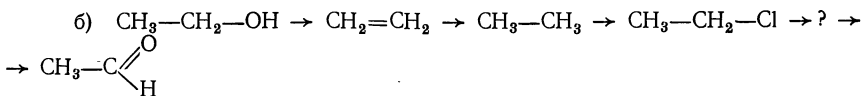
11. Как объяснить, что температура кипения спиртов намного выше, чем у соответствующих углеводородов?

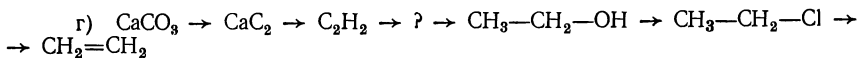
12. Охарактеризуйте химические свойства спиртов. Напишите уравнения соответствующих реакций.

13. Напишите уравнения реакций, при помощи которых пропанол-1 можно превратить в пропанол-2.

14. Какое применение имеют метанол и этанол?

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





16. Составьте конспект ответа, характеризующего метанол, этанол и пропанол-1 (см. с. 45).

### Решите задачи

1. Какой объем воздуха необходим для сжигания 1 л метанола ( $\rho = 0,80 \text{ г/см}^3$ , в воздухе 21% кислорода)?

2. Оксид углерода (IV), который образовался при сбраживании 100 г раствора глюкозы, пропустили через гидроксид кальция. Образовалось 10 г карбоната кальция. Вычислите процентную концентрацию раствора глюкозы.

3. Сколько литров 96-процентного этанола ( $\rho = 0,80 \text{ г/см}^3$ ) можно получить из 1000 м<sup>3</sup> этилена (н.у.)?

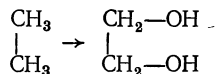
4. Чтобы сжечь водород, который выделился при взаимодействии пропанола-1 с металлическим натрием, потребовалось 10 л воздуха. Вычислите, сколько граммов пропанола прореагировало.

## § 2. МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

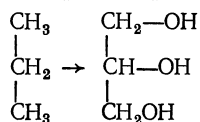
*К многоатомным спиртам относятся органические соединения, в молекулах которых содержатся несколько гидроксогрупп, соединенных с углеводородным радикалом.*

Формулы многоатомных спиртов, как и одноатомных, можно вывести из формул соответствующих углеводов, заменяя в них атомы водорода гидроксогруппами.

Если, например, в формуле молекулы этана гидроксогруппами замещены два атома водорода (у каждого атома углерода по одному), то получится формула молекулы двухатомного спирта этандиола-1,2 (этиленгликоль):

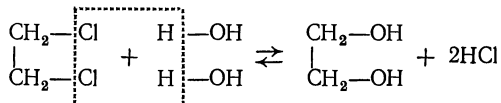


Подобным образом из формулы пропана можно вывести формулу трехатомного спирта пропантриола-1,2,3 (глицерин):



Эти многоатомные спирты имеют большое практическое значение.

**Получение.** Нам уже известно, что этандиол-1,2 образуется при окислении этилена перманганатом калия (с. 341). Этандинол-1,2 и пропантриол-1,2,3 можно получить также из галогенопроизводных соответствующих углеводов:

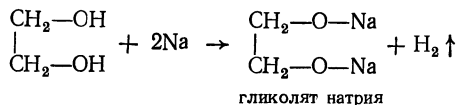


Чтобы сдвинуть равновесие реакции вправо, образующуюся соляную кислоту нейтрализуют щелочью.

Пропантриол-1,2,3 на производстве получают из пропилена, который образуется при крекинге нефти. Его получают также из жиров (с. 426).

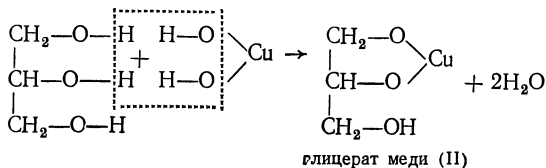
**Физические свойства.** Этандиол-1,2 и пропантриол-1,2,3 — бесцветные сиропообразные жидкости сладковатого вкуса. Они хорошо растворяются в воде и в этаноле. Этандиол-1,2 кипит при температуре 197,6°C, пропантриол-1,2,3 — при 290°C.

**Химические свойства** этандиола-1,2 и пропантриола-1,2,3 сходны с химическими свойствами одноатомных спиртов. Так, например, *многоатомные спирты реагируют с активными металлами:*



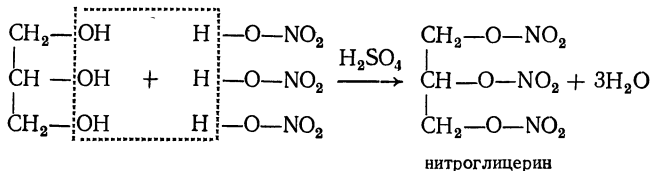
Подобно одноатомным спиртам они реагируют с галогеноводородами.

Для многоатомных спиртов характерны и некоторые специфические химические свойства. Так, например, если к свежеприготовленному гидроксиду меди (II) в присутствии щелочи приливают глицерин и смесь встряхивают, то осадок растворяется и образуется раствор ярко-синего цвета — глицерат меди (II). Это качественная реакция на глицерин. Упрощенно уравнение этой реакции можно изобразить так:



Данная реакция показывает, что многоатомные спирты обладают *слабыми кислотными свойствами*. Накопление гидроксогрупп в их молекулах придает большую подвижность атомам водорода по сравнению с одноатомными спиртами. Это результат взаимного влияния гидроксогрупп друг на друга.

Глицерин взаимодействует с азотной кислотой, в результате образуется нитроглицерин — сложный эфир азотной кислоты и глицерина<sup>1</sup>:



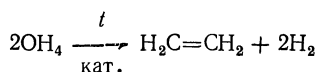
<sup>1</sup> Название «нитроглицерин» историческое и не соответствует строению молекулы этого вещества (с. 447).

**Применение.** *Этандиол-1,2* применяют для приготовления *антифризов* — не замерзающих жидкостей, используемых в радиаторах автомобилей в зимних условиях. 36,4-процентный водный раствор этандиола-1,2 замерзает при  $-20^{\circ}\text{C}$ , 52,6-процентный — при  $40^{\circ}\text{C}$ , а 66-процентный только при  $-60^{\circ}\text{C}$ .

Этандиол-1,2 применяют также для синтеза некоторых органических соединений. Так, например, его используют для синтеза высокомолекулярного вещества — ценного синтетического волокна лавсана. Этандиол-1,2 идет также на производство взрывчатых веществ.

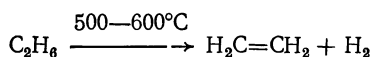
*Пропантриол-1,2,3* применяют для получения нитроглицерина и антифризов. Кроме того, глицерин используется в парфюмерии и в медицине для изготовления мазей, смягчающих кожу, в кожевенном производстве (для предохранения от высыхания), в текстильной промышленности (для придания тканям мягкости и эластичности) и т. д. В медицине 1-процентный раствор *нитроглицерина* в спирте служит в качестве одного из средств, расширяющих кровеносные сосуды.

**Генетическая связь двухатомных спиртов с другими классами органических веществ.** 1. *Предельные углеводороды можно превратить в непредельные и из них получить многоатомные спирты.* а) Например, метан путем дегидрирования превращается в этилен:



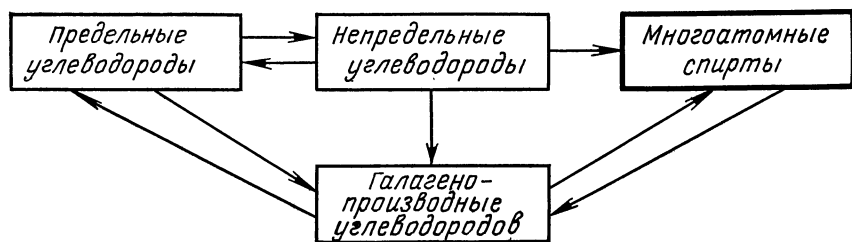
Затем этилен под действием перманганата калия превращается в этандиол-1,2 (с. 341).

б) Путем дегидрирования этана получают этилен:



Генетическая связь двухатомных спиртов с другими классами органических соединений показана на схеме 45.

С х е м а 45



### Вопросы и упражнения

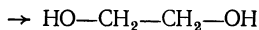
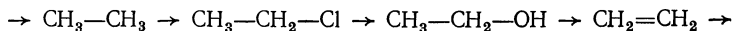
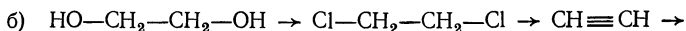
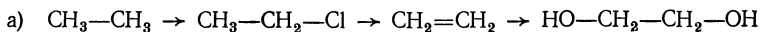
1. Какие соединения называются многоатомными спиртами? Напишите молекулярную, структурную и электронную формулы бутантриола-1,2,4.

2. Как можно получить этандиол-1,2 и пропантриол-1,2,3? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3. Охарактеризуйте физические и химические свойства этандиола-1,2 и пропантриола-1,2,3. Напишите уравнения соответствующих реакций и перечислите одинаковые и различные свойства одноатомных и многоатомных спиртов.

4. Для каких целей применяют этандиол-1,2 и пропантриол-1,2,3?

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



6. Составьте конспект ответа, характеризующего этандиол-1,2 и пропантриол-1,2,3 (см. с. 45).

### Решите задачи

1. Какой объем газа выделился, если на 3,6 г пропантриола-1,2,3 подействовали металлическим натрием, взятым в избытке (н. у.)?

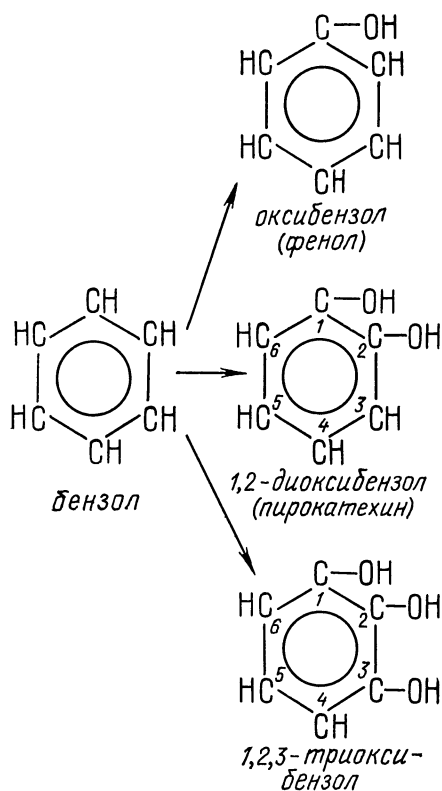
2. Сколько этандиола-1,2 можно получить из 108 м<sup>3</sup> этилена, если известно, что выход его составляет 78% по сравнению с теоретическим?

3. При действии избытка металлического натрия на смесь, содержащую 6,2 г этандиола-1,2 и неизвестное количество пропантриола-1,2,3, выделилось 5,6 л водорода (н. у.). Вычислите состав смеси в процентах.

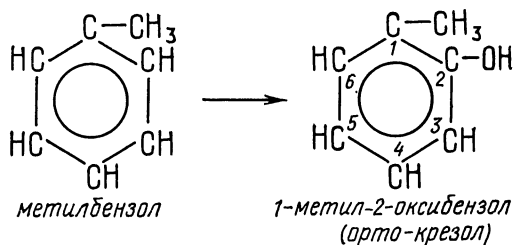
## Глава VIII. ФЕНОЛЫ И АРОМАТИЧЕСКИЕ СПИРТЫ

*К фенолам относятся производные ароматических углеводов, в молекулах которых гидроксогруппы связаны с бензольным ядром. Например, из формулы бензола можно вывести формулы как одноатомных, так и многоатомных гидроксопроизводных:*



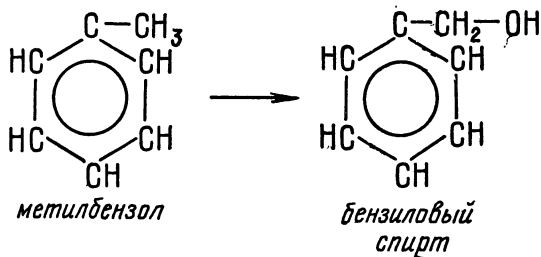


Из формулы метилбензола (толуола) тоже можно вывести формулы веществ, которые относятся к фенолам:



*Гидроксопроизводные ароматических углеводородов, содержащие функциональные группы в боковой цепи, относятся к ароматическим спиртам.*

Так, например, из формулы метилбензола можно вывести формулу ароматического спирта (бензильового спирта):



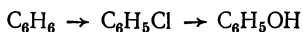
Ароматические спирты по своим химическим свойствам сходны с одноатомными предельными спиртами.

Практическое значение имеет оксибензол (фенол).

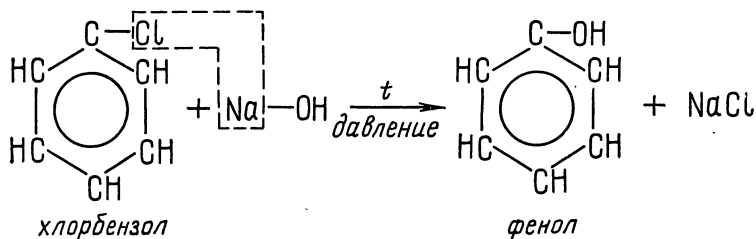
## ФЕНОЛ

**Строение молекулы.** В состав молекулы фенола входит бензольное ядро (с. 359). В отличие от радикалов предельных углеводородов ( $\text{CH}_3-$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5-$  и т. д.) фенилрадикал  $\text{C}_6\text{H}_5-$  обладает свойством несколько оттягивать к себе электроны кислородного атома гидроксогруппы. Поэтому в молекуле фенола химическая связь между атомами кислорода и водорода становится более полярной, а водородный атом более подвижен и реакционноспособен.

**Получение.** Вам уже известно, что фенол выделяют из каменноугольной смолы. Однако потребность в феноле настолько велика, что этого источника оказывается далеко не достаточно. Разработаны *синтетические методы получения фенола*. Один из них осуществляется по схеме:



Атом галогена с бензольным ядром связан более прочно, чем с радикалами предельных углеводородов, поэтому для их замещения на гидроксогруппу требуются более жесткие условия:



Но этот способ экономически относительно дорогой. Был разработан более дешевый способ получения фенола из бензола.

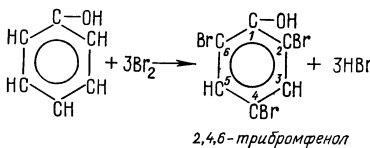
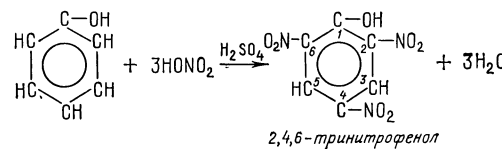
Ответьте на вопросы 1—3 (с. 401).

**Физические свойства.** Фенол — бесцветное, кристаллическое вещество с характерным запахом. Его температура плавления 40,9°C. В холодной воде он мало растворим, но уже при 70°C растворяется в любых отношениях. *Фенол ядовит!*

**Химические свойства** фенола обусловлены наличием в его молекуле гидроксогруппы и бензольного ядра, которые взаимно влияют друг на друга. Наличие гидроксогруппы *предопределяет сходство фенола со спиртами* (табл. 74). Влияние бензольного ядра на гидроксогруппу обуславливает большую подвижность ее водородного атома. Поэтому фенол в отличие от спиртов реагирует со щелочами (табл. 74), т. е. *обладает свойствами слабых кислот*. Фенол иногда называют *карболовой кислотой*.

Влияние гидроксогруппы на бензольное кольцо *придает атомам водорода в положении 2,4,6 большую подвижность*. Важнейшие химические свойства фенолов рассмотрены в таблице 74.

Таблица 74

Химические свойства фенолов, обусловленные	
гидроксогруппой	бензольным ядром
<p>1. Свойств, сходное со свойствами спиртов:</p> $2\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2 \uparrow$ <p>фенолят натрия</p> <p>2. Свойство, отличающееся от свойств спиртов:</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O}$	<p>1. Реакция бромирования:</p>  <p>2,4,6-трибромфенол</p> <p>2. Реакция нитрования:</p>  <p>2,4,6-тринитрофенол</p>

Для фенола характерна цветная реакция с хлоридом железа (III) (фиолетовое окрашивание). Ее используют для качественного определения фенола.

Ответьте на вопросы 4—6 (с. 401). Решите задачи 1—3 (с. 402).

**Применение.** Фенол применяют для производства фенолформальдегидных пластмасс, красителей, лекарств, взрывчатых веществ и других продуктов (рис. 158). Раствор фенола в воде используют в целях дезинфекции.

*Тринитрофенол* (пикриновая кислота) идет на получение взрывчатых веществ (пикратов — солей пикриновой кислоты). Его используют также при лечении ожогов.

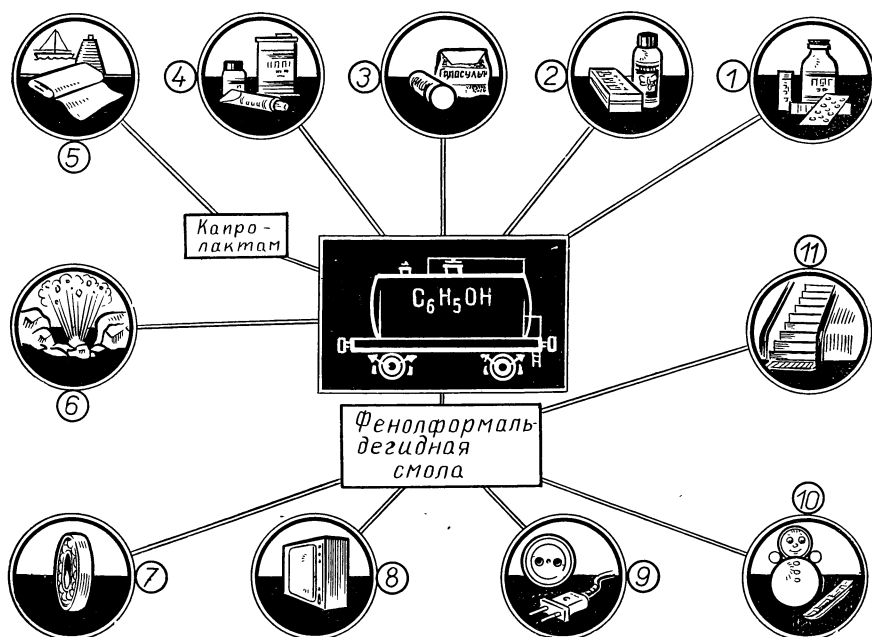
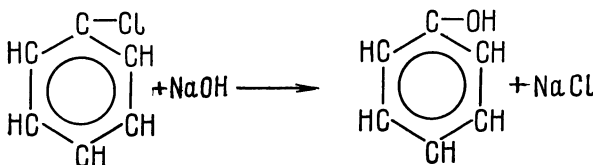
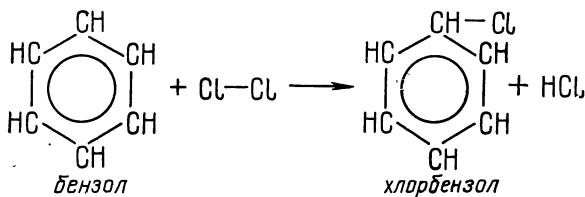
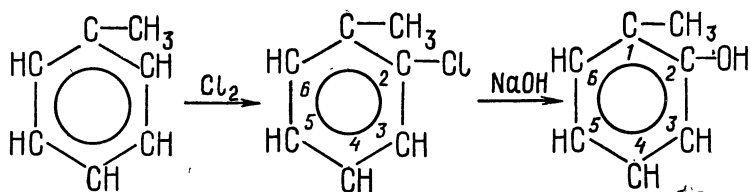


Рис. 158. Применение фенола:

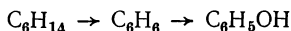
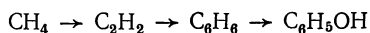
получение лекарств (1); веществ для дезинфекции (2); фотореактивов (3); красителей (4); капрола (5); взрывчатых веществ (6); текстолита (7); гетинакса (8); карболита (9); стеклотекстолита (10); волокнита (11).

**Генетическая связь фенолов с другими классами органических веществ.** 1. Из бензола можно получить оксибензол (фенол), а из метилбензола — 1-метил-2-оксибензол (орто-крезол):



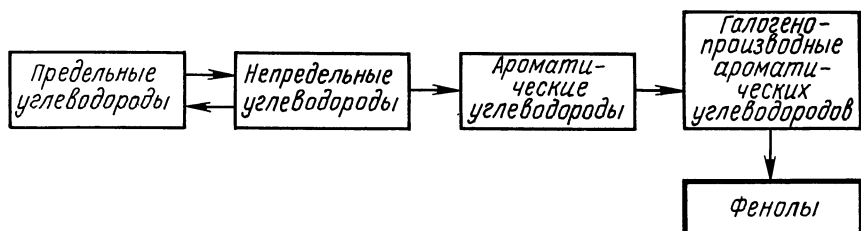


2. Фенолы можно получить из предельных и непредельных углеводов:



Генетическая связь фенолов с другими классами органических соединений показана на схеме 46.

Схема 46



Выполните упражнения 7 и 8 (с. 402).

### Лабораторные опыты

**Вытеснение водорода из этилового спирта натрием** (количественный опыт). Подготовьте аппаратуру, как показано на рисунке 159. В колбу поместите 2,3 г натрия в виде маленьких кусочков. В бюретку налейте безводный спирт и отметьте его уровень. Затем осторожно откройте кран, чтобы спирт по каплям стекал в колбу (0,1 моль или 5,75 мл). В конце реакции колбу осторожно подогрейте.

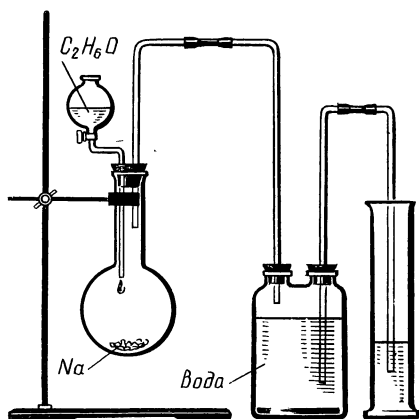


Рис. 159. Вытеснение водорода из этилового спирта натрием.

Выделяется водород, который вытесняет воду из мерного цилиндра. В нормальных условиях из 4,6 г (5,75 мл) безводного этилового спирта выделяется примерно 1,12 л водорода. Это означает, что натрий из одного моля этилового спирта (46г) вытесняет 11,2 л, т. е. 0,5 моль водорода. Следовательно, один атом натрия вытесняет из каждой молекулы этилового спирта только один атом водорода.

**Задание.** На основании опыта сделайте вывод, какова должна быть структурная формула этилового спирта. Напишите уравнение данной реакции.

**Взаимодействие глицерина с натрием.** 1. В пробирку с 1—2 мл глице-

рина поместите очищенный кусочек натрия величиной с 1—2 спичечных головок. Пробирку слегка нагрейте. Вначале реакция протекает медленно, но затем более энергично. Выделяется газ.

2. Газ подожгите. Он сгорает со свистом или медленно почти незаметным, несветящимся пламенем.

**Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II).** В пробирку налейте 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте немного раствора сульфата меди (II) до выпадения осадка.

К осадку прилейте глицерин и взболтайте. Студенистый осадок гидроксида меди (II) растворяется, и образуется раствор темно-синего цвета.

**Задания.** 1. При помощи каких опытов можно доказать, что глицерин имеет свойства, сходные со свойствами одноатомных спиртов? 2. Какая реакция характерна для глицерина и других многоатомных спиртов? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Взаимодействие фенола с натрием и гидроксидом натрия.** 1. Всыпьте в пробирку 1 см<sup>3</sup> измельченного фенола и подогрейте его. Затем в ту же пробирку поместите очищенный кусочек натрия величиной 1—2 спичечных головок. При реакции выделяется газ.

2. Газ подожгите. Он сгорает со свистом или медленно почти незаметным пламенем.

3. Поместите в пробирку немного фенола и прилейте 4—5 мл воды. Содержимое пробирки встряхните. Образуется взвесь. Прибавьте к ней немного раствора гидроксида натрия и взболтайте. Раствор становится прозрачным.

**Задание.** На основе проделанных опытов поясните, какими общими и отличительными свойствами обладает фенол по сравнению со спиртами. Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Вытеснение фенола из фенолята натрия кислотами.** Полученный в предыдущем опыте прозрачный раствор фенолята натрия разлейте в две пробирки. К раствору в одной из пробирок прилейте немного соляной кислоты, а через раствор во второй пробирке пропустите избыток оксида углерода (IV). В обеих пробирках происходит помутнение.

**Задание.** Почему появляется взвесь, если к прозрачному раствору фенолята натрия добавить раствор кислоты или пропустить через него избыток оксида углерода (IV)? Составьте уравнения соответствующих реакций. Основываясь на ряде вытеснения кислот из солей (с. 80), ответьте, какая из кислот является более сильной — угольная или карболовая?

**Взаимодействие фенола с бромной водой.** Влейте в пробирку 1—2 мл прозрачного раствора фенола (очень небольшой концентрации) и прилейте к нему концентрированную бромную воду. Появляется белая взвесь.

**Задание.** Какие вещества образуются при взаимодействии фенола с бромом? Напишите уравнение соответствующей реакции.

### **Вопросы и упражнения**

1. Какие вещества относятся к фенолам и какие — к ароматическим спиртам? Изобразите структурные формулы двух-трех представителей, принадлежащих: а) к фенолам; б) к ароматическим спиртам.

2. Составьте электронную формулу фенола и поясните, почему атом водорода в гидроксогруппе более подвижный, чем в молекулах одноатомных спиртов.

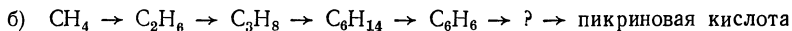
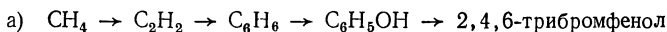
3. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно получить фенол.

4. В результате каких опытов можно убедиться, что в молекуле фенола группы атомов (гидроксогруппа и бензольное ядро) взаимно влияют друг на друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Как из оксибензола можно получить 2,4,6-тринитрофенол и 2,4,6-трихлорфенол? Напишите уравнения этих реакций.

6. Почему мутнеет водный раствор фенолята натрия: а) если к нему добавляют соляную кислоту; б) если через него пропускают оксид углерода (IV)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

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



8. Составьте конспект ответа, характеризующего оксибензол и 1-метил-2-оксибензол (см. с. 45).

### Решите задачи

1. На раствор, содержащий 0,1 моль фенола, подействовали бромной водой, взятой в избытке. Какое вещество и сколько его образовалось?

2. Сожгли 4,7 г фенола и получившийся оксид углерода (IV) пропустили через раствор гидроксида кальция, взятого в избытке. Сколько граммов карбоната кальция образовалось?

3. Вычислите, сколько брома было в растворе, если при действии на него избытком фенола выпало 24 г осадка.

## Глава IX. АЛЬДЕГИДЫ

К кислородсодержащим соединениям относятся вещества, содержащие функциональную карбонильную группу  $\text{>C=O}$ . Они принадлежат к двум классам — альдегидам и кетонам.

С некоторыми альдегидами мы уже знакомы. Так, например, муравьиный альдегид, или формальдегид,  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$  образуется при окислении метанола, уксусный альдегид, или ацетальдегид,

$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$  при окислении этанола. В молекулах всех альдегидов карбонильная группа связана с углеводородным радикалом и атомом водорода:  $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$ , исключением является формальдегид, в молекуле которого карбонильная группа связана с двумя атомами водорода.

Из практики вам известен ацетон. Его химическое название—

диметилкетон  $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$ . У кетонов карбонильная группа

связана с двумя углеводородными радикалами (одинаковыми

или разными):  $\text{R}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}$  или  $\text{R}_1-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2$ .

Из соединений, содержащих карбонильную группу, наибольшее значение имеют альдегиды, поэтому ознакомимся с ними более подробно.

**Строение молекул.** Мы уже знаем, что для определения химической формулы органического вещества небольшое его количество сжигают и исследуют продукты сгорания. При исследовании продуктов сгорания формальдегида определили, что его молекулярная формула  $\text{CH}_2\text{O}$ . Согласно положениям теории строения

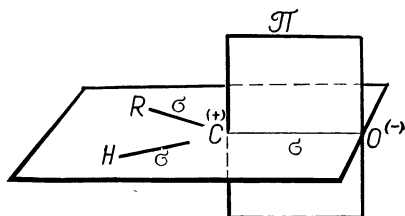
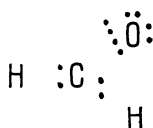


Рис. 160. Образование связей в молекуле формальдегида.

А. М. Бутлерова этой молекулярной формуле соответствует только одна структурная формула  $\text{H}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ . Учитывая электроотрицательность элементов (H, C, O, с. 119), приходим к выводу, что связи между атомами в молекуле формальдегида должны быть полярными. Поэтому его электронную формулу следует изображать так:

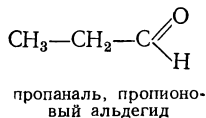
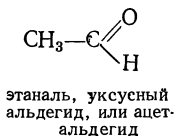
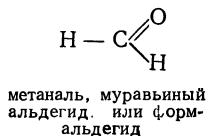


В молекуле формальдегида между атомами углерода и водорода существуют  $\sigma$ -связи, а между атомами углерода и кислорода — одна  $\sigma$ - и одна  $\pi$ -связь (рис. 160).

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 408). Решите задачу 1 (с. 409).

**Изомерия и номенклатура.** Для альдегидов характерна изомерия углеводородного радикала, с которым связана альдегидная группа. Радикал может быть либо с неразветвленной, либо с разветвленной цепью. Названия альдегидов производят от исторических названий соответствующих органических кислот, в которые они превращаются при окислении (муравьиный альдегид, уксусный альдегид, пропионовый альдегид и т. д.).

По международной номенклатуре названия альдегидов производят от названий соответствующих углеводородов с прибавлением суффикса **аль**, например:

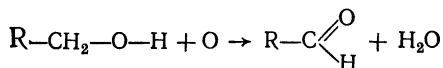


**Получение.** В лабораториях альдегиды получают окислением первичных спиртов. В качестве окислителей можно применять

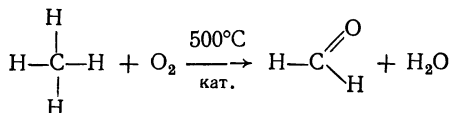


оксид меди (II), пероксид водорода и другие вещества, способные отдавать свой кислород.

В общем виде это можно показать так:

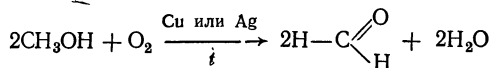


В промышленности альдегиды получают различными способами. Экономически наиболее выгодно получать формальдегид непосредственным окислением метана кислородом воздуха в специальном реакторе:



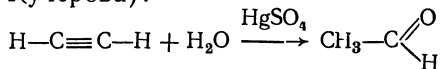
Чтобы формальдегид не успел окислиться, смесь метана с воздухом через зону реакции пропускают с большой скоростью.

Формальдегид в промышленности получают также окислением метанола, пропуская его пары вместе с воздухом через реактор с раскаленной медной или серебряной сеткой:

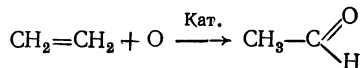


Однако этот способ экономически менее выгодный.

Уксусный альдегид в промышленности получают гидратацией ацетилена в присутствии солей ртути в качестве катализатора: (реакция М. Г. Кучерова):



Так как в этой реакции в качестве катализатора используются ядовитые вещества — соли ртути, то в последнее время разработан новый метод получения ацетальдегида. По этому методу пропускают смесь этилена с воздухом через водный раствор солей меди, железа и палладия. Упрощенно процесс можно изобразить так:

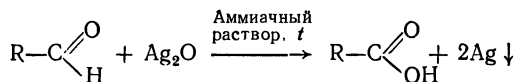


Ответьте на вопросы 3—6 (с. 408). Решите задачи 2 и 3 (с. 409).

**Физические свойства.** Формальдегид — бесцветный газ с резким запахом. Раствор формальдегида в воде (35—40%) называется формалином. Остальные члены ряда альдегидов жидкости, а высшие альдегиды — твердые вещества.

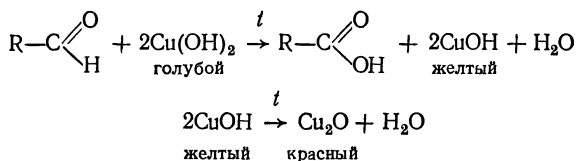
**Химические свойства.** Для альдегидов наиболее характерны реакции окисления и присоединения.

1. *Реакции окисления.* а) Качественной реакцией на альдегиды является *реакция серебряного зеркала*. Для ее осуществления в чистую пробирку наливают аммиачный раствор оксида серебра<sup>1</sup>, к нему добавляют раствор альдегида и нагревают:



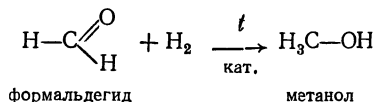
Восстановленное серебро оседает на стенках пробирки в виде блестящего налета, а альдегид окисляется в соответствующую органическую кислоту.

б) Другой характерной реакцией является окисление альдегидов гидроксидом меди (II). Если к голубому осадку гидроксида меди (II) прилить раствор альдегида и смесь нагреть, то сначала появляется желтый осадок гидроксида меди (I)  $\text{CuOH}$ , который при дальнейшем нагревании превращается в красный оксид меди (I)  $\text{Cu}_2\text{O}$ :



В этой реакции окислителем является медь со степенью окисления +2, которая восстанавливается до степени окисления +1.

2. *Реакции присоединения* обусловлены наличием в карбонильной группе  $\pi$ -связи, которая легко разрывается. По месту ее разрыва происходит присоединение атомов и атомных групп. Так, например, при пропускании смеси формальдегида с водородом над нагретым катализатором происходит восстановление формальдегида в метанол:



Аналогично присоединяют водород и другие альдегиды.

Ответьте на вопросы 7 и 8 (с. 408). Решите задачу 4 (с. 409).

**Применение.** Наибольшее применение имеют *формальдегид* и *уксусный альдегид*. Большие количества формальдегида используются для получения фенолформальдегидной смолы, которую получают в результате взаимодействия формальдегида с фенолом. Эту смолу используют для производства различных пластмасс.

<sup>1</sup>  $\text{Ag}_2\text{O}$  в воде практически не растворяется, но с аммиаком образует растворимое соединение  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ .

Пластмассы, изготовленные из фенолформальдегидной смолы в сочетании с различными наполнителями, называются фенопластами. При растворении фенолформальдегидной смолы в ацетоне или в спирте получают различные лаки.

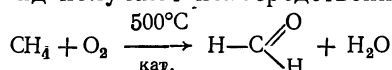
При взаимодействии формальдегида с карбамидом  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  получают карбамидную смолу, а из нее — аминопласты. Из этой пластмассы изготовляют микропористые материалы для нужд электротехники.

Формальдегид необходим также для производства некоторых лекарственных веществ и красителей.

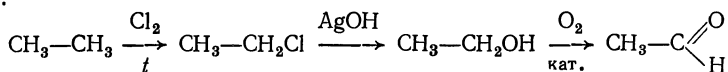
Широко применяется 40-процентный водный раствор формальдегида — *формалин*. Его использование основано на свойстве свертывать белки. Так, например, в кожевенном производстве дубящее действие формалина объясняется свертыванием белка, в результате чего кожа твердеет и не подвергается гниению. На этом же свойстве основано применение формалина для сохранения биологических препаратов. Иногда формалин используется в целях дезинфекции и протравливания семян.

Уксусный альдегид в основном идет на производство уксусной кислоты (с. 411) и этилового спирта.

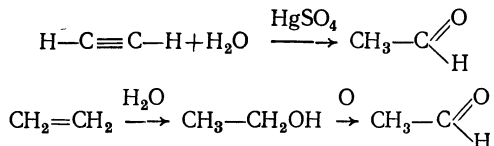
**Генетическая связь альдегидов с другими классами органических соединений.** 1. *Альдегиды можно получить непосредственно из предельных углеводов.* Так, например, в промышленности формальдегид получают непосредственно из метана:



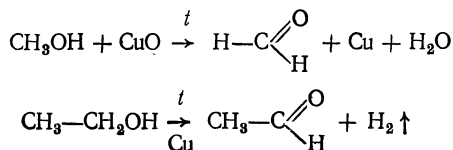
Из других предельных углеводов можно получить альдегиды в результате ряда последовательных превращений, например:



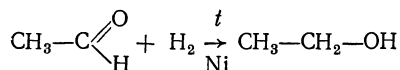
2. *Непредельные углеводороды можно превратить в альдегиды:*



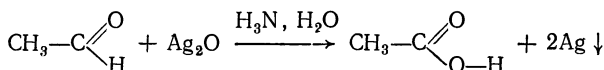
3. *Первичные одноатомные спирты можно превратить в альдегиды окислением и дегидрированием:*



4. Альдегиды могут быть превращены в спирты путем гидрирования:

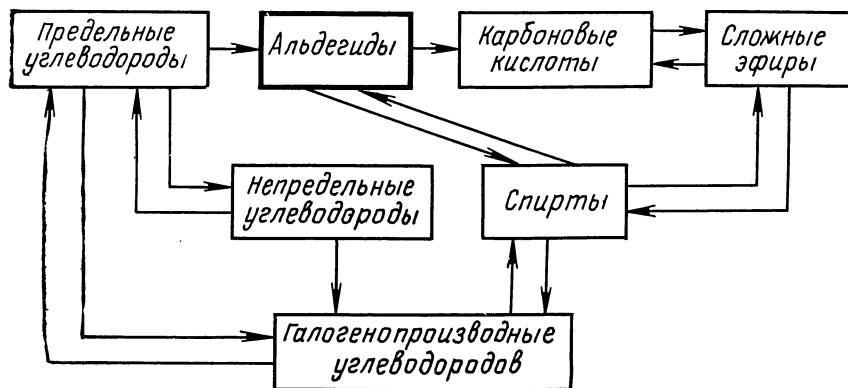


5. Альдегиды при окислении могут превратиться в карбоновые кислоты:



Генетическая связь альдегидов с другими классами органических соединений показана на схеме 47.

Схема 47



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 9—13 (с. 409).

### Лабораторные опыты

**Получение фенолформальдегидной смолы в присутствии кислоты.** 1. Поместите в пробирку 2,5 г кристаллического фенола, прилейте 5 мл формалина (40-процентного раствора формальдегида) и добавьте 6—10 капель раствора соляной (1 : 1) или серной (1 : 5) кислоты. Пробирку поместите на несколько минут в сосуд с горячей водой. Начинается реакция, и образуется взвесь.

2. Поместите пробирку в сосуд с водой. Образуются два слоя жидкости.

3. Слейте водный слой. Затем быстро вылейте смолу на лист бумаги или стекло. Она постепенно затвердевает, принимая светло-желтую окраску.

**Получение уксусного альдегида гидратацией ацетилена** (реакция М. Г. Кучерова). 1. Составьте прибор, как показано на рисунке 161. В первую колбу поместите несколько кусков карбида кальция и при помощи капельной воронки прилейте насыщенный раствор хлорида натрия. В целях очистки ацетилена от примесей (сероводорода) в склянку влейте раствор сульфата меди (II). Во вторую колбу влейте 7—10 мл холодной воды, осторожно добавьте 3—3,5 мл концентрированной серной кислоты и всыпьте 0,3—0,4 г оксида ртути (II)  $\text{HgO}$ . Образуется сульфат ртути (II).

Подачу воды в колбу регулируют так, чтобы ацетилен выделялся со скоростью один пузырек в 1—2 с. Через 8—10 мин прекратите пропускание газа. В склянке появляется черный осадок. Во второй колбе раствор постепенно мутнеет, а потом начинает светлеть.

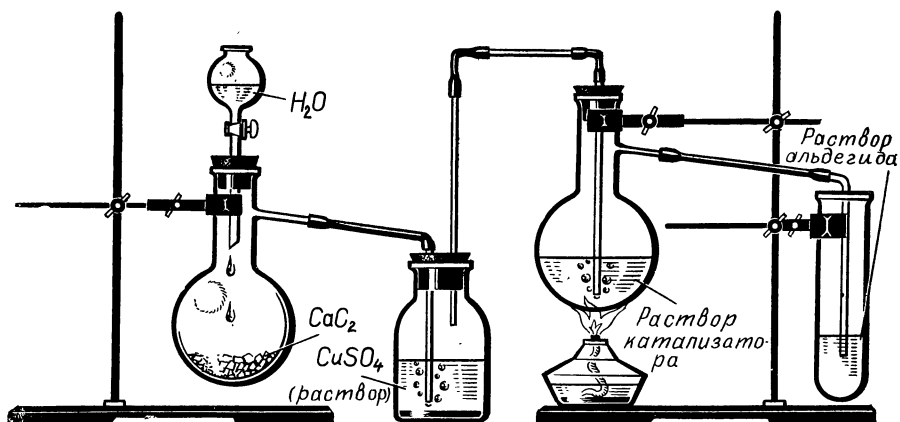


Рис. 161. Получение ацетальдегида гидратацией ацетилена.

2. Влейте в пробирку немного раствора из второй колбы и добавьте к нему аммиачный раствор оксида серебра. Смесь нагрейте в сосуде с горячей водой. На стенках пробирки образуется серебряное зеркало.

**Задание.** Почему в склянке появляется черный осадок? Какое вещество образуется во второй колбе? При помощи какой реакции можно доказать, что образовался альдегид? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Получение уксусного альдегида окислением этилового спирта.** В пробирку налейте не более 0,5—1 мл этилового спирта и погрузите в него раскаленную спираль из медной проволоочки. Появляется специфический запах, а медная проволоочка приобретает характерный для металлической меди блеск.

**Задание.** Какие вещества образуются в этом опыте? Напишите уравнения соответствующих реакций.

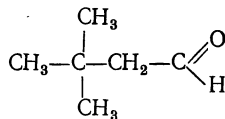
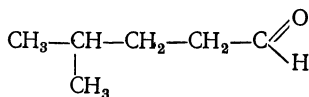
#### Вопросы и упражнения

1. Какие соединения относятся к альдегидам? Напишите общие формулы альдегидов и кетонов.

2. На основе представлений об электронных облаках поясните, каково строение функциональных групп альдегидов и чем оно отличается от строения функциональных групп спиртов.

3. Изобразите структурные формулы всех пентаналей и напишите их названия.

4. Напишите названия веществ, имеющих следующие структурные формулы:



5. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить альдегиды в лаборатории и в промышленности.

6. Составьте уравнения реакций окисления пропанола-1 и пропанола-2. В чем сходство и отличие строения молекул полученных продуктов?

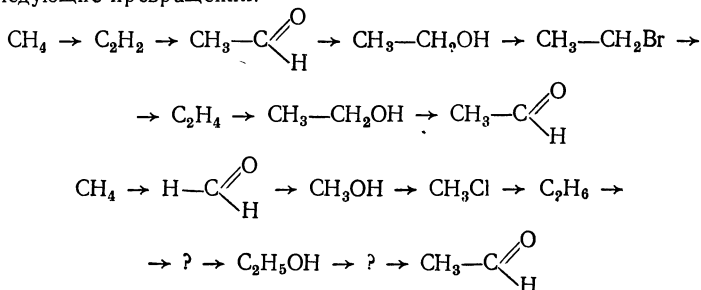
7. Как можно двумя способами доказать, что в данном растворе содержится альдегид? Составьте уравнения соответствующих реакций.

8. Основываясь на строении функциональной группы, поясните, почему для альдегидов характерны реакции присоединения.

9. Перечислите области применения важнейших альдегидов. На каких свойствах основано их использование?

10. Что такое фенопласты?

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



12. Напишите формулы и названия спиртов, альдегидов и кислот, которые можно вывести из формул метана, этана, пропана, *n*-бутана, *n*-пентана и гексана.

13. Составьте конспект ответа, характеризующего формальдегид и уксусный альдегид (см. с. 45).

#### Решите задачи

1. При сжигании 3,75 г органического вещества образуется 2,25 г водяных паров и 5,5 г оксида углерода (IV). Найдите молекулярную формулу и назовите это вещество, если известно, что плотность его паров по водороду 15.

2. Окислили 2 моль метанола и образовавшийся метаналь растворили в 200 г воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора формалина.

3. Какой объем воздуха потребуется для окисления метанола, если нужно получить 1 т 40-процентного раствора формалина (в воздухе 21% кислорода)?

4. При окислении ацетальдегида выделилось 2,7 г серебра. Вычислите, сколько ацетилен (по объему и массе) потребуется, чтобы получить нужное количество ацетальдегида (н. у.).

## Глава X. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

Карбоновые кислоты являются весьма распространенными органическими соединениями. Характерно, что уксусная кислота — это одна из первых кислот, которая была известна человеку. Уже в древние времена она была выделена из уксуса, а последний получался при скисании вина.

С карбоновыми кислотами мы уже встречались при изучении химических свойств альдегидов. В молекулах карбоновых кислот содержится характерная группировка атомов

$-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$  карбоксигруппа<sup>1</sup>. Так она названа потому, что состоит из карбонильной группы  $-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \end{array}$  и гидроксигруппы  $-\text{OH}$ .

<sup>1</sup> В химической литературе употребляется также термин «карбоксильная группа».

*Карбоновые кислоты — это органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксогрупп, соединенных с углеводородным радикалом или водородным атомом.*

Карбоновые кислоты классифицируют: а) в зависимости от числа карбоксогрупп в молекуле на *одноосновные, двухосновные и многоосновные*; б) в зависимости от строения радикала на *предельные, непредельные и ароматические*.

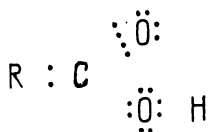
Вначале ознакомимся с одноосновными предельными карбоновыми кислотами.

## § 1. ОДНООСНОВНЫЕ ПРЕДЕЛЬНЫЕ КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ

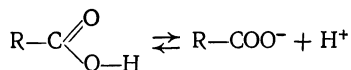
*К одноосновным карбоновым кислотам относятся органические вещества, в молекулах которых имеется одна карбоксогруппа, связанная с радикалом предельного углеводорода или с атомом водорода.*

Строение молекул карбоновых кислот можно установить теми же методами, которые рассмотрены при изучении альдегидов (с. 403).

Электронные формулы предельных одноосновных кислот следующие:

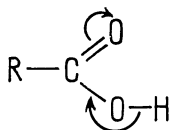


Атом водорода в гидроксогруппе карбоновых кислот гораздо более подвижен, чем в молекулах спиртов. Поэтому растворимые в воде карбоновые кислоты окрашивают лакмус в красный цвет, так как отщепляют ионы водорода:



Такое отличие свойств объясняется тем, что в спиртах гидроксогруппа связана с углеводородным радикалом, а в кислотах — с карбонильной группой. Ослабление связи между кислородом и водородом в гидроксогруппе объясняется разностью электроотрицательностей атомов углерода, кислорода и водорода (с. 119). Атом углерода карбонильной группы приобретает некоторый положительный заряд (электронная плотность сдвигается от него в сторону атома кислорода карбонильной группы). Этот атом углерода притягивает к себе электронное облако от атома кислорода гидроксогруппы. Компенсируя смещенную электронную плотность, атом кислорода оттягивает к себе электронное облако соседнего атома водорода. Вследствие этого связь между атомом кислорода и водорода в гидроксогруппе становится более полярной, и атом водорода приобретает большую подвижность.

Сдвиг электронов в карбоксигруппе можно изобразить следующей схемой:



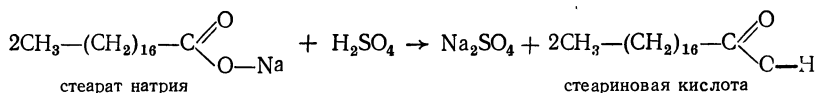
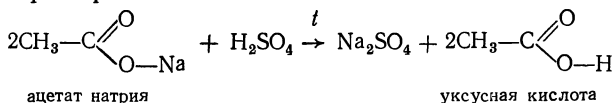
Ответьте на вопросы 1—3 (с. 421). Решите задачу 1 (с. 422).

**Изомерия и номенклатура.** Изомерия предельных одноосновных карбоновых кислот аналогична изомерии альдегидов (с. 403). Названия кислот образуются от названий соответствующих углеводородов с прибавлением слова «кислота», например: метановая кислота  $\text{H}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ , этановая кислота  $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ .

Часто употребляются исторически сложившиеся названия кислот (муравьиная, уксусная и т. д.).

**Нахождение в природе.** Муравьиная кислота содержится в муравьях, в крапиве и в хвое ели. Ожог крапивой — это результат раздражающего действия муравьиной кислоты. Бутановая (*n*-масляная) кислота содержится в прогоркшем масле, а пентановая (валериановая) кислота — в корнях валерьяны.

**Получение.** В лабораториях карбоновые кислоты можно получить из их солей, действуя на них серной кислотой при нагревании, например:



В промышленности карбоновые кислоты получают различными способами (табл. 75).

Ответьте на вопросы 4—7 (с. 421). Решите задачи 2 и 4 (с. 422—423).

**Физические свойства.** Низшие карбоновые кислоты — жидкости с острым запахом, хорошо растворимые в воде. С повышением молекулярной массы растворимость кислот в воде уменьшается, а температура кипения повышается. Высшие кислоты начиная с нонановой (пеларгоновой)  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$ , — твердые вещества, без запаха, нерастворимые в воде.

**Химические свойства.** Общие свойства карбоновых кислот аналогичны соответствующим свойствам неорганических кислот (табл. 76).

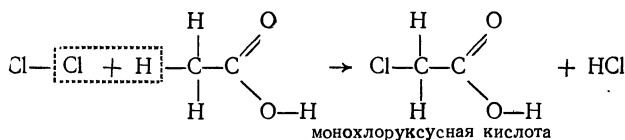
Кроме того, карбоновые кислоты обладают некоторыми специфическими свойствами, обусловленными наличием в их моле-



## Основные способы промышленного получения карбоновых кислот

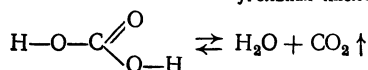
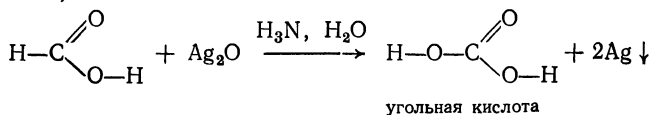
Методы получения карбоновых кислот окислением		
спиртов	альдегидов	углеводородов
$1) \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} + 2\text{O} \rightarrow \\   \\ \text{OH} \end{array}$ $\xrightarrow{\text{Кат.}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}-\text{C} + \text{H}_2\text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ $2) \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Ферменты}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{CH}_3-\text{C} + \text{H}_2\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}-\text{C} + \text{O} \xrightarrow{\text{Кат.}} \\   \\ \text{H} \end{array}$ $\rightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}-\text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$	$1) \text{CH}_4 + 3\text{O} \xrightarrow[\text{t}]{\text{Кат.}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{H}-\text{C} + \text{H}_2\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ $2) 2\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow[\text{Давление}]{\text{Кат.}} \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ 4\text{CH}_3-\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p>Данный метод является наиболее передовым. Его разработал советский ученый Н. М. Эмануэль. В этом процессе используется дешевый газ бутан.</p> $2) \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3 + 3\text{O} \xrightarrow[\text{t}]{\text{Кат.}}$ <p>метилбензол</p> $\rightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{C} + \text{H}_2\text{O} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ <p>Бензойная кислота</p>

кулах радикалов. Так, например, уксусная кислота реагирует с хлором:



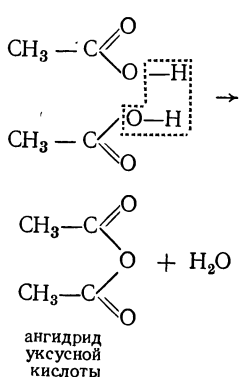
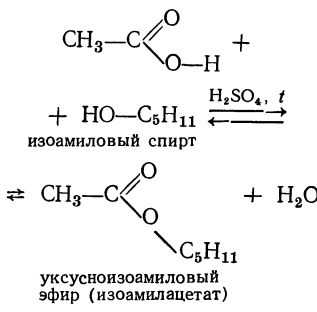
Муравьиная кислота по химическим свойствам несколько отличается от других карбоновых кислот:

1. Из-за особенности строения молекул муравьиная кислота подобно альдегидам *легко окисляется* (дает реакцию серебряного зеркала):



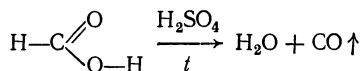
## Химические свойства кислот

Свойства кислот	Уравнения химических реакций, характерных для кислот	
	неорганических	органических
1. Молекулы кислот в водном растворе диссоциируют (отщепляют ионы $H^+$ )	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	$HC(=O)OH \rightleftharpoons H^+ + H-COO^-$
2. Кислоты реагируют с металлами	$2HCl + Mg^0 \rightarrow MgCl_2 + H_2^0 \uparrow$ $2H^+ + 2Cl^- + Mg^0 \rightarrow Mg^{2+} + 2Cl^- + H_2^0 \uparrow$ $Mg^0 + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2^0 \uparrow$	$2CH_3-C(=O)OH + Mg^0 \rightarrow (CH_3-COO)_2Mg + H_2^0 \uparrow$ ацетат магния $2CH_3COO^- + 2H^+ + Mg^0 \rightarrow 2CH_3COO^- + Mg^{2+} + H_2^0 \uparrow$ $Mg^0 + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2^0 \uparrow$
3. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами	$H_2SO_4 + MgO \rightarrow MgSO_4 + H_2O$ $2H^+ + SO_4^{2-} + MgO \rightarrow Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O$ $2H^+ + MgO \rightarrow Mg^{2+} + H_2O$ $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ $H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$ $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$	$2HCOOH + MgO \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2O$ формиат магния $2HCOO^- + 2H^+ + MgO \rightarrow 2HCOO^- + Mg^{2+} + H_2O$ $2H^+ + MgO \rightarrow Mg^{2+} + H_2O$ $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$ $CH_3COO^- + H^+ + Na^+ + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + Na^+ + H_2O$ $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
4. Кислоты реагируют с солями более слабых и летучих кислот	$2HCl + CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3$ $\downarrow \quad \downarrow$ $H_2O \quad CO_2 \uparrow$ $2H^+ + 2Cl^- + CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + H_2O + CO_2 \uparrow$ $2H^+ + CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2 \uparrow$	$2CH_3COOH + CaCO_3 \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2CO_3$ ацетат кальция $\downarrow \quad \downarrow$ $H_2O \quad CO_2 \uparrow$ $2CH_3COO^- + 2H^+ + CaCO_3 \rightarrow 2CH_3COO^- + Ca^{2+} + H_2O + CO_2 \uparrow$ $2H^+ + CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + H_2O + CO_2 \uparrow$

Свойства кислот	Уравнения химических реакций, характерных для кислот	
	неорганических	органических
5. Кислоты могут образовывать оксиды (или ангидриды) <sup>1</sup>	$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{SO}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	 <p>ангидрид уксусной кислоты</p>
6. Кислоты реагируют со спиртами	$\begin{array}{l} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} + \\ + \text{H} \text{O}-\text{SO}_2-\text{OH} \rightarrow \\ \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{O}-\text{SO}_2\text{OH} + \\ + \text{H}_2\text{O} \end{array}$ <p>сложный эфир этилового спирта и серной кислоты (кислый)</p>	 <p>уксусноизоамиловый эфир (изоамилацетат)</p>

<sup>1</sup> Вещества, которые образуются при отщеплении воды от органических кислот, называются ангидридами.

2. При нагревании с концентрированной серной кислотой муравьиная кислота отщепляет воду, и образуется оксид углерода (II):



Эта реакция иногда используется для получения оксида углерода (II) в лаборатории (с. 239).

Ответьте на вопросы 8—10 (с. 422), Решите задачи 3 и 5 (с. 423).

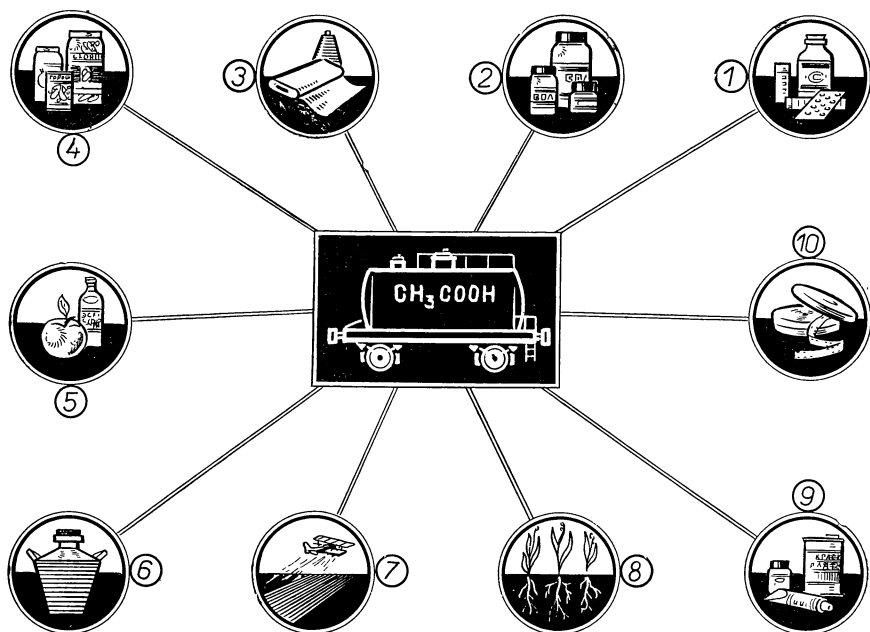


Рис. 162. Применение уксусной кислоты:

получение лекарств (1); солей (2); ацетатного шелка (3); для консервирования и приправа к пище (4); получение фруктовых эссенций (5); растворителей для лаков (6); средств для борьбы с насекомыми и болезнями растений (7); стимуляторов роста растений (8); красителей для тканей (9); киноплёнки (10).

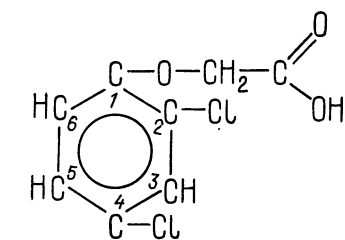
**Применение.** *Муравьиная кислота* применяется в технике в качестве сильного восстановителя. Ее 1,25-процентный раствор в спирте (муравьиный спирт) применяется в медицине. Сложные эфиры муравьиной кислоты используются в качестве растворителей и душистых веществ.

Наибольшее применение имеет *уксусная кислота* (рис. 162). Ее используют для синтеза красителей (например, индиго), медикаментов (например, аспирина), сложных эфиров, уксусного ангидрида, монохлоруксусной кислоты и т. д. Большие ее количества используются для производства ацетатного волокна (с. 441), негорючей киноплёнки, органического стекла, пропускающего ультрафиолетовые лучи. Широко используются ее соли — ацетаты. Ацетат свинца (II) применяется для изготовления свинцовых белил и свинцовой примочки в медицине, ацетаты железа (III) и алюминия — в качестве протрав при крашении тканей, ацетат меди (II) — для борьбы с вредителями растений.

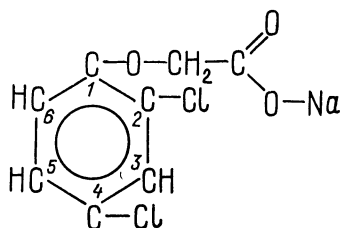
3—8-процентный водный раствор уксусной кислоты — уксус — вкусовое и консервирующее средство.

Некоторые соединения, при получении которых используется уксусная кислота, например натриевая соль 2,4-дихлорфенокси-

уксусной кислоты<sup>1</sup>, являются гербицидами (от лат. herba — трава, саedo — убиваю) — средством для борьбы с сорняками:



2,4-дихлорфеноксиуксусная кислота



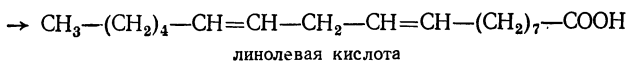
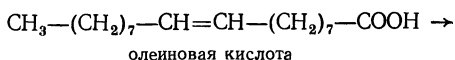
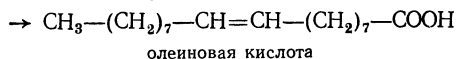
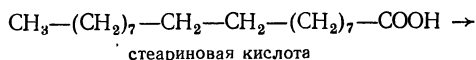
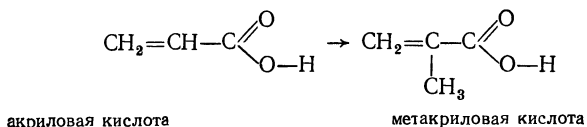
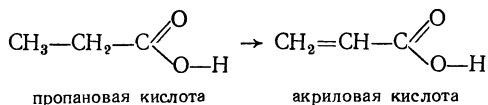
натриевая соль 2,4-дихлорфеноксиуксусной кислоты

Натриевые и калиевые соли высших карбоновых кислот — основные составные части мыла (табл. 77).

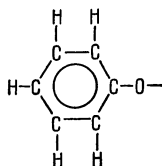
Ответьте на вопросы 11—13 (с. 422).

## § 2. КРАТКИЕ СВЕДЕНИЯ О НЕПРЕДЕЛЬНЫХ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТАХ

Подобно тому как от формул предельных углеводородов можно вывести формулы непредельных углеводородов, от формул предельных карбоновых кислот можно вывести формулы непредельных кислот:



<sup>1</sup> Сочетание радикала фенила с атомом кислорода называется феноксигруппой.



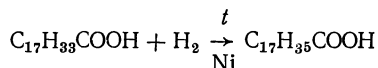


Олеиновая и линолевая кислоты в виде сложных эфиров глицерина входят в состав растительных жиров.

*Непредельные карбоновые кислоты обладают свойствами кислот и непредельных углеводов:*

1) Как кислоты они *реагируют с основаниями, спиртами* и т. д. В этих реакциях образуются соли и сложные эфиры.

2) Как непредельные соединения они *участвуют в реакциях присоединения, полимеризации и окисления*. Например, олеиновая кислота обесцвечивает бромную воду. При взаимодействии с водородом она превращается в стеариновую кислоту:



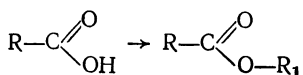
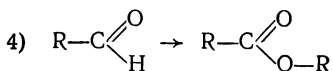
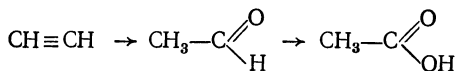
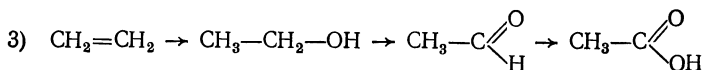
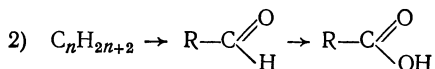
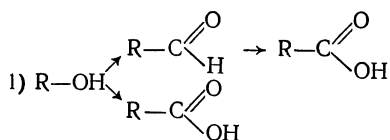
Это свойство используется для превращения растительных масел в твердые жиры.

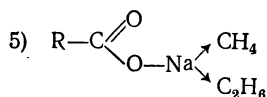
Способность непредельных кислот окисляться используется при варке олифы из льняного и конопляного масла, в состав которых входят олеиновая и линолевая кислоты в виде сложных эфиров.

Способность непредельных кислот и их производных к полимеризации используется для получения высокомолекулярных соединений. Так, например, при полимеризации сложного эфира, образованного метакриловой кислотой и метанолом, образуется ценная пластмасса — полиметилметакрилат.

Ответьте на вопросы 14—17 (с. 422).

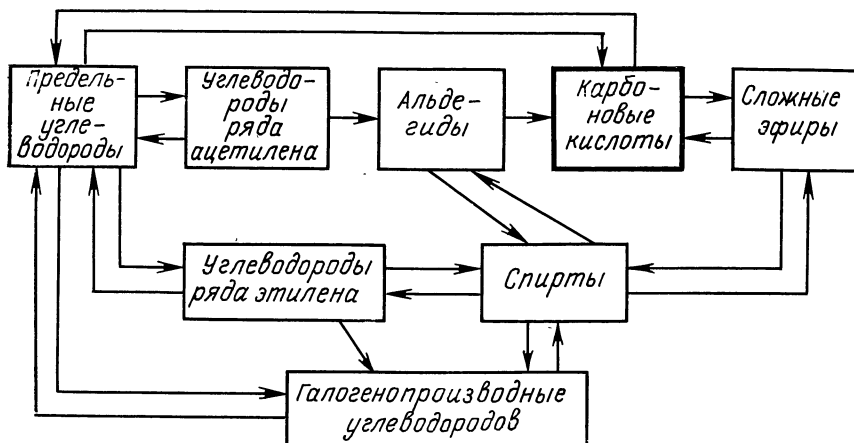
**Генетическая связь карбоновых кислот с другими классами органических соединений:**





Генетическая связь карбоновых кислот показана на схеме 48.

Схема 48



### Лабораторные опыты

**Взаимодействие уксусной кислоты с некоторыми металлами.** В две пробирки влейте по 1 мл раствора уксусной кислоты. В одну пробирку всыпьте немного стружек магния, а во вторую несколько гранул цинка. В первой пробирке происходит бурная реакция, а во второй реакция протекает спокойно (иногда начинается только при нагревании). В обеих пробирках образуется газ, который при поджигании сгорает со свистом или тихо, несветящимся пламенем.

**Задание.** Как раствор уксусной кислоты реагирует с магнием и цинком? Сравните скорость этих реакций и напишите уравнения в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

**Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.** Влейте в пробирку 1—1,5 мл раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. При добавлении раствора уксусной кислоты происходит обесцвечивание.

**Взаимодействие уксусной кислоты со спиртами.** 1. В две пробирки влейте по 2 мл раствора уксусной кислоты. В одну из них прилейте 2 мл этилового спирта, а в другую 2 мл изоамилового спирта. Затем в обе пробирки осторожно добавьте по 1 мл концентрированной серной кислоты. Пробирки закройте пробками с длинными стеклянными трубками — холодильниками. Смесь осторожно подогрейте. В пробирках образуются вещества с приятным запахом.

2. Жидкости из каждой пробирки налейте в два сосуда с насыщенным раствором хлорида натрия. Происходит расслоение. В верхнем слое собираются вещества с приятным запахом.

**Задания.** 1. Какие свойства уксусной кислоты сходны со свойствами минеральных кислот? 2. Какие вещества образуются при взаимодействии уксусной кислоты с основаниями? При помощи каких опытов это можно доказать? 3. Какие вещества образуются при взаимодействии уксусной кислоты со спиртами? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Окисление муравьиной кислоты оксидом серебра.** В чистую пробирку



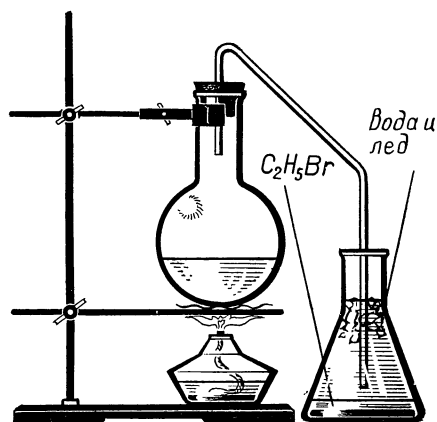


Рис. 163. Синтез бромэтана.

влейте 2 мл свежеприготовленного 2-процентного раствора нитрата серебра и добавьте по каплям раствор аммиака (25-процентный раствор, разбавленный десятью объемами дистиллированной воды) до растворения появившегося осадка. Затем добавьте несколько капель муравьиной кислоты и пробирку со смесью нагрейте в колбе с горячей водой. На стенках пробирки образуется серебряное зеркало.

**Задание.** Почему для муравьиной кислоты характерна реакция серебряного зеркала, а другие карбоновые кислоты не обладают таким свойством? Напишите уравнение соответствующей реакции.

**Взаимодействие стеариновой и олеиновой кислот со щелочами.**

1. В одну пробирку поместите немного стеариновой кислоты, а в другую влейте 1—2 мл олеиновой кислоты. В обе пробирки добавьте по 2—3 мл дистиллированной воды и встряхните. Кислоты в воде не растворяются.

2. Добавьте к кислотам по 2—3 мл 20-процентного раствора гидроксида натрия, встряхните смесь и подогрейте. Обе кислоты в присутствии гидроксида натрия растворяются.

3. Немного полученных в последнем опыте растворов влейте в две пробирки, добавьте по 2—3 мл дистиллированной воды и встряхните. Образуется пена.

4. К полученным пенистым растворам добавьте по 1—2 мл известковой воды и встряхните. Выпадают хлопья нерастворимых веществ.

**Задание.** Какие вещества образуются при взаимодействии стеариновой и олеиновой кислот с гидроксидом натрия? Почему растворы этих веществ в дистиллированной воде образуют пену, а в присутствии гидроксида кальция — нерастворимые хлопья? Составьте уравнения соответствующих реакций.

**Отношение олеиновой кислоты к бромной воде и к раствору перманганата калия.** В две пробирки влейте по 1—2 мл олеиновой кислоты. В одну пробирку добавьте 1—2 мл бромной воды, а в другую столько же разбавленного раствора перманганата калия. Обе пробирки встряхните. Происходит обесцвечивание.

**Задание.** Почему при взаимодействии олеиновой кислоты с бромной водой и раствором перманганата калия происходит обесцвечивание? Напишите уравнение реакции взаимодействия брома с олеиновой кислотой.

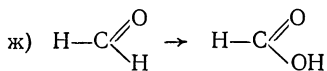
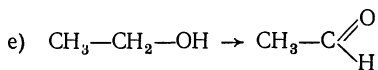
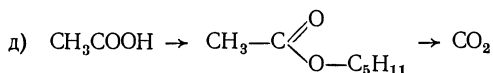
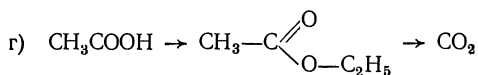
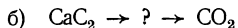
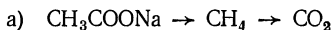
## Практическая работа 2

**Синтез бромэтана.** Составьте прибор по рисунку 163 и получите бромэтан при взаимодействии этилового спирта с бромоводородом. Для этого в колбу емкостью 50 мл осторожно налейте по 3 мл этанола и концентрированной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . После того как смесь остынет, добавьте по каплям 3 мл воды и внесите 5 г бромида калия или натрия, закройте колбу пробкой с холодильником, конец которого опустите в колбу со смесью льда и воды. Во время реакции следите за конденсацией паров бромэтана в холодильнике. После того как в приемник перестанут переходить маслянистые капли, нагревание прекратите.

Содержимое приемника вылейте в делительную воронку и дайте жидкости отстояться. Затем разделите нижний слой бромэтана, добавьте воду, взбол-

тайте и снова налейте в делительную воронку. После отстаивания вновь отделите бромэтан. Напишите уравнения соответствующих реакций. Полученный продукт взвесьте и вычислите выход продукта в процентах по сравнению с теоретическим.

**Решение экспериментальных задач.** 1. Осуществите практически реакции по следующим схемам:



2. В трех пробирках даны следующие вещества: а) гексан; б) бензол; в) раствор уксусной кислоты. Определите каждое из веществ.

3. Выданы четыре пробирки: а) с глицерином; б) с этиловым спиртом; в) с раствором фенолята натрия; г) с формалином. Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ.

4. Налейте в пробирку 2 мл этилового спирта, прилейте к нему 2 мл разбавленного раствора перманганата калия и добавьте несколько капель серной кислоты. Нагрейте смесь. Почему изменилась окраска раствора?

5. В трех пробирках даны следующие карбоновые кислоты: а) муравьиная; б) уксусная; в) олеиновая. Как различить эти вещества?

6. Даны образцы пластмасс: а) полиэтилен; б) поливинилхлорид. Опытным путем определите каждую из указанных пластмасс. Поясните, по каким признакам вы их определяете.

### Вопросы и упражнения

1. Какие соединения относятся к карбоновым кислотам и как их классифицируют? Приведите по одному примеру от каждого гомологического ряда.

2. Изобразите электронную формулу уксусной кислоты и поясните, как происходит перекрывание и сдвиг электронных облаков при образовании химических связей в карбоксигруппе.

3. Как изменяются свойства водородных атомов гидроксигрупп в ряду веществ: одноатомные спирты, многоатомные спирты, фенолы, карбоновые кислоты? Почему?

4. Какие две кислоты имеют общую молекулярную формулу  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ ? Назовите эти кислоты.

5. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить карбоновые кислоты: а) взаимодействием их солей с концентрированной серной кислотой; б) окислением альдегидов; в) окислением спиртов; г) каталитическим окислением предельных углеводородов.

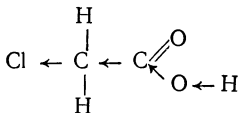
6. При крекинге нефти образуется этилен, который можно использовать для получения уксусной кислоты. Составьте уравнения соответствующих реакций.

7. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить

уксусную кислоту: а) из метана; б) из карбоната кальция и других необходимых для этого процесса веществ.

8. Карбоновые кислоты обладают общими свойствами всех кислот. Составьте соответствующие уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, взяв в качестве примера пропановую кислоту.

9. На схеме молекулы хлоруксусной кислоты указан сдвиг электронной плотности:



Как можно объяснить это явление? Какая из кислот — хлоруксусная  $\text{ClCH}_2 - \text{COOH}$  или уксусная  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$  — должна быть более сильной? Ответ мотивируйте.

10. Почему из всех карбоновых кислот только муравьиную кислоту можно использовать в качестве восстановителя?

11. Если на раствор обыкновенного мыла подействовать серной кислотой, то на поверхность всплывает твердое нерастворимое в воде вещество. Составьте уравнение реакции и назовите это вещество.

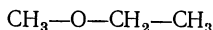
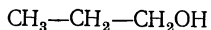
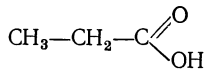
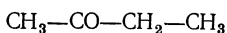
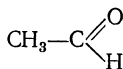
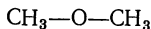
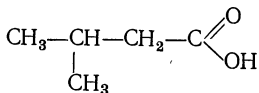
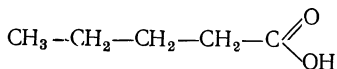
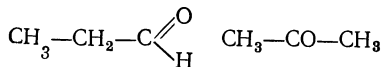
12. При стирке белья в жесткой воде расход мыла значительно увеличивается. Чем это можно объяснить? Ответ поясните уравнениями реакций.

13. Каков состав и преимущества синтетических моющих средств по сравнению с обыкновенным мылом?

14. Составьте уравнение реакции метакриловой кислоты с метанолом. При каких условиях эта реакция протекает и какое вещество образуется? Составьте уравнение полимеризации образовавшегося сложного эфира.

15. Возможна ли *цис*- и *транс*-изомерия непредельных кислот? Поясните это на примере непредельных кислот, молекулярная формула которых  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ , и изобразите строение молекул этих изомеров.

16. Из веществ, формулы которых даны ниже, выпишите отдельно: а) гомологи; б) изомеры. Под формулами напишите названия веществ:



17. Составьте конспект ответа, характеризующего муравьиную, уксусную, стеариновую и олеиновую кислоты (см. с. 45).

### Решите задачи

1. При анализе вещества нашли, что в его состав входят 40% углерода, 6,66% водорода и 53,34% кислорода. Найдите молекулярную формулу и назовите это вещество, если известно, что плотность его паров по воздуху 2,07.

2. Какое количество уксусной кислоты можно получить из 112 л ацетилена (н. у.)?

3. Вычислите, какое количество 70-процентного раствора муравьиной кислоты потребуется, чтобы нейтрализовать 2 кг 10-процентного раствора гидроксида натрия. Какая соль и сколько ее получится?

4. Какой объем метана потребуется, чтобы синтезировать 30 т муравьиной кислоты, если ее выход составляет 90% (н. у.)?

5. Какая соль и сколько ее получится, если для нейтрализации 112 г 10-процентного раствора гидроксида калия израсходовали 18 г щавелевой кислоты (формулу см. на с. 317)?

## Глава XI. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ. ЖИРЫ

Повторите из главы VII § 1.

Сложные эфиры образуются при взаимодействии кислот со спиртами. К сложным эфирам относятся также животные жиры и растительные масла, но они значительно отличаются от других сложных эфиров по некоторым свойствам и их роли в биохимических процессах живых организмов. Поэтому принято рассматривать жиры отдельно, как частный пример сложных эфиров.

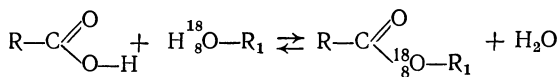
### § 1. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ

*К сложным эфирам относятся органические вещества, которые образуются в реакциях кислот со спиртами, идущими с отщеплением воды.*

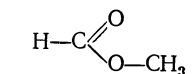
Общая формула сложных эфиров  $R-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-O-R_1$ , где R и

$R_1$  — радикалы углеводородов, которые могут быть одинаковыми или разными.

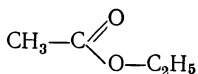
Долгое время ученые предполагали, что при взаимодействии кислот со спиртами водород должен отщепляться от молекул кислот, а гидроксогруппа — от молекул спиртов. Однако при помощи изотопа кислорода с атомной массой 18 ученым удалось установить, что гидроксогруппа отщепляется от молекул карбоновых кислот:



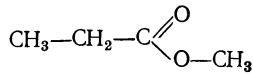
**Номенклатура.** Названия сложных эфиров выводят от названий соответствующих кислот и спиртов:



муравьинометиловый  
эфир, или метилформиат



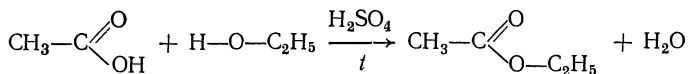
уксусноэтиловый эфир,  
или этилацетат



пропионометиловый эфир,  
или метилпропионат

**Нахождение в природе.** Сложные эфиры содержатся в цветах, фруктах, ягодах, определяя их специфический запах.

**Получение.** Сложные эфиры в лаборатории получают главным образом при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами в присутствии концентрированной серной кислоты:

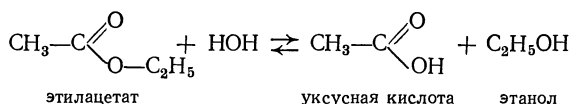


Реакции образования сложных эфиров называются *реакциями этерификации* (от лат. ester — *эфир*). Реакции этерификации обратимы. Чтобы сместить равновесие этой реакции в сторону получения сложного эфира, обычно пользуются концентрированной серной кислотой, которая связывает воду. Сложные эфиры образуются также при взаимодействии минеральных кислот со спиртами, например при нитровании глицерина (с. 393).

**Физические свойства.** Сложные эфиры простейших одноосновных кислот и спиртов — жидкости легче воды, летучие и в большинстве случаев обладающие приятным запахом. Например, уксусноизоамиловый эфир (изоамилацетат) имеет запах груш, маслянобутиловый эфир — запах ананасов.

Температуры кипения и плавления сложных эфиров ниже, чем у соответствующих органических кислот. В воде растворимы только сложные эфиры с небольшой молекулярной массой.

**Химические свойства.** Характерное свойство сложных эфиров — взаимодействие их с водой:

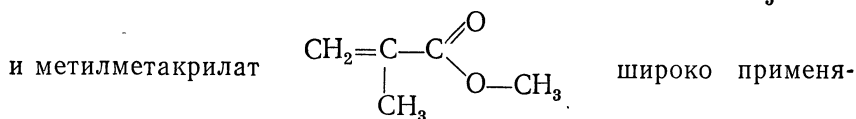
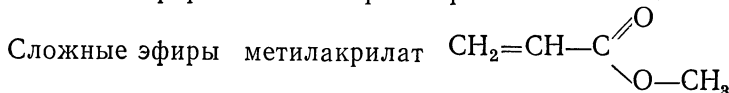


Эти реакции называются *гидролизом (омылением)*. Они противоположны реакциям образования сложных эфиров (этерификации).

В природных условиях сложные эфиры легко омыляются под действием ферментов.

**Применение** (рис. 164). Некоторые сложные эфиры применяют в качестве добавок при производстве освежающих напитков, конфет и других пищевых продуктов, а также в парфюмерии.

Сложные эфиры являются растворителями лаков.



ют в производстве пластмасс.

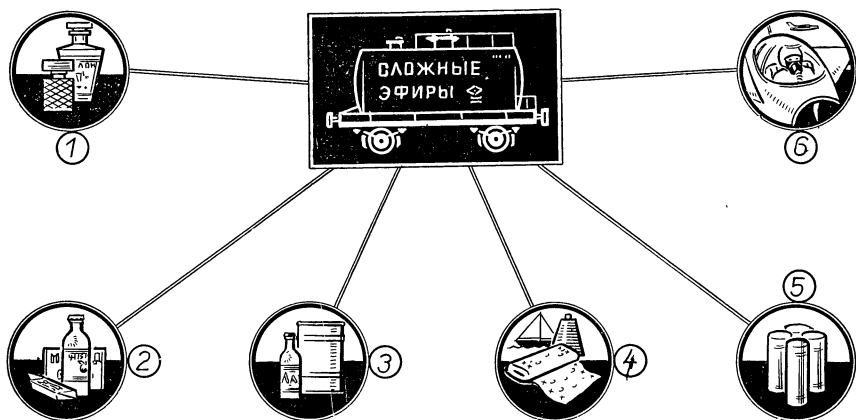
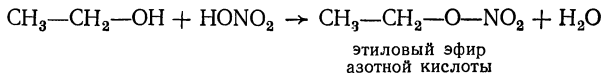


Рис. 164. Применение сложных эфиров:

получение духов и одеколонов (1); фруктовых эссенций (2); растворителей для лаков (3); волокна нитрона (4); бутадиеннитрильного каучука (5); полиметакрилата (6).

**Генетическая связь между сложными эфирами и другими классами органических веществ.** 1. Сложные эфиры можно получить: а) при взаимодействии спиртов с карбоновыми кислотами (с. 424);

б) при взаимодействии спиртов с минеральными кислотами:



2. Сложные эфиры в процессе гидролиза превращаются в кислоты и спирты (с. 424).

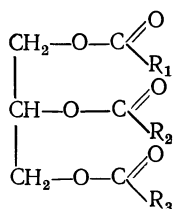
Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—8 (с. 428—429). Решите задачи 1 и 2 (с. 429).

## § 2. ЖИРЫ

Повторите из учебника «Общая биология» § 32.

В курсе неорганической химии изучались два метода определения состава веществ: анализ и синтез. Для выяснения состава жиров учёные использовали оба эти метода. При нагревании жиров с водой (в щелочной среде) французский учёный Э. Шеврель установил, что жиры расщепляются и образуются глицерин и различные карбоновые кислоты. Второй французский учёный М. Бертло осуществил обратный процесс: при нагревании глицерина с высшими карбоновыми кислотами он получил жиры и воду. На основании этих исследований сделали вывод, что жиры — это сложные эфиры глицерина и карбоновых кислот.

Общую формулу жиров можно изобразить в следующем виде:

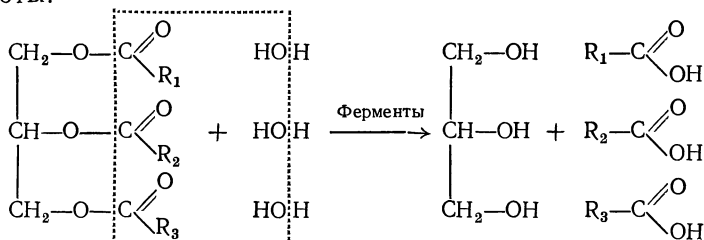


(в R содержатся от 3 до 25 атомов углерода).

Твердые жиры образованы преимущественно высшими предельными карбоновыми кислотами — стеариновой  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}-\text{COOH}$ , пальмитиновой  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}-\text{COOH}$  и некоторыми другими. Но встречаются жиры, в состав которых входят остатки низших карбоновых кислот. Например, в коровьем масле содержится сложный эфир масляной кислоты  $\text{C}_3\text{H}_7-\text{COOH}$ .

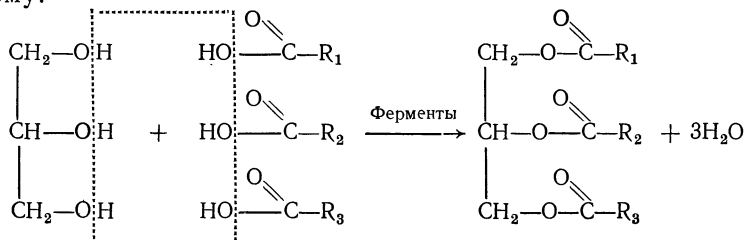
Жидкие жиры образованы главным образом непредельными карбоновыми кислотами — олеиновой  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}-\text{COOH}$ , линолевой  $\text{C}_{17}\text{H}_{31}-\text{COOH}$  и линоленовой  $\text{C}_{17}\text{H}_{29}-\text{COOH}$ .

**Превращение жиров в организме.** Жиры наряду с углеводами и белками входят в состав организмов животных и растений. Они являются важной составной частью пищи человека и животных. При окислении жиров в организме выделяется значительно больше энергии, чем при окислении углеводов и белков. Когда в органы пищеварения поступают жиры, то под влиянием ферментов они гидролизуются на глицерин и соответствующие кислоты:



Радикалы  $\text{R}_1$ ,  $\text{R}_2$  и  $\text{R}_3$  означают, что одновременно образуются разные карбоновые кислоты.

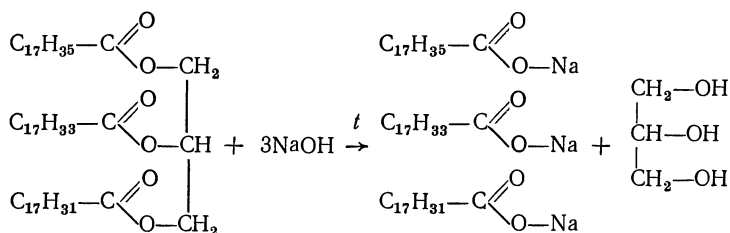
Продукты гидролиза всасываются ворсинками кишечника, а затем снова образуют жир, но уже свойственный данному организму:



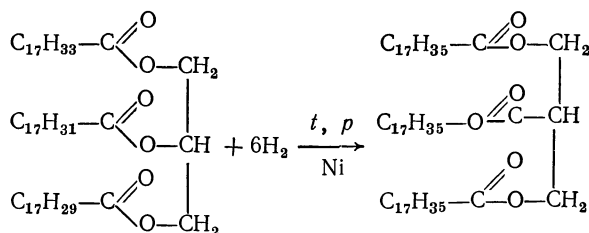
Потоком крови жиры переносятся в другие органы и ткани организма, где накапливаются или снова подвергаются гидролизу и постепенному окислению до оксида углерода (IV) и воды.

**Физические свойства.** Животные жиры в большинстве случаев твердые вещества, но встречаются и жидкие (рыбий жир). Растительные жиры чаще всего жидкие вещества (их называют маслами); известны и твердые растительные жиры (кокосовое масло).

**Химические свойства.** Мы уже выяснили, что жиры в живых организмах в присутствии ферментов гидролизуются. Кроме реакций с водой, жиры *взаимодействуют также со щелочами:*



Так как в состав растительных масел входят сложные эфиры непредельных карбоновых кислот, то их можно подвергнуть гидрированию. При этом они превращаются в предельные соединения (твердые жиры):



Таким способом из растительного масла получают маргарин. Реакции гидрирования осуществляются в специальных автоклавах (рис. 165).

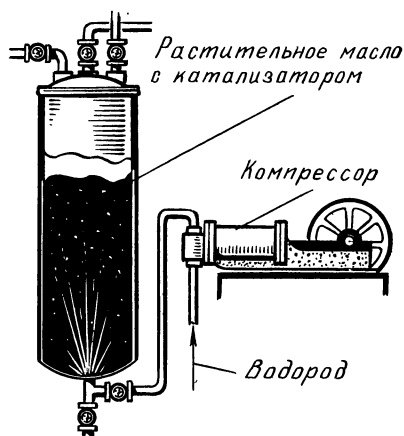


Рис. 165. Автоклав для гидрирования растительных масел.



**Применение.** Жиры в основном применяют в качестве пищевого продукта. Еще недавно жиры использовали для получения мыла. Но, осуществляя решения партии и правительства, в настоящее время для производства моющих средств главным образом используют продукты переработки нефти.

Ответьте на вопросы 9—13 (с. 429). Решите задачи 3 и 4 (с. 429).

### Лабораторные опыты

**Растворимость жиров в различных растворителях.** В первую пробирку влейте 2 мл бензина, во вторую 2 мл воды, в третью столько же этилового спирта, в четвертую бензола, а в пятую диэтилового эфира. Во все пробирки внесите небольшие одинаковые куски жира и встряхните. Жиры полностью растворяются в эфире, в бензоле, хуже в бензине и спирте, а в воде не растворяются.

**Сравнение свойств мыла и синтетических моющих средств.** 1. Приготовьте в трех колбах по 50 мл 1-процентных растворов: а) мыла; б) одного из синтетических порошкообразных моющих средств; в) одного из синтетических жидких моющих средств. Влейте по 2—3 мл приготовленных растворов в пробирки и добавьте к ним несколько капель раствора фенолфталеина.

В пробирке с раствором мыла происходит малиновое окрашивание. Окраска индикаторов в растворах синтетических моющих средств меняется по-разному: если оно предназначено для стирки хлопчатобумажных тканей, то реакция бывает щелочной, а если для шелковых и шерстяных тканей — нейтральной.

2. В три пробирки влейте по 4—5 мл воды, содержащей ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . В первую пробирку при встряхивании добавьте по каплям раствор мыла, во вторую и третью ранее приготовленные растворы синтетических моющих средств. Пена образуется раньше в тех пробирках, в которые добавлены растворы синтетических моющих средств.

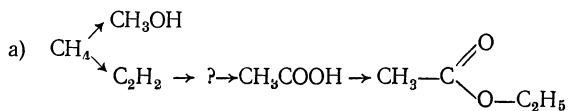
**Задание.** Какое из данных моющих средств следует использовать для стирки: а) хлопчатобумажных тканей; б) шелковых и шерстяных тканей в жесткой воде? На основании этих опытов сделайте вывод о преимуществах тех или других моющих средств.

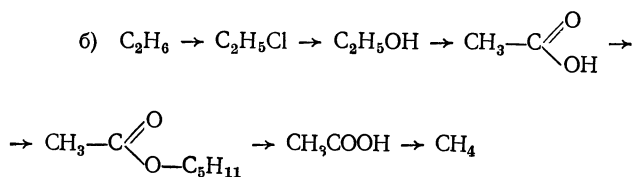
### Практическая работа 3

**Синтез сложных эфиров.** Соберите необходимый прибор и практически получите: а) уксусноэтиловый эфир; б) уксусноизоамиловый эфир. Выделите эти вещества из смеси и проверьте их горючесть. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### Вопросы и упражнения

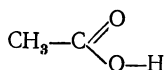
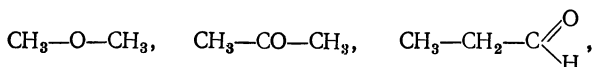
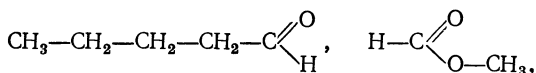
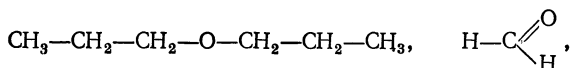
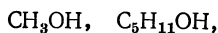
1. Какие вещества называют сложными эфирами и какими методами ученые определили механизм их образования?
2. Какой вид изомерии характерен для сложных эфиров? Напишите формулы двух-трех изомеров и их названия.
3. Напишите уравнения реакций получения этилформиата, амилацетата, метилметакрилата и метилового эфира азотной кислоты.
4. Охарактеризуйте физические и химические свойства сложных эфиров. Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Где применяются сложные эфиры?
6. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:





7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых из угля и известняка можно синтезировать этилацетат, а из последнего — метан.

8. Даны формулы следующих веществ:



Выпишите отдельно формулы изомеров и гомологов. Под формулами поставьте названия соответствующих веществ.

9. Какие вещества называются жирами и при помощи каких методов ученые определили их состав?

10. Чем отличаются твердые жиры от жидких? Напишите структурные формулы некоторых важнейших карбоновых кислот, которые входят в состав растительных масел.

11. Охарактеризуйте роль жиров в жизненных процессах организма животных. Составьте уравнения реакций, поясняющих превращение жиров в организме.

12. Какие реакции характерны для жиров? Напишите соответствующие уравнения.

13. Для каких целей применяют жиры?

### Решите задачи

1. Сколько этилацетата можно получить из 120 г уксусной кислоты и 138 г этанола, если выход сложного эфира составляет 90% по сравнению с теоретическим?

2. Из метана получили 6 кг метилформиата. Напишите соответствующие уравнения реакций и вычислите, какой объем метана израсходован (н. у.).

3. Сколько чистого глицерида олеиновой кислоты потребуется, чтобы получить 5,88 т глицерина, если известно, что в процессе гидролиза удается расщепить только 85% жиров?

4. Сколько 70-процентного мыла можно получить, действуя гидроксидом натрия на 1,5 т жиров, содержащих 80% глицерида стеариновой кислоты?

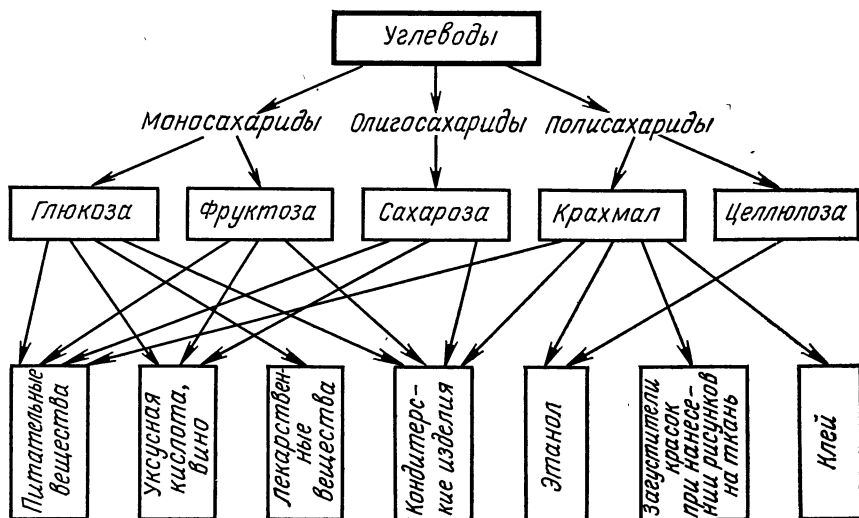
## Глава XII. УГЛЕВОДЫ

Повторите из учебника «Общая биология» § 34.

Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека. К ним относятся, например, виноградный сахар, или глюкоза, свекловичный (тростниковый) сахар, или сахароза, крахмал и клетчатка. Название «углеводы» возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражался общей формулой  $C_n(H_2O)_m$ . Дальнейшее изучение углеводов показало, что такое название является неточным. Во-первых, найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле. Во-вторых, известны соединения (формальдегид  $CH_2O$ , уксусная кислота  $C_2H_4O_2$ ), состав которых хотя и соответствует общей формуле  $C_n(H_2O)_m$ , но по свойствам отнести их к углеводам нельзя.

Классификация углеводов и их применение показаны на схеме 49.

Схема 49



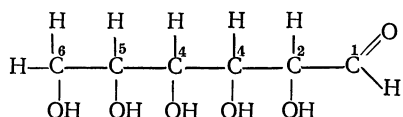
### § 1. ГЛЮКОЗА

Строение молекулы. При изучении состава глюкозы найдено, что ее простейшая формула  $CH_2O$ , а молярная масса 180 г/моль. Отсюда можно сделать вывод, что молекулярная формула глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

Для установления структурной формулы молекулы глюкозы необходимо знать ее химические свойства. Экспериментально доказано, что один моль глюкозы реагирует с пятью молями уксусной кислоты с образованием сложного эфира. Это означает, что

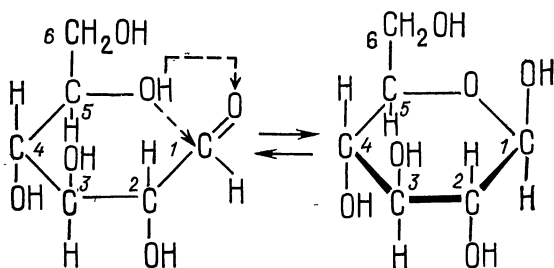
в молекуле глюкозы имеется пять *гидроксогрупп*. Так как глюкоза с аммиачным раствором оксида серебра дает реакцию серебряного зеркала, то в ее молекуле должна быть также *альдегидная группа*. Опытным путем также доказано, что глюкоза имеет неразветвленную углеродную цепь.

На основании этих данных строение молекулы глюкозы можно выразить следующей формулой:



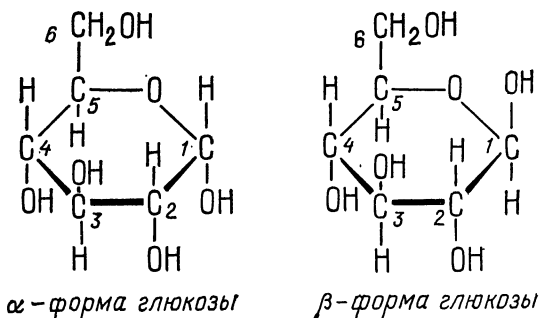
Как видно из структурной формулы, глюкоза является одновременно многоатомным спиртом и альдегидом, т. е. *альдегидоспиртом*.

Дальнейшие исследования показали, что, кроме молекул с открытой цепью, для глюкозы характерна молекула циклического строения. Это объясняется тем, что молекулы глюкозы вследствие вращения атомов углерода вокруг связей могут принимать изогнутую форму и гидроксогруппа пятого атома углерода может приблизиться к альдегидной группе. В последней под воздействием гидроксогруппы разрывается  $\pi$ -связь. К свободной связи присоединяется атом водорода, и образуется шестичленное кольцо, в котором альдегидная группа отсутствует. Доказано, что в водном растворе существуют обе формы молекул глюкозы — *альдегидная* и *циклическая*, между которыми устанавливается химическое равновесие:

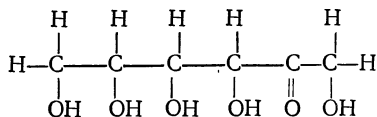


В молекулах глюкозы с открытой цепью альдегидная группа может свободно вращаться вокруг  $\sigma$ -связи, которая находится между первым и вторым атомами углерода. В молекулах циклической формы такое вращение невозможно. По этой причине циклическая форма молекул глюкозы может иметь различное пространственное строение: а)  $\alpha$ -форма глюкозы — гидроксогруппы при первом и втором углеродных атомах расположены по одну сторону кольца молекулы и б)  $\beta$ -форма глюкозы —

гидроксогруппы находятся по разные стороны кольца молекулы<sup>1</sup>;



**Изомерия.** Молекулярную формулу  $C_6H_{12}O_6$ , кроме глюкозы, имеют и другие углеводы, например фруктоза:



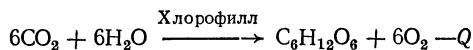
Как видно по строению молекулы, фруктоза является *кетонспиртом*. Подобно глюкозе ее молекулы существуют также и в циклической форме.

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 445).

**Нахождение в природе.** В свободном виде глюкоза находится почти во всех органах зеленых растений. Особенно ее много содержится в соке винограда, поэтому глюкозу иногда называют виноградным сахаром. Мед в основном состоит из смеси глюкозы с фруктозой.

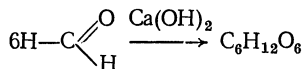
В организме человека глюкоза содержится в мышцах, в крови и в небольших количествах во всех клетках.

В природе глюкоза наряду с другими углеводами образуется в результате реакции фотосинтеза:



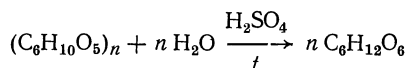
В процессе этой реакции аккумулируется солнечная энергия.

**Получение.** Первый синтез простейших углеводов из формальдегида в присутствии гидроксида кальция был произведен А. М. Бутлеровым в 1861 г.:



<sup>1</sup> При изображении циклических форм молекул глюкозы углеродные атомы в цикле иногда не обозначают. В последнее время применяются и другие формы изображения молекул глюкозы и других углеводов. Эти формы рассматриваются в курсе высшей школы.

В технике глюкозу чаще всего получают гидролизом крахмала в присутствии серной кислоты:

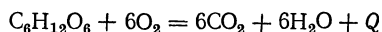


**Физические свойства.** Глюкоза — бесцветное кристаллическое вещество, со сладким вкусом, хорошо растворимое в воде. Из водного раствора она выделяется в виде кристаллогидрата  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . По сравнению со свекловичным сахаром она менее сладка.

**Химические свойства.** Глюкоза обладает химическими свойствами, характерными для спиртов и альдегидов (с 430). Кроме того, она обладает и некоторыми особыми свойствами (табл. 78).

Ответьте на вопросы 5—8 (с. 445—446).

**Применение.** Глюкоза является ценным питательным продуктом. В организме она подвергается сложным биохимическим превращениям, в результате которых освобождается энергия, которая накопилась в процессе фотосинтеза. Упрощенно процесс окисления глюкозы в организме можно выразить следующим уравнением:



Этот процесс протекает ступенчато, и поэтому энергия выделяется медленно<sup>1</sup>.

Глюкоза легко усваивается организмом. Ее используют в медицине в качестве укрепляющего лечебного средства. Широко применяют глюкозу в кондитерском деле (изготовление мармелада, карамели, пряников и т. д.). В качестве восстановителя ее используют при производстве зеркал, при серебрении елочных украшений.

Большое значение имеют процессы брожения глюкозы (табл. 78). Так, например, при квашении капусты, огурцов, молока происходит молочнокислое брожение глюкозы. Молочнокислое брожение происходит и при силосовании кормов. Если подвергаемая силосованию масса недостаточно уплотнена и к ней может проникнуть воздух, тогда происходит маслянокислое брожение и корм становится непригоден к применению.

На практике используется также спиртовое брожение глюкозы (производство вин, пива).

Основные направления использования глюкозы показаны на схеме 49.

Ответьте на вопросы 9—11 (с. 446).

---

<sup>1</sup> См. учебник «Общая биология», с. 167—169.

Химические свойства глюкозы		
Свойства, обусловленные наличием в молекуле		Особые свойства
гидроксогрупп	альдегидной группы	
<p>1. Реагирует с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров (пять гидроксогрупп глюкозы вступают в реакцию с кислотами)</p> <p>2. Как многоатомный спирт реагирует с гидроксидом меди (II) с образованием алколата меди (II)</p>	<p>1. Реагирует с оксидом серебра в аммиачном растворе (реакция серебряного зеркала):</p> $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{\uparrow} \text{C}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + 2\text{Ag} \downarrow$ <p style="text-align: center;">глюконовая кислота</p> <p>2. Окисляется гидроксидом меди (II) (с выпадением красного осадка)</p> <p>3. Под действием восстановителей превращается в шестиатомный спирт</p> $\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{CH}_2\text{OH}$	<p>Глюкоза способна подвергаться брожению:</p> <p>а) спиртовое брожение:</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OH} + 2\text{CO}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">этиловый спирт</p> <p>б) молочнокислое брожение:</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{—CHOH—COOH}$ <p style="text-align: center;">молочная кислота</p> <p>в) маслянокислое брожение:</p> $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_5\text{H}_7\text{—COOH} + 2\text{H}_2 \uparrow + 2\text{CO}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">масляная кислота</p>

## § 2. САХАРОЗА

**Строение молекулы.** Опытным путем доказано, что молекулярная формула сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . При изучении химических свойств сахарозы можно убедиться, что для нее характерна реакция многоатомных спиртов: при взаимодействии с гидроксидом меди (II) образуется ярко-синий раствор. Реакцию серебряного зеркала с сахарозой осуществить не удастся. Следовательно, в ее молекуле имеются гидроксогруппы, но нет альдегидной группы.

Если раствор сахарозы нагреть в присутствии соляной или серной кислоты, то образуются два вещества, одно из которых подобно альдегидам реагирует как с аммиачным раствором ок-

сида серебра, так и с гидроксидом меди (II). Изучение этой реакции показало, что в присутствии минеральных кислот сахара подвергается гидролизу и в результате образуются глюкоза и фруктоза (с. 436). Этим подтверждается, что *молекулы сахарозы состоят из взаимно связанных остатков молекул глюкозы и фруктозы*.

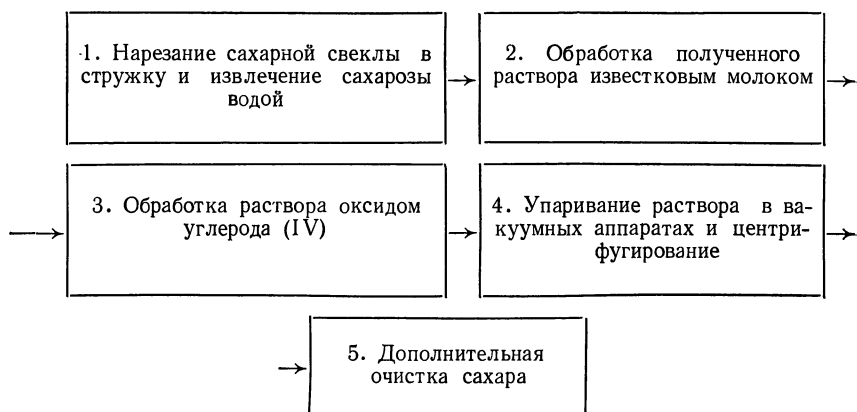
**Нахождение в природе.** Сахароза содержится в соке сахарной свеклы (16—20%) и сахарного тростника (14—26%). В небольших количествах она содержится вместе с глюкозой в плодах и листьях многих зеленых растений.

**Получение.** В нашей стране сахарозу (сахар) получают в основном из сахарной свеклы.

При производстве сахарозы не происходят химические превращения, ибо она уже имеется в природных продуктах. Задача химии заключается в том, чтобы выделить сахарозу из этих продуктов по возможности в более чистом виде.

Процесс выделения сахарозы из сахарной свеклы на сахарных заводах следующий (схема 50):

Схема 50



1. Очищенную сахарную свеклу в механических свеклорезках превращают в тонкую стружку и помещают ее в специальные сосуды — диффузоры, через которые пропускают горячую воду. В результате из свеклы вымывается почти вся сахароза, но вместе с ней в раствор переходят различные кислоты, белки и красящие вещества, которые требуется отделить от сахарозы.

2. Образовавшийся в диффузорах раствор обрабатывают известковым молоком. Гидроксид кальция реагирует с содержащимися в растворе кислотами. Так как кальциевые соли большинства органических кислот малорастворимы, то они выпадают в осадок. Сахароза же остается в растворе, так как она с гидроксидом кальция образует растворимый сахарат типа алкоголятов.



3. Чтобы разложить образовавшийся сахарат и нейтрализовать избыток гидроксида кальция, через полученный раствор после отделения кислот пропускают оксид углерода (IV). В результате кальций осаждается в виде карбоната.

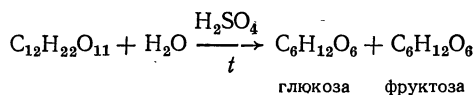
4. Полученный после осаждения карбоната кальция раствор фильтруют, затем его упаривают в вакуумных аппаратах и кристаллики сахара отделяют центрифугированием.

Однако выделить весь сахар из раствора не удастся. Остается бурый раствор (меласса), который содержит еще до 50% сахарозы. Мелассу используют для получения спирта, лимонной кислоты и некоторых других продуктов.

5. Выделенный сахарный песок обычно имеет желтоватый цвет, так как содержит красящие вещества. Чтобы их отделить, сахарозу вновь растворяют в воде и полученный раствор пропускают через активированный уголь. Затем раствор снова упаривают и подвергают кристаллизации.

**Физические свойства.** Чистая сахароза — бесцветное кристаллическое вещество, сладкого вкуса, хорошо растворимое в воде.

**Химические свойства.** Важнейшее химическое свойство сахарозы — способность в присутствии минеральных кислот и при повышенной температуре подвергаться гидролизу:



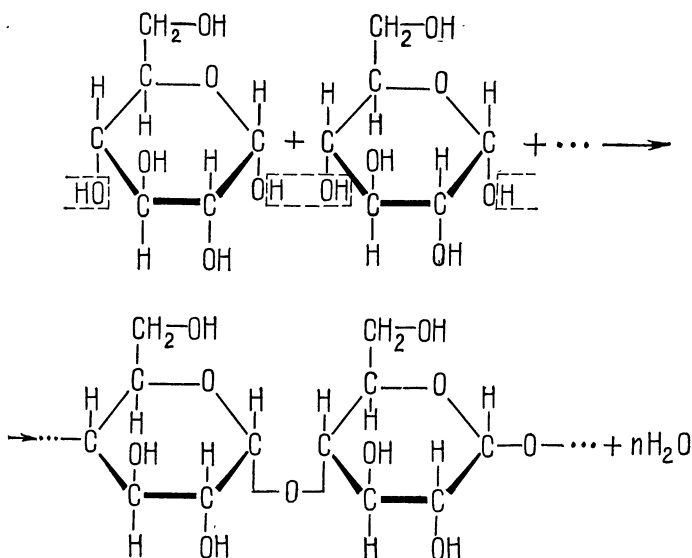
Образовавшуюся в процессе гидролиза глюкозу можно обнаружить при помощи реакции серебряного зеркала или взаимодействия с гидроксидом меди (II).

**Применение.** Сахароза в основном используется в качестве продукта питания и в кондитерской промышленности (схема 49). Путем гидролиза из нее получают искусственный мед.

Ответьте на вопросы 12 и 13 (с. 446). Решите задачи 1 и 2 (с. 446).

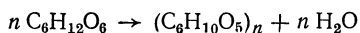
### § 3. КРАХМАЛ

**Строение молекулы.** Опытным путем доказано, что химическая формула крахмала  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ , где  $n$  достигает нескольких тысяч. Крахмал является природным полимером, молекулы которого состоят из отдельных звеньев  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ . Так как при гидролизе крахмала образуется только глюкоза, то можно сделать вывод, что эти звенья являются остатками молекул глюкозы. Ученым удалось также доказать, что макромолекулы крахмала состоят из остатков молекул циклической  $\alpha$ -глюкозы. Процесс образования крахмала можно представить так:



Кроме того, установлено, что крахмал состоит не только из линейных молекул, как показано на схеме, но и из молекул разветвленной структуры. Этим объясняется зернистое строение крахмала.

**Нахождение в природе.** Крахмал весьма распространен в растительном мире. В клубнях картофеля его содержится около 20%, в зернах пшеницы и кукурузы — около 70%, риса — около 80%. Крахмал образуется в результате сложных реакций фотосинтеза (с. 432). Сначала образуется глюкоза, а из нее крахмал.



В процессе фотосинтеза растения нашей планеты ежегодно ассимилируют до 400 млрд. т углерода, а в атмосферу возвращают кислород. Значительная часть этого углерода расходуется на образование крахмала, являющегося как бы резервным питательным веществом в растениях. В листьях крахмал подвергается гидролизу, и образовавшаяся глюкоза разносится соками в другие органы растений. В клубнях, семенах растений из глюкозы вновь синтезируется крахмал.

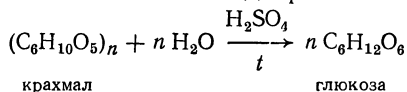
**Получение.** Крахмал получают чаще всего из картофеля. Для этого картофель измельчают, промывают водой и перекачивают в большие сосуды, где происходит отстаивание. Полученный крахмал еще раз промывают водой, отстаивают и сушат в струе теплого воздуха.

Ответьте на вопросы 14 и 15 (с. 446).

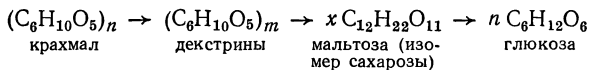
**Физические свойства.** Крахмал — белый порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде он набухает и образует клейстер.

**Химические свойства.** Характерной реакцией крахмала является его взаимодействие с иодом. Если к охлажденному крахмальному клейстеру добавить раствор иода, то появляется синее окрашивание. При нагревании клейстера оно исчезает, а при охлаждении появляется вновь. Этим свойством пользуются для определения наличия крахмала в пищевых продуктах. Так, например, если каплю раствора иода поместить на срез картофеля или ломтик белого хлеба, то появляется синее окрашивание.

Крахмал сравнительно легко подвергается гидролизу:



В зависимости от условий гидролиз крахмала может протекать ступенчато, с образованием различных промежуточных продуктов:



В этом процессе происходит постепенное расщепление макромолекул.

**Применение.** Крахмал является ценным питательным продуктом. Чтобы облегчить его усвоение, содержащие крахмал продукты подвергают действию высокой температуры, т. е. картофель варят, хлеб пекут. В этих условиях происходит частичный гидролиз крахмала и образуются декстрины, растворимые в воде. Декстрины в пищеварительном тракте подвергаются дальнейшему гидролизу до глюкозы, которая усваивается организмом. Избыток глюкозы превращается в гликоген (животный крахмал). Состав гликогена такой же, как у крахмала  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ , но его молекулы отличаются большей разветвленностью. Особенно много гликогена содержится в печени (до 10%). В организме он является резервным веществом, которое превращается в глюкозу по мере расходования ее в клетках.

В промышленности крахмал путем гидролиза превращают в патоку и глюкозу. Для этого его нагревают с разбавленной серной кислотой, избыток которой затем нейтрализуют мелом. Образовавшийся осадок сульфата кальция отфильтровывают, раствор упаривают и выделяют глюкозу. Если гидролиз крахмала не доводят до конца, то образуется смесь декстринов с глюкозой — патока, которую используют в кондитерской промышленности. Получаемые из крахмала декстрины используются в качестве клея, для загустения красок при нанесении рисунков на ткань.

Крахмал применяется для накрахмаливания белья. Под действием нагревания горячим утюгом происходит частичный гидролиз крахмала и превращение его в декстрины. Последние образуют

ют на ткани плотную пленку, которая придает блеск ткани и предохраняет ее от загрязнения.

Крахмал идет также на производство спирта и пива. В этом процессе крахмал сначала под действием ферментов, содержащихся в солоде, подвергается гидролизу, а продукт гидролиза — глюкоза — в присутствии дрожжей сбраживается в спирт.

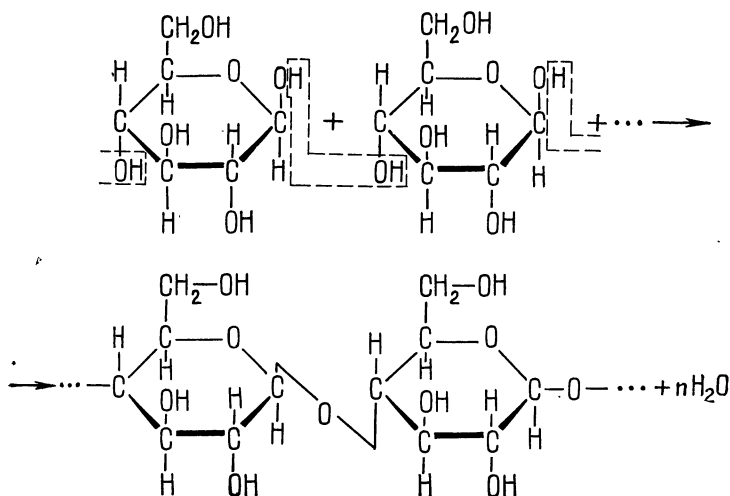
Ответьте на вопрос 16 (с. 446). Решите задачу 3 (с. 446).

## § 4. ЦЕЛЛЮЛОЗА

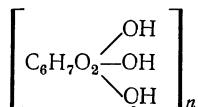
**Строение молекул.** Молекулярная формула целлюлозы  $(C_6H_{10}O_5)_n$ , как и у крахмала. Целлюлоза тоже является природным полимером. Макромолекула целлюлозы состоит из нескольких остатков молекул глюкозы. Может возникнуть вопрос: почему крахмал и целлюлоза — вещества с одинаковой молекулярной формулой — обладают различными свойствами?

При изучении учебного материала о синтетических полимерах мы уже выяснили, что их свойства зависят от числа элементарных звеньев и их структуры. Это же положение относится и к природным полимерам. Оказывается, степень полимеризации у целлюлозы намного больше, чем у крахмала. Кроме того, сравнивая структуру этих природных полимеров, установили, что молекулы целлюлозы в отличие от крахмала имеют только линейное строение. Такие макромолекулы целлюлозы располагаются в одном направлении и образуют волокна (лен, хлопок, конопля).

Строение молекул целлюлозы обладает еще одной существенной особенностью. Если макромолекулы крахмала образованы из молекул  $\alpha$ -глюкозы (с. 432), то макромолекулы целлюлозы состоят из остатков молекул  $\beta$ -глюкозы (с. 432). Образование макромолекул целлюлозы схематически можно изобразить так:



В каждом остатке молекулы глюкозы содержатся три гидроксогруппы, поэтому молекулярную формулу целлюлозы упрощенно можно изобразить и так:



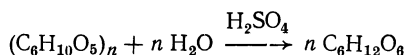
**Нахождение в природе.** Целлюлоза, так же как и крахмал, образуется в растениях в результате реакции фотосинтеза. Она является основной составной частью оболочек растительных клеток. Отсюда происходит ее название целлюлоза («целлула» — клетка). Волокна хлопка — это почти чистая целлюлоза (до 98%). Волокна льна и конопли тоже состоят главным образом из целлюлозы. В древесине ее содержится примерно 50%.

**Получение.** Образцом почти чистой целлюлозы является вата, полученная из очищенного хлопка. Основную массу целлюлозы выделяют из древесины, в которой она содержится вместе с некоторыми веществами. Для этого древесину измельчают и обрабатывают раствором гидросульфита кальция или гидроксида натрия. При этом все другие вещества разрушаются, а целлюлоза как более прочное вещество выделяется в сравнительно чистом виде. Наиболее распространенным в нашей стране является так называемый сульфитный метод получения целлюлозы. По этому методу измельченную древесину в присутствии раствора гидросульфита кальция  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$  нагревают в автоклавах при давлении  $5 \cdot 10^5$ — $6 \cdot 10^5$  Па и температуре  $150^\circ\text{C}$ . Полученную целлюлозу промывают водой, сушат и направляют для дальнейшей переработки.

Ответьте на вопросы 17 — 19 (с. 446).

**Физические свойства.** Целлюлоза представляет собой волокнистое вещество, нерастворимое ни в воде, ни в обычных органических растворителях. Растворителем целлюлозы является реактив Швейцера, представляющий собой раствор гидроксида меди (II) в присутствии аммиака. Однако при этом происходит не только растворение целлюлозы, но и ее химическое взаимодействие с растворителем.

**Химические свойства.** Одно из наиболее характерных свойств целлюлозы — ее способность в присутствии кислот подвергаться гидролизу с образованием глюкозы. Аналогично крахмалу гидролиз целлюлозы протекает ступенчато. Суммарно этот процесс можно изобразить так:



Так как в молекулах целлюлозы имеются гидроксогруппы, то для нее характерны реакции этерификации. Из них практическое

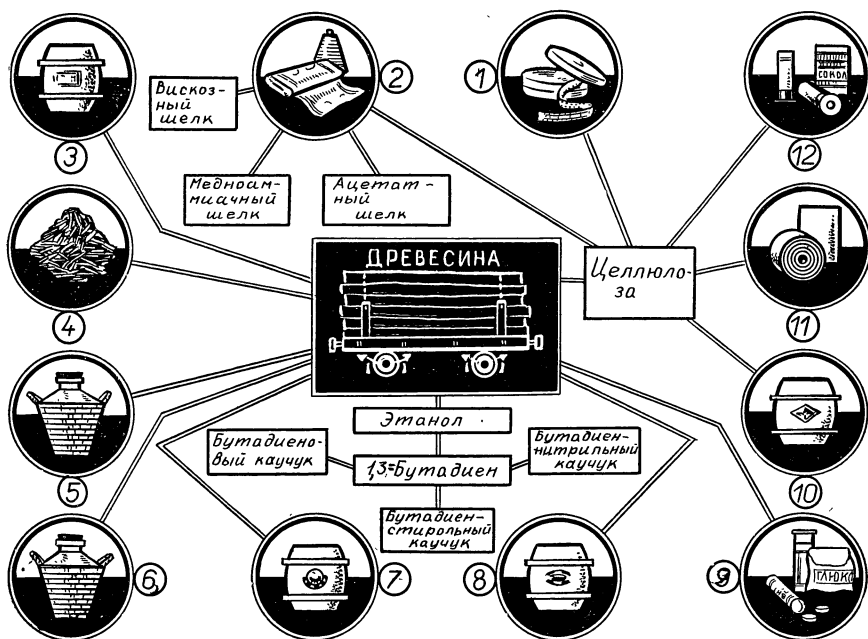
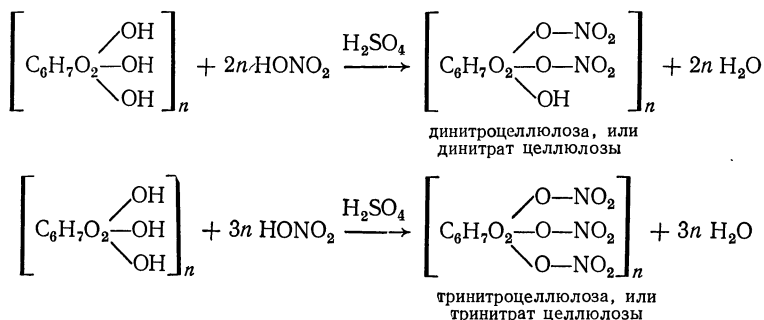


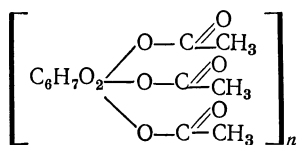
Рис. 166. Продукты химической переработки древесины: получение киноплёнки (1); искусственного шелка (2); скипидара (3); древесного угля (4); уксусной кислоты (5); метанола (6); канифоли (7); смолы (8); глюкозы (9); кормовых дрожжей (10); бумаги (11); бездымного пороха (12).

значение имеют реакции целлюлозы с азотной кислотой и ангидридом уксусной кислоты.

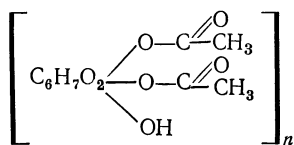
При взаимодействии целлюлозы с азотной кислотой в присутствии концентрированной серной кислоты обычно образуются в зависимости от условий динитроцеллюлоза или тринитроцеллюлоза, являющиеся сложными эфирами:



При взаимодействии целлюлозы с уксусным ангидридом (в присутствии уксусной и серной кислот) получается триацетилцеллюлоза или диацетилцеллюлоза:



триацетилцеллюлоза, или  
триацетат целлюлозы



диацетилцеллюлоза, или  
диацетат целлюлозы

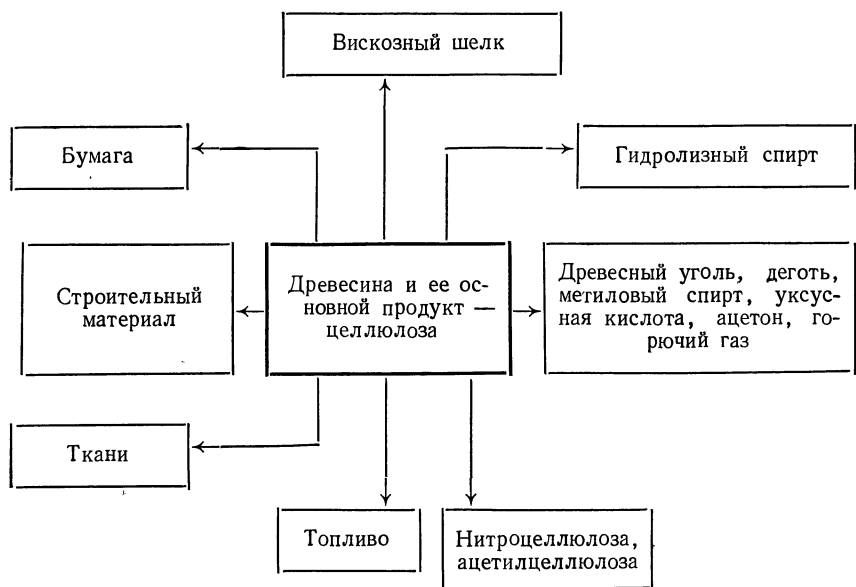
**Целлюлоза горит.** При этом образуется оксид углерода (IV) и вода.

При нагревании древесины без доступа воздуха происходит разложение целлюлозы и других веществ. При этом образуются древесный уголь, метан, метиловый спирт, уксусная кислота, ацетон и другие продукты (рис. 166).

Ответьте на вопрос 20 (с. 446).

**Применение.** Целлюлоза используется человеком с очень древних времен. Ее применение весьма разнообразно (схема 51).

Схема 51



В схеме указано применение природных материалов, содержащих целлюлозу. Основные продукты, получаемые из древесины, показаны на рисунке 166.

Большое значение имеют продукты этерификации целлюлозы. Так, например, из ацетилцеллюлозы получают ацетатный шелк. Для этого триацетилцеллюлозу растворяют в смеси дихлорметана и этанола. Образовавшийся вязкий раствор продавливают

через фильтры — металлические колпачки с многочисленными отверстиями (рис. 167). Тонкие струи раствора опускаются в шахту, через которую противотоком проходит нагретый воздух. В результате растворитель испаряется и триацетилцеллюлоза выделяется в виде длинных нитей, из которых прядением изготавливают ацетатный шелк (рис. 167).

Ацетилцеллюлоза идет также на производство негорючей пленки и органического стекла, пропускающего ультрафиолетовые лучи.

Тринитроцеллюлоза (пироксилин) используется как взрывчатое вещество и для производства бездымного пороха. Для этого тринитроцеллюлозу растворяют в этилацетате или в ацетоне. После испарения растворителей компактную массу размельчают и получают бездымный порох.

Динитроцеллюлоза (коллоксилин) применяется также для получения коллодия. В этих целях динитроцеллюлозу растворяют в смеси спирта и эфира. После испарения растворителей образуется плотная пленка — коллодий, применяемый в медицине. Динитроцеллюлоза используется также для производства пластмассы целлулоида. Его получают путем сплавления динитроцеллюлозы с камфорой.

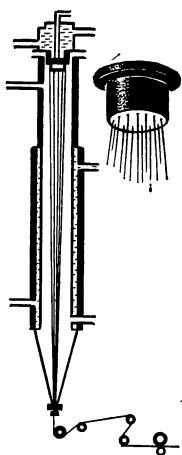


Рис. 167. Образование волоконцев ацетатного шелка.

## Лабораторные опыты

**Брожение глюкозы.** 1. Растворите 10 г глюкозы в 50 г воды в колбе и внесите 1—2 г дрожжей. Добавьте питательный раствор, состоящий из 25 мл воды, 0,5 г нитрата калия, 0,3 г хлорида магния, 0,3 г нитрата кальция и 0,3 г гидрофосфата калия. Затем закройте колбу пробкой с газоотводной трубкой, которая соединена с U-образной трубкой, содержащей свежеприготовленную известковую воду (рис. 168). Ко второму колену U-образной трубки присоедините каучуковый клапан, чтобы оксид углерода (IV) воздуха не растворился в известковой воде. Колбу подогрейте в теплой воде до 30—35°C. Через некоторое время начинают выделяться пузырьки газа и раствор в U-образной трубке мутнеет.

2. Прибор оставляют до следующего занятия в теплом месте (температура не должна быть выше 30—35°C).

На следующем занятии к колбе присоединяют холодильник, отгоняют небольшое количество жидкости и проделывают реакции, характерные для одноатомных спиртов.

**Задания.** 1. О чем свидетельствует появление пузырьков газа и помутнение известковой воды? Напишите уравнения соответствующих реакций. 2. Как можно доказать, что в дистилляте содержится этанол?

**Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II).** 1. Налейте в пробирку 2—3 мл 10-процентного раствора глюкозы и столько же разбавленного раствора гидроксида натрия (NaOH должен быть в избытке). Затем добавьте несколько капель 2-процентного раствора сульфата меди (II). Появляется темносиняя окраска.

2. Пробирку с полученным раствором нагрейте. Постепенно образуется желтый, а затем красный осадок.



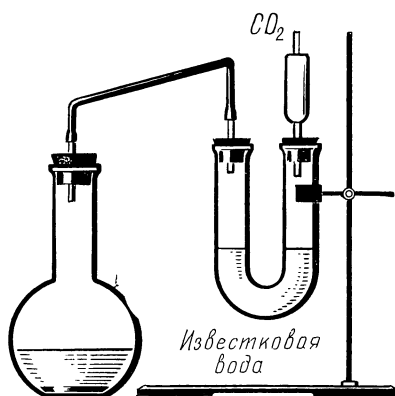


Рис. 168. Брожение глюкозы.

**Задания.** 1. Что представляет собою раствор синего цвета? Что доказывает данный опыт? 2. Почему при нагревании в пробирке появляется желтый, а затем красный осадок? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Реакция глюкозы с оксидом серебра.** В две хорошо вымытые пробирки налейте по 1 мл 2-процентного раствора нитрата серебра и добавьте по каплям разбавленный раствор аммиака. Образующийся осадок оксида серебра растворяют, добавляя избыток водного раствора аммиака. Затем в одну пробирку прилейте 1—1,5 мл 10-процентного раствора глюкозы, в другую столько же раствора фруктозы. Обе пробирки поместите в сосуд с горячей водой. В пробирке с глюкозой появляется серебряное зеркало.

**Задание.** Почему серебряное зеркало появляется только в пробирке с раствором глюкозы? Напишите уравнение реакции.

**Гидролиз сахарозы.** В две пробирки налейте по 5 мл воды, добавьте немного сахара и растворите его. В одну пробирку добавьте 0,5 мл раствора соляной кислоты. Содержимое обеих пробирок кипятите в течение 3—5 мин. Затем нейтрализуйте соляную кислоту раствором гидроксида натрия и в обе пробирки добавьте немного свежеприготовленного осадка гидроксида меди (II). Содержимое пробирок нагрейте. В пробирке, где кипячение производилось в присутствии кислоты, появляется желтый, а затем красный осадок.

**Взаимодействие сахарозы с гидроксидом кальция.** 1. К 20-процентному раствору сахара прилейте небольшими порциями известковое молоко (*не известковую воду!*), постоянно перемешивая жидкость.

Взвесь постепенно растворяется, и образуется прозрачный раствор.

2. Слейте прозрачный раствор и разделите его на две части. Одну пробирку с раствором нагрейте до кипения. Через раствор во второй пробирке пропустите оксид углерода (IV). В обеих пробирках появляется осадок<sup>1</sup>.

**Задания.** 1. Почему известковая вода в растворе сахара становится прозрачной? 2. Объясните, почему образуется осадок: а) если полученный раствор нагревают; б) если через прозрачный раствор пропускают оксид углерода (IV).

**Приготовление крахмального клейстера и взаимодействие крахмала с иодом.** 1. Налейте в пробирку 4—5 мл воды, добавьте немного крахмала и встряхните. Образующуюся суспензию понемногу вливайте в пробирку с кипящей водой и раствор постоянно взбалтывайте. Образуется коллоидный раствор — крахмальный клейстер.

2. Полученный клейстер разбавьте холодной водой (1 : 20) и разлейте его по 3—5 мл в две пробирки. В одну пробирку добавьте немного раствора иода в спирте, а в другую раствор иодида калия. В первой пробирке появляется синяя окраска, а во второй изменения не наблюдается.

**Задание.** Почему синяя окраска появляется только в первой пробирке?

**Гидролиз крахмала.** В пробирку налейте 2 мл крахмального клейстера, добавьте 6 мл воды и осторожно прилейте 0,5—1 мл серной кислоты. Кипятите смесь в течение 5 мин, затем нейтрализуйте ее раствором гидроксида натрия

<sup>1</sup> С гидроксидом кальция образуются растворимые в воде сахара (например,  $C_{12}H_{22}O_{11} \cdot CaO$ ), дающие при нагревании осадок трисахарата кальция  $C_{12}H_{22}O_{11} \cdot 3CaO$ . При действии оксида углерода (IV) сахара разрушаются и образуется осадок карбоната кальция.

и добавьте немного свежеприготовленного осадка гидроксида меди (II). Содержимое пробирки вновь нагрейте: сначала появляется желтый, а затем красный осадок.

**Задания.** 1. Что происходит с крахмалом при его нагревании в присутствии серной кислоты? 2. О чем свидетельствует появление осадка желтого и красного цвета? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Гидролиз целлюлозы.** В фарфоровой чашке поместите кусочки фильтровальной бумаги или ваты, прилейте немного концентрированной серной кислоты и разотрите все стеклянной палочкой. Полученную массу перенесите в пробирку с 2—3 мл воды и кипятите в течение 5 мин. Затем смесь нейтрализуйте гидроксидом натрия, добавьте гидроксид меди (II) и нагрейте ее.

**Задание.** Как можно объяснить наблюдаемые явления? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Получение нитей искусственного волокна.** 1. В пробирке получите немного гидроксида меди (II), промойте его водой и отфильтруйте. Затем налейте в колбу 8—10 мл 25-процентного раствора аммиака и небольшими порциями растворите в нем гидроксид меди (II). Образуется раствор темно-синего цвета.

2. В полученный раствор поместите комочек ваты и при помощи стеклянной палочки перемешивайте содержимое. Вата набухает, и затем образуется вязкий раствор.

3. Если вата полностью не растворяется, то отфильтруйте смесь через стеклянную вату. Затем наберите фильтрат в медицинский шприц и конец иглы опустите в ванну с 30-процентным раствором гидроксида натрия. Первые порции, выдавленные из иглы, захватите пинцетом и медленно протяните через всю ванну, продолжая выдавливать раствор из шприца. Образуется нить.

4. Чтобы получить более длинную нить, ее наматывают на карандаш.

Ответьте на вопросы 21—23 (с. 446).

## Практическая работа 4

**Решение экспериментальных задач.** 1. В двух пробирках даны следующие вещества: а) глюкоза; б) фруктоза. Определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. Докажите, что в сыром картофеле и белом хлебе содержится крахмал.

3. Проведите гидролиз сахарозы и определите продукты реакции (двумя способами). Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Определите, в какой из трех пробирок находятся растворы: а) сахарозы; б) глицерина; в) глюкозы. Составьте уравнения соответствующих реакций.

5. Докажите, что в состав сахарозы и крахмала входит углерод.

### Вопросы и упражнения

1. Какие вещества относятся к углеводам и почему им дано такое название?

2. Как классифицируют углеводы и почему?

3. Объясните, почему могут образоваться молекулы глюкозы с циклическим строением.

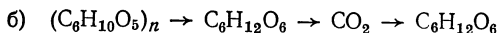
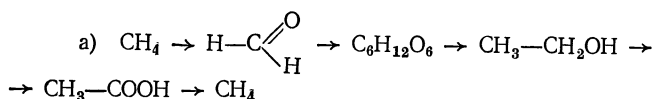
4. Изобразите структурные формулы циклических форм  $\alpha$ - и  $\beta$ -глюкозы.

5. Даны растворы глюкозы и фруктозы. Как можно определить каждый из растворов? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими и чем эти вещества отличаются друг от друга? Составьте уравнения соответствующих реакций.

7. Составьте уравнения реакций, в которых глюкоза проявляет: а) восстановительные свойства; б) окислительные свойства.

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



9. Промежуточным продуктом при биохимических процессах является глюкоза. Поясните ее роль в этом процессе и составьте уравнения соответствующих реакций.

10. Поясните, какова роль глюкозы в жизненных процессах животных и человека.

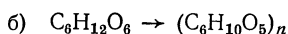
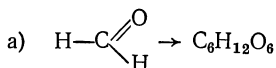
11. Изобразите известные вам процессы брожения и укажите их практическое значение.

12. Составьте уравнения реакций, при помощи которых сахарозу можно превратить в этиловый спирт.

13. Чем отличаются друг от друга процессы получения глюкозы и сахарозы в промышленности?

14. Поясните сущность процесса образования молекул крахмала из глюкозы. Почему отдельное структурное звено молекулы крахмала сокращенно можно изобразить так:  $\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{OH})_3$ ?

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



16. Чем отличаются процессы переработки крахмала: а) в патоку; б) в глюкозу; в) в этанол?

17. Изобразите схему образования молекул целлюлозы из молекул глюкозы и поясните, чем отличается строение молекул целлюлозы от строения молекул крахмала.

18. Как образуется целлюлоза в природе? Составьте соответствующие уравнения реакций.

19. Охарактеризуйте процесс выделения целлюлозы из древесины. Какие вещества для осуществления этого процесса чаще всего используются и как их получают?

20. В присутствии концентрированной серной кислоты целлюлоза реагирует с уксусной кислотой. Какие вещества могут при этом образоваться? Составьте уравнения этих реакций.

21. Из древесины можно получить как метанол, так и этанол. Поясните, чем отличаются процессы образования этих спиртов.

22. Охарактеризуйте основные направления химической переработки целлюлозы. Какие основные продукты при этом получают?

23. Какие волокна получают из целлюлозы и чем они отличаются друг от друга?

### Решите задачи

1. В струе кислорода сожгли два образца веществ. При сгорании 0,9 г вещества *а* образовалось 1,32 г оксида углерода (IV) и 0,54 воды. При сгорании 1,71 г вещества *б* образовалось 2,64 г оксида углерода (IV) и 0,99 г воды. Известно, что молярная масса вещества *а* 180 г/моль, а вещества *б* — 342 г/моль. Найдите молекулярные формулы этих веществ и назовите их.

2. Вычислите, какой объем оксида углерода (IV) образуется при окислении 0,25 моль сахарозы (н. у.).

3. Из одной тонны картофеля, содержащего 20% крахмала, получили 100 л этилового спирта ( $\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$ ). Сколько это составляет процентов по сравнению с теоретическим выходом?

## Глава XIII. АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

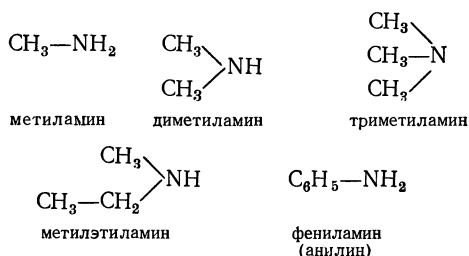
Некоторые органические соединения, содержащие азот, нам уже известны. Так, например, при изучении ароматических углеводов мы ознакомились с нитробензолом и тринитротолуолом (с. 363). В этих соединениях содержатся нитрогруппы  $\text{NO}_2$ , непосредственно связанные с углеводородным радикалом. Вещества, в молекулах которых имеются одна или несколько нитрогрупп, соединенных непосредственно с углеводородным радикалом, относятся к *нитросоединениям*.

В молекулах нитроглицерина (с. 393) и нитроцеллюлозы (с. 441) тоже имеются подобные группы, но они связаны с углеводородным радикалом посредством атома кислорода. Такие соединения относятся к *сложным эфирам*.

Известен еще ряд других соединений, содержащих азот. Важнейшими из них являются *амины, аминокислоты и белки*.

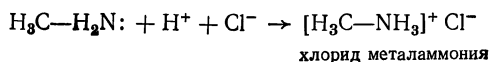
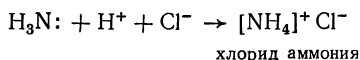
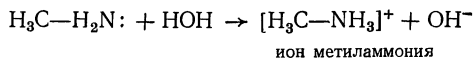
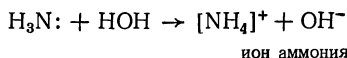
### § 1. АМИНЫ

*Аминами называются производные аммиака, в молекулах которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами:*



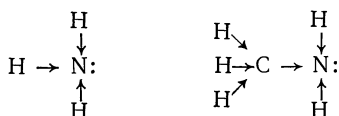
Группа  $\text{NH}_2$  называется *аминогруппой*.

**Строение молекул** аминов аналогично строению молекулы аммиака, и поэтому свойства этих веществ сходны. В их молекулах атом азота имеет одну неподеленную пару электронов. В водном растворе и в присутствии кислот эта электронная пара взаимодействует с положительно заряженным ионом водорода и присоединяет его:



Следовательно, аммиак и амины обладают основными свойствами. Их водные растворы окрашивают растворы лакмуса в синий цвет, а фенолфталеина — в малиновый.

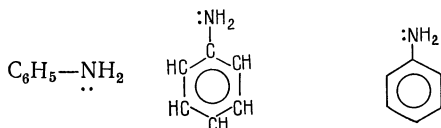
Однако по сравнению с аммиаком амины являются более сильными основаниями. Это объясняется отличием в строении их молекул. Если в молекуле аммиака к атому азота сдвигаются электронные облака от трех атомов водорода, то, например, в молекуле метиламина  $\text{CH}_3\text{—NH}_2$  к атому азота сдвинуты электронные облака от пяти атомов водорода (от двух атомов водорода непосредственно, а от трех — через атом углерода):



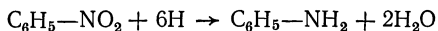
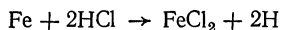
(стрелками показан сдвиг электронной плотности от атомов водорода к атомам азота). В результате атом азота в молекуле метиламина приобретает больший по величине отрицательный заряд, чем атом азота в молекуле аммиака. Благодаря этому избыточному отрицательному заряду атом азота в молекулах аминов сильнее притягивает к себе протоны, чем в молекуле аммиака, т. е. амины проявляют более сильные основные свойства.

**Анилин.** Наибольшее практическое значение имеет ароматический амин — анилин.

**Строение молекулы** анилина можно изобразить несколькими способами:



**Получение** анилина в промышленности основано на реакции восстановления нитробензола, которую в 1842 г. открыл русский ученый Н. Н. Зинин. Нитробензол восстанавливают в присутствии чугунных стружек и соляной кислоты. Вначале выделяется атомный водород, который и восстанавливает нитробензол:



**Физические свойства.** Анилин — бесцветная маслянистая ядовитая жидкость, мало растворимая в воде. Хорошими растворителями для него являются спирт, эфир и бензол. Анилин затвердевает при  $-6^\circ\text{C}$  и кипит при  $174^\circ\text{C}$ . Вследствие окисления на воздухе он быстро темнеет.

**Химические свойства** анилина обусловлены наличием в его молекуле аминогруппы  $\text{—NH}_2$  и бензольного ядра. Подобно ами-

нам, производным углеводородов предельного ряда, анилин реагирует с кислотами с образованием солей, но окраски лакмуса не изменяет. Следовательно, анилин более слабое основание, чем амины предельного ряда. Чем это можно объяснить?

Чтобы ответить на этот вопрос, вспомним учение А. М. Бутлерова о взаимном влиянии атомов и атомных групп в молекулах (с. 320). Как и в молекуле фенола (с. 397), электронные облака бензольного ядра несколько оттягивают свободную электронную пару от атома азота аминогруппы. Вследствие этого электронная плотность на атоме азота в молекуле анилина уменьшается, и он слабее притягивает к себе протоны, т. е. основные свойства анилина ослабевают. Важнейшие химические свойства анилина показаны в таблице 79.

Таблица 79

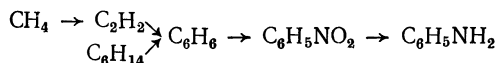
Важнейшие химические свойства анилина

Химические свойства анилина, обусловленные наличием и молекуле	
аминогруппы	бензольного ядра
<p><i>Реагирует с кислотами с образованием солей:</i></p> $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ <p style="text-align: center;">хлорид фениламмония</p> <p>Образовавшиеся соли реагируют с щелочами, и снова выделяется анилин:</p> $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	<p><i>Энергично участвует в реакциях замещения, например реагирует с бромной водой с образованием триброманилина:</i></p> <div style="text-align: center;"> <p>2,4,6-трибром-анилин</p> </div>

**Применение.** Основная масса анилина используется для производства красителей. При действии на анилин окислителей последовательно образуются вещества различного цвета. Так, например, получают так называемый черный анилин.

Кроме того, анилин является исходным продуктом для синтеза многих лекарственных веществ, например сульфаниламидных препаратов, анилиноформальдегидных смол и некоторых взрывчатых веществ.

**Генетическая связь анилина с другими классами органических соединений.** Анилин можно получить из различных углеводов:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—8 (с. 455). Решите задачи 1—3 (с. 455).

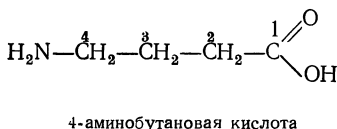
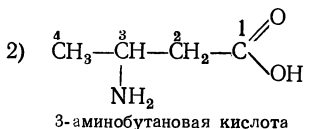
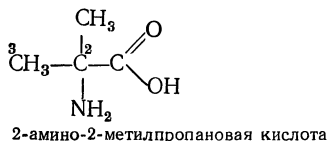
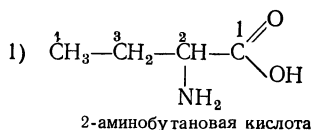
## § 2. АМИНОКИСЛОТЫ

**Аминокислотами** называются азотсодержащие органические соединения, в молекулах которых содержатся аминогруппы  $\text{—NH}_2$  и карбоксигруппы  $\text{—COOH}$ .

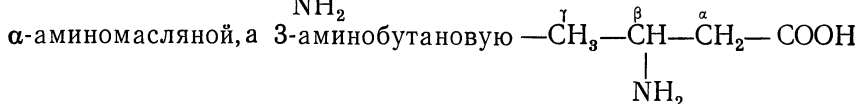
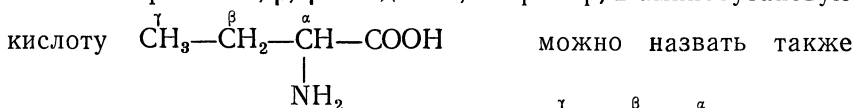
Простейшим представителем этого класса является аминокетановая, или аминокислотная кислота  $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ .

Значение аминокислот исключительно велико, так как из них построены молекулы белков, играющих важнейшую роль в жизненных процессах.

**Изомерия и номенклатура.** Изомерия аминокислот в основном зависит от различного строения углеродной цепи и положения аминогруппы:

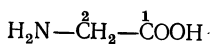


Кроме международной номенклатуры, употребляются еще названия аминокислот, в которых вместо цифр ставят буквы греческого алфавита  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  и т. д. Так, например, 2-аминобутановую кислоту

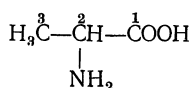


$\beta$ -аминомасляной кислотой.

Сохранились также исторические названия кислот:

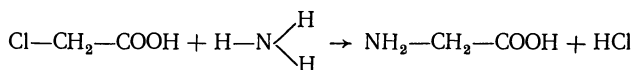


аминокислотная, аминокетановая, гликокол, глицин



$\alpha$ -аминопропионовая кислота, 2-аминопропионовая, аланин

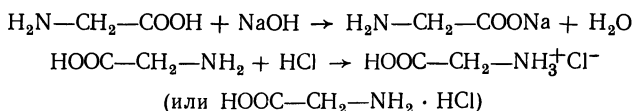
**Получение.** Аминокислоты, входящие в состав белков, получают путем их гидролиза, подобно тому как глюкозу получают из полисахаридов (с. 433). Известны также синтетические способы получения аминокислот. Так, например, в молекулах карбоновых кислот атомы водорода в радикале можно заменить на галоген, а последний действием аммиака — на аминогруппу:



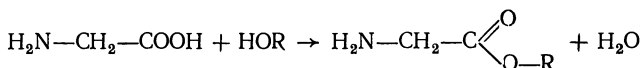
**Физические свойства.** Аминокислоты — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Многие из них обладают сладким вкусом.

**Химические свойства.** В молекулах аминокислот содержатся карбоксогруппы, обладающие кислотными свойствами, и аминогруппы, обладающие основными свойствами. Они и обуславливают характерные химические свойства этих веществ:

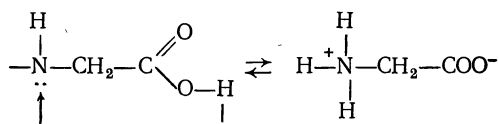
1. Аминокислоты реагируют как с основаниями, так и с кислотами, т. е. они являются амфотерными соединениями:



2. Аминокислоты реагируют со спиртами, образуя сложные эфиры:

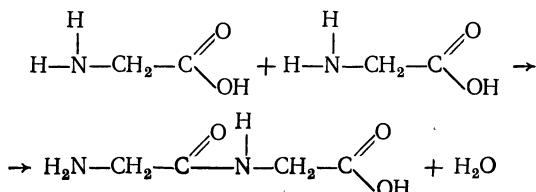


3. Наличие в молекуле одинакового числа аминогрупп и карбоксогрупп приводит к взаимной внутренней нейтрализации:



Образовавшаяся соль имеет два противоположных заряда и поэтому называется *биполярным ионом*, т. е. ионом, имеющим два полюса. Ее раствор нейтрален.

4. Молекулы аминокислот реагируют друг с другом:





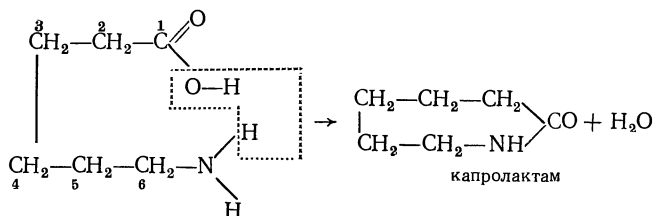
Образовавшаяся молекула реагирует с другой молекулой и т. д. Получаются высокомолекулярные соединения. Группа ато-

мов  $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{H} \\ \parallel \quad | \\ -\text{C}-\text{N}- \end{array}$  называется *пептидной* или *амидной группой*, а

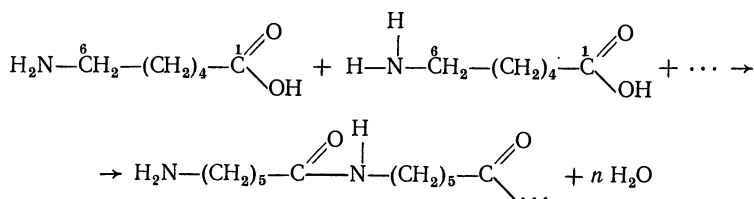
связь между атомами углерода и азота — *пептидной* или *амидной связью*.

**Применение.** Аминокислоты необходимы для синтеза белков в живых организмах. Нужные для этого аминокислоты человек и животные получают в виде пищи, содержащей различные белки. Последние в пищеварительном тракте подвергаются расщеплению на отдельные аминокислоты, из которых затем синтезируются белки, свойственные данному организму. Для этой цели успешно используются также искусственно выделенные или синтезированные аминокислоты. Некоторые из них применяются в медицинских целях. Многие аминокислоты применяют для подкормки животных.

Некоторые производные аминокислот используются для производства синтетического волокна, например *капрона*. Таким производным является капролактam. Его можно рассматривать как продукт внутримолекулярного взаимодействия карбоксильной группы и аминогруппы молекулы 6-аминогексановой кислоты:

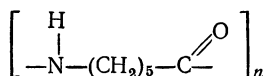


Упрощенно превращение капролактама в полимер, из которого производят капроновое волокно, можно представить так. Капролактam в присутствии воды превращается в 6-аминогексановую кислоту, молекулы которой реагируют друг с другом:



В результате этой реакции образуется высокомолекулярное вещество, макромолекулы которого имеют линейную структуру. Отдельные звенья полимера являются остатками 6-аминогекса-

новой кислоты, и его строение можно выразить следующей формулой:

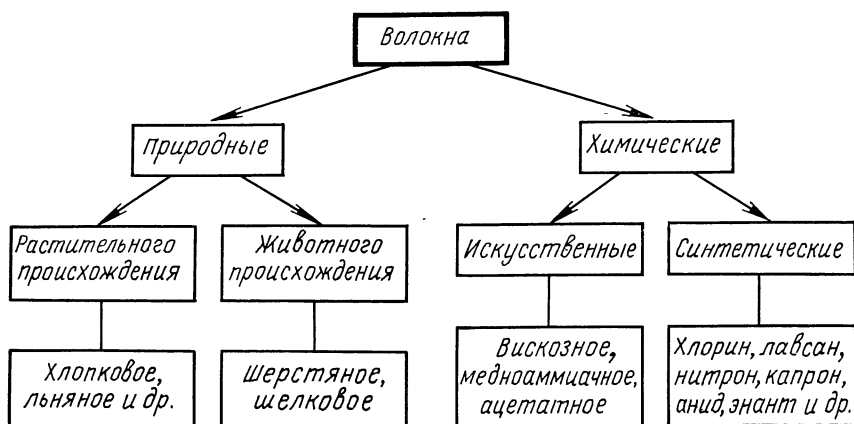


Полученный полимер представляет собой смолу. Для получения волокон ее плавят, пропускают через фильеры. Струи полимера охлаждаются потоком холодного воздуха и превращаются в волокна, при скручивании которых образуются нити.

Капроновые ткани устойчивы к истиранию и не мнутся при деформациях. Однако они разрушаются кислотами и не выдерживают высоких температур, поэтому их нельзя гладить горячим утюгом.

Классификация волокон показана на схеме 52.

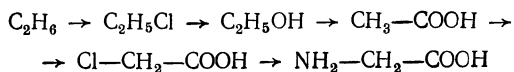
Схема 52



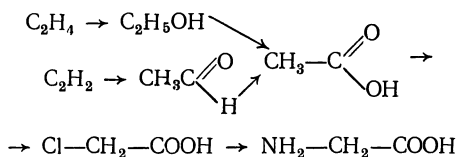
Из капрона делают кордную ткань, которая используется в качестве каркаса авто- и авиапокрышек. Шины с кордом из капрона гораздо более износоустойчивы, чем шины с вискозным и хлопчатобумажным кордом.

Капроновая смола используется для получения пластмасс, из которых изготавливают различные детали машин, шестерни, вкладыши подшипников и т. д. Изготовленные из капроновой пластмассы предметы обладают исключительно большой прочностью и износоустойчивостью.

**Генетическая связь аминокислот с другими классами органических соединений. 1. Предельные углеводороды в процессе последовательных реакций можно превратить в аминокислоты:**



2. Аминокислоты можно также получить из непредельных углеводородов:



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 9—14 (с. 455).

### Лабораторные опыты

**Получение метиламина и опыты с ним.** 1. В пробирку с газоотводной трубкой и воронкой поместите 2—3 г хлорида метиламмония  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ , прилейте концентрированный раствор гидроксида натрия и немного подогрейте. Чувствуется запах аммиака.

2. Пропустите выделяющийся газ в воду, подкрашенную фиолетовым или красным лакмусом. Лакмус синеет.

3. К газоотводной трубке пробирки поднесите палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Образуется густое облако в виде дыма.

4. Выделяющийся газ подожгите. Над пламенем подержите воронку с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку со свежеприготовленной известковой водой. Известковая вода мутнеет.

**Задание.** Какие свойства метиламина подтверждают опыты? Как из метиламина можно получить хлорид метиламмония? Почему в пробирке с известковой водой образуется взвесь? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Восстановление нитробензола в анилин.** 1. Внесите в колбу несколько капель нитробензола, 1—2 мл концентрированной соляной кислоты и 2—3 кусочка цинка. Колбу охладите под струей воды (или в стакане с водой). Как только перестанет чувствоваться запах нитробензола, в колбу добавляйте раствор 30—40-процентного гидроксида натрия до растворения осадка гидроксида цинка. Затем 1—2 мл полученной смеси налейте в пробирку и закройте ее пробкой со стеклянной трубкой (холодильником), конец которой опустите в другую пустую пробирку. Смесь нагревайте. В пробирке-приемнике постепенно накапливается жидкость в виде белой эмульсии.

2. Добавьте к полученной эмульсии дистиллированной воды до исчезновения взвеси и прилейте немного раствора хлорной извести. Появляется фиолетовая окраска.

**Задания.** 1. Какие реакции происходят в данном опыте? Напишите уравнения соответствующих реакций. 2. Как можно доказать, что образовался анилин?

**Взаимодействие анилина с соляной кислотой.** 1. В пробирку налейте 2—3 мл воды и добавьте несколько капель анилина. Пробирку встряхните. Анилин в воде почти не растворяется.

2. К смеси добавьте по каплям концентрированной соляной кислоты. Происходит разогревание, жидкость становится прозрачной.

3. В пробирку налейте 5 мл анилина и такой же объем концентрированной соляной кислоты. Затем охладите пробирку в холодной воде. Выделяются кристаллы соли.

**Задания.** 1. Какова растворимость анилина в воде? 2. Что происходит, если к смеси анилина с водой добавляют соляную кислоту? Какое образуется вещество?

**Выделение анилина из его соли.** 1. Полученную в предыдущем опыте жидкость отлейте в пробирку и добавляйте к ней постепенно концентрированный раствор гидроксида натрия до сильно щелочной реакции. Слегка нагрейте смесь. Соберите прибор для перегонки. В целях равномерного кипения в пробирку поместите несколько кусков стекла. Образуется взвесь.

2. К образовавшейся взвеси добавьте немного раствора хлорной извести. Появляется фиолетовая окраска.

**Задания.** 1. Как можно выделить анилин из его соли? 2. При помощи какой реакции можно определить анилин?

#### **Вопросы и упражнения**

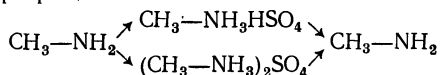
1. Напишите химические формулы веществ (по два примера), относящихся: а) к нитросоединениям; б) к сложным эфирам азотной кислоты.

2. Что такое амины и каково строение их молекул?

3. Основываясь на теории строения молекул, укажите сходные и отличительные свойства аминов и аммиака.

4. Даны амины: а) метиламин; б) диметиламин; в) триметиламин. Напишите их структурные формулы и поясните, у какого из них основные свойства выражены сильнее, а у какого — слабее. Почему?

5. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:



6. Сравните свойства: а) аминов предельного ряда и анилина; б) спиртов предельного ряда и фенола. Какие свойства у этих веществ сходные и чем они отличаются друг от друга? Почему? Составьте уравнения реакций, подтверждающие выводы.

7. На примере анилина объясните сущность взаимного влияния групп атомов в молекуле.

8. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно синтезировать анилин из следующих исходных веществ: а) метана; б) известняка, угля и воды.

9. Изобразите структурные формулы изомерных веществ, молекулярная формула которых  $\text{C}_5\text{H}_{13}\text{N}$ . Под формулами напишите названия веществ.

10. Как получают аминокислоты? Составьте уравнения реакций.

11. При крекинге нефти (с. 374) образуется этен. Какую простейшую аминокислоту можно из него синтезировать? Составьте уравнения соответствующих реакций.

12. Составьте уравнения реакций 2-аминопропионовой кислоты: а) с гидроксидом калия; б) с серной кислотой; в) с этанолом.

13. Даны вещества: а) этиламин; б) анилин; в) аминокетановая кислота. Как можно различить эти вещества? Составьте уравнения соответствующих реакций.

14. Составьте конспект ответа, характеризующего этиламин, анилин и аминокетановую кислоту (45).

#### **Решите задачи**

1. Найдите формулу веществ, в состав которых входят:

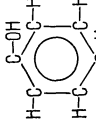
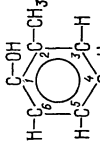
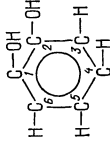

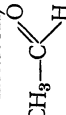
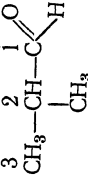

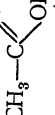
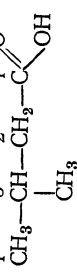
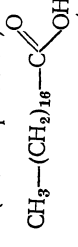
а) С — 77,42%; N — 15,05%, H — 7,53%; б) С — 38,71%, N — 45,16%, H — 16,13%. Изобразите структурные формулы этих веществ и напишите их названия.

2. При восстановлении 250 г нитробензола получили 150 г анилина. Вычислите, сколько это составляет процентов по сравнению с теоретическим выходом.

3. Сколько граммов нитробензола можно получить из 312 г бензола, если выход составляет 75% по сравнению с теоретическим?

### **§ 3. БЕЛКИ**

Белки — это азотсодержащие высокомолекулярные органические вещества со сложным составом и строением молекул. Белки наряду с углеводами и жирами являются основной состав-

Характеристика органических соединений	Важнейшие кислород- и азотсодержащие органические соединения			
	одноатомные предельные спирты	фенолы	альдегиды	одноосновные предельные карбоновые кислоты
Общие формулы	$R-OH$	$R-OH$ $R-(OH)_n$	$R-C(=O)H$	$R-C(=O)OH$
<p>Формулы отдельных представителей и их названия</p> <p> <math>CH_3-OH</math> метанол (метиловый спирт)  <math>CH_3-CH_2-OH</math> этанол (этиловый спирт)  <math>CH_3-CH_2-CH_2-OH</math> пропанол (пропиловый спирт)  <math>CH_3-CH-CH_2-CH_2-OH</math> 3-метилбутанол-1 (изоамиловый спирт)         </p>	<p> <math>CH_3-OH</math> метанол (метиловый спирт)  <math>CH_3-CH_2-OH</math> этанол (этиловый спирт)  <math>CH_3-CH_2-CH_2-OH</math> пропанол (пропиловый спирт)  <math>CH_3-CH-CH_2-CH_2-OH</math> 3-метилбутанол-1 (изоамиловый спирт)         </p>	<p>  оксидбензол (фенол)   1-окси-2-метилнафтол (орта-крезол)   1,2-диоксинафтол (пирокатехин)         </p>	<p>  метаналь (формальдегид, альдегид муравьиной кислоты)   этаналь (ацетальдегид, альдегид уксусной кислоты)   2-метилпропаналь-1 (альдегид изомасляной кислоты)         </p>	<p>  метановая кислота (муравьиная)   этановая кислота (уксусная)   3-метилбутановая кислота (изовалериановая)   октадекановая кислота (стеариновая)         </p>
Наиболее характерные реакции	<p>Реагируют:</p> <p>а) с активными металлами;</p> <p>б) окисляются;</p> <p>в) взаимодействуют с кислотами;</p> <p>г) дегидратируются</p>	<p>Реагируют:</p> <p>а) с активными металлами;</p> <p>б) щелочами;</p> <p>в) бромной водой;</p> <p>г) азотной кислотой</p>	<p>Реагируют:</p> <p>а) с оксидом серебра;</p> <p>б) гидроксидом меди (II)</p>	<p>а) диссоциируют на ионы;</p> <p>б) реагируют с металлами;</p> <p>в) основными оксидами;</p> <p>г) гидроксидами;</p> <p>д) солями;</p> <p>е) спиртами;</p> <p>ж) дегидратируются</p>

Важнейшие кислород- и азотсодержащие органические соединения			
Характеристика органических соединений	сложные эфиры	амины	аминокислоты
Общие формулы	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R} \\ \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}_1 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{NH}_2 \\ \text{R} \quad \text{NH} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{R} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{R} \quad \text{N} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{R}_1 \quad \text{R}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \cdots-\text{CH}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \cdots-\text{CH}-\cdots-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Формулы отдельных представителей и их названия	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \\ \text{метилформиат (муравьинометиловый эфир)} \end{array} \quad \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5 \\ \text{этилацетат (уксусноэтиловый эфир)} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{NH}_2 \\ \text{метиламин} \\ \text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \text{метилэтиламин} \\ \text{CH}_3-\text{NH}-\text{CH}_3 \\ \text{диметиламин} \\ \text{CH}_3-\text{N}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \\ \text{триметиламин} \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2 \\ \text{фениламин, аминбензол (анилин)} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} \\ \text{аминоэтановая кислота, аминокусная (глицин)} \\ \begin{array}{c} 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\   \quad   \\ \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \end{array} \\ \begin{array}{c} 2\text{-амино-3-метилбутановая кислота,} \\ 2\text{-аминовалериановая (валин)} \\ \begin{array}{c} 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\   \quad   \\ \text{NH}_2 \end{array} \\ 3\text{-аминобутановая кислота,} \\ 3\text{-аминомасляная} \end{array} \end{array}$
Наиболее характерные реакции	Подвергаются гидролизу, кроме того, сложные эфиры непредельных кислот полимеризуются и участвуют в реакциях присоединения	Обладают основными свойствами. Реагируют с водой и кислотами. Низшие амины горят на воздухе	Обладают амфотерными свойствами. Реагируют с основаниями, кислотами и спиртами. Способны образовывать биполярный ион

ной частью нашей пищи. С белками связаны все жизненные процессы. Фридрих Энгельс в книге «Анти-Дюринг» писал: «Жизнь есть способ существования белковых тел». Белки входят в состав клеток и тканей всех живых организмов.

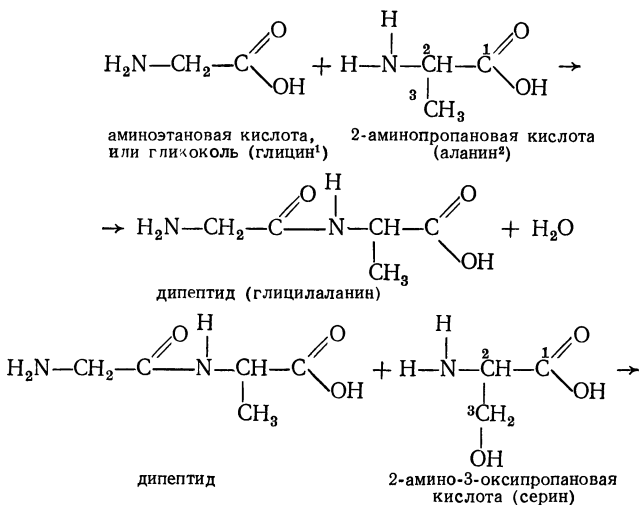
**Состав и строение белков.** В состав белков входят углерод, водород, кислород и азот. Большинство белков содержат, кроме того, серу, а иногда еще фосфор, железо и некоторые другие элементы. Молекулярная масса белков очень большая. Так, например, молекулярная масса белка, входящего в состав куриного яйца, равна 36 000, а одного из белков мышц достигает 150 000. У некоторых других белков молекулярная масса 300 000 и более.

В результате гидролиза белков чаще всего получают 20 различных аминокислот. Если в состав молекулы белка входят только по одной молекуле каждой из этих 20 аминокислот, то они, соединяясь друг с другом, могут дать свыше  $2,4 \cdot 10^{18}$  различных комбинаций. Поэтому понятно, насколько разнообразны и сложны по строению молекулы белков.

В 1888 г. русский биохимик А. Я. Данилевский указал, что в молекулах белков содержатся повторяющиеся пептидные группы атомов  $\text{—C—N—}$ . В начале XX столетия немецкому учено-

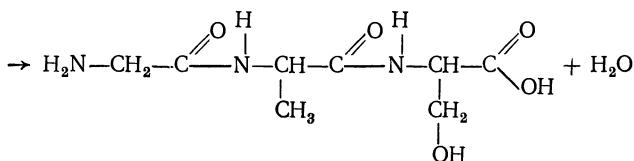


му Э. Фишеру и другим исследователям удалось синтезировать соединения, в молекулы которых входило 18 остатков различных аминокислот, соединенных пептидными связями. Эти полипептиды по некоторым свойствам напоминали белки. Упрощенно синтез полипептидов можно изобразить так:



<sup>1</sup> Глицин образуется при гидролизе клея, полученного из субпродуктов животных.

<sup>2</sup> Аланин можно получить почти из всех белков.



трипептид

В молекулах белков *аминокислотные остатки повторяются многократно в строгой последовательности*. Эта последовательность аминокислотных звеньев в линейной полипептидной цепи называется *первичной структурой* белковой молекулы (рис. 169).

Пространственная конфигурация белковой молекулы, напоминающая спираль, образуется благодаря многочисленным водородным связям, которые имеются между группами  $-\text{CO}-$  и  $-\text{NH}-$  (рис. 170). Такая структура белка называется *вторичной*.

В пространстве закрученная в спираль полипептидная цепь образует *третичную структуру* белка (рис. 171). Она поддерживается взаимодействием разных функциональных групп полипептидной цепи. Так, например, между атомами серы часто образуется дисульфидный мостик ( $-\text{S}-\text{S}-$ ), между карбоксигруппой и гидроксигруппой имеется сложноэфирный мостик, а между карбоксигруппой и аминогруппой может возникнуть солевой мостик. Для этой структуры характерны и водородные связи. Третичная структура белка во многом обуславливает специфическую биологическую активность белковой молекулы.

Белок — высшая форма развития органических веществ. В нем объединяются признаки разных классов органических соединений, что в своем сочетании дает совершенно новые качества, имеющие большое значение в жизненных процессах организма.

**Физические свойства.** Белки бывают растворимые и нерастворимые в воде. Некоторые из них с водой образуют студни.

**Химические свойства.** 1. Для белков характерны реакции, в результате которых выпадает осадок. В одних случаях полученный осадок при избытке воды вновь растворяется, а в других —

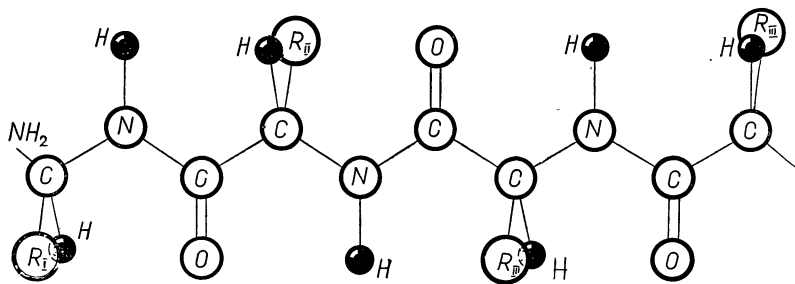


Рис. 169. Первичная структура белков.



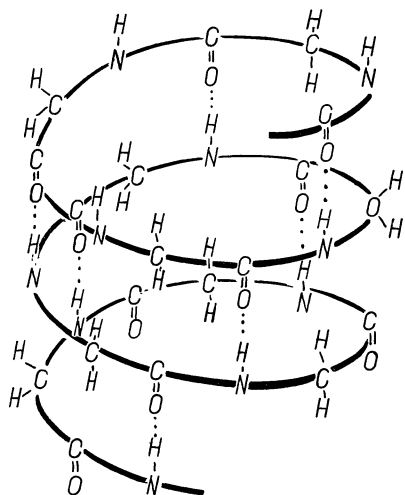


Рис. 170. Вторичная структура белков.

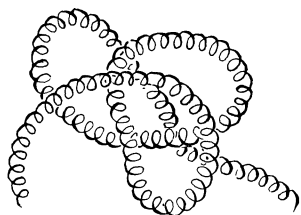


Рис. 171. Третичная структура белков.

происходит необратимое свертывание белков, т. е. *денатурация*, в результате чего молекулы белков подвергаются необратимым химическим изменениям. Так, например, этанол осаждает белки по-разному. Если на белок яйца кратковременно подействовать разбавленным раствором этилового спирта, то полученный осадок можно растворить в воде. Но если на белок подействовать неразбавленным этанолом, то происходит необратимое свертывание (денатурация).

Белки с солями легких металлов и аммония ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  и др.) образуют осадок, который можно опять растворить. Но при действии солей тяжелых металлов ( $\text{Fe}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Hg}$  и др.), а также концентрированной азотной кислоты происходит необратимое свертывание белков. Такой же результат получается и при нагревании белков.

## 2. Цветные реакции белков.

а) Если к небольшому количеству раствора белков прилить немного гидроксида натрия и

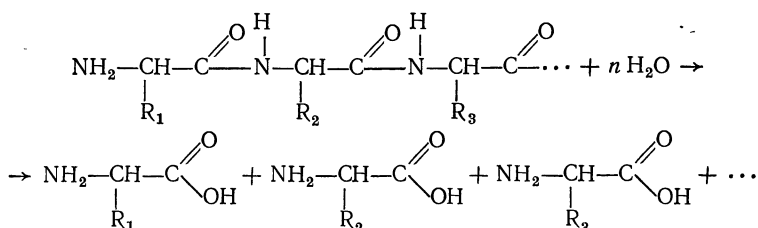
по каплям добавить раствор сульфата меди (II), то появляется красно-фиолетовая окраска.

Такая же реакция происходит и с другими соединениями, которые содержат пептидные группы.

б) При действии на белки концентрированной азотной кислотой они окрашиваются в желтый цвет. Эта реакция доказывает, что в состав белков входят остатки ароматических аминокислот.

в) Если к раствору белков прилить ацетат свинца (II), а затем гидроксид натрия и нагреть, то выпадает черный осадок сульфида свинца (II) за счет соединения серы со свинцом.

3. *Гидролиз белков.* При нагревании белков с щелочами или кислотами происходит гидролиз:



**Превращение белков в организме.** В организмах животных и человека под влиянием ферментов (пепсина, трипсина, эрепсина и др.) происходит гидролиз белков. В результате образуются аминокислоты, которые всасываются ворсинками кишечника в кровь и используются для образования белков, специфических данному организму. Синтез белков идет с поглощением энергии. Эту энергию доставляют молекулы АТФ. В организме одновременно с синтезом белков непрерывно происходит и полное их разрушение, вначале до аминокислот, а затем до оксида углерода (IV), аммиака и воды. Аммиак превращается в мочевину, которая выводится с мочой. При этих процессах выделяется энергия, но в меньшем количестве, чем при распаде углеводов и жиров.

**Успехи в изучении синтеза белков.** Уже первое ознакомление с белками дает некоторое представление о чрезвычайно сложном строении молекул белков (рис. 172). На рисунке 173 схематично изображено строение гемоглобина (кружочками обозначены радикалы соответствующих аминокислот).

В состав макромолекул белков входят различные аминокислоты, которые расположены в строгой последовательности. На

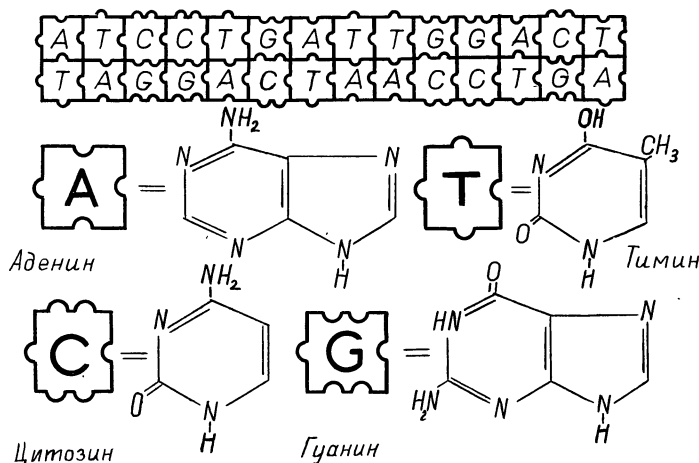


Рис. 172. Схематическое изображение строения цепи молекул ДНК. Цепь молекул ДНК образована аденином, тиминном, цитозином и гуанином.

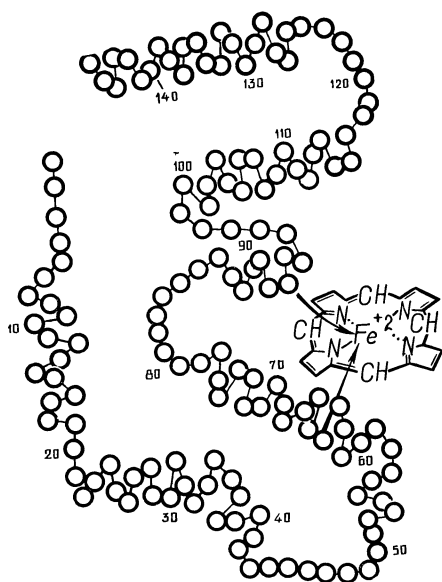


Рис. 173. Строение молекулы гемоглобина.

современном этапе развития химической науки еще очень трудно выявить все сложные структуры молекул белков. Первый белок, у которого в 1954 г. удалось расшифровать первичную структуру, был инсулин (регулирует содержание сахара в крови). Для этого потребовалось почти десять лет. Молекула инсулина состоит из двух полипептидных цепочек. Одна из них содержит 21, а другая 30 аминокислотных остатков. В настоящее время осуществлен синтез инсулина. Для получения одной из полипептидных цепочек потребовалось провести 89 реакций, а для получения другой — 138. В живых организмах синтез белков происходит очень быстро (иногда почти мгновенно), поэтому

ученые настойчиво изучают его механизм.

Синтез белков в условиях лабораторий и химических заводов — задача очень сложная. Решение ее явится величайшей победой всего человечества над природой, которая откроет невиданные ресурсы получения разнообразных веществ и материалов для народного потребления и техники. Осуществится проблема синтетического получения пищи (широкие исследования в этой области ведут академик А. Н. Несмеянов и другие ученые), и реальной окажется задача ликвидации многих болезней.

### Лабораторные опыты

**Растворение и осаждение белков.** 1. Налейте в колбу 2—3 мл белка яйца, добавьте 15—20 мл воды и встряхните. Белок растворится.

2. Влейте в пробирку 2—3 мл полученного раствора белка и добавьте к нему 0,5 мл разбавленного раствора этанола. Образуется взвесь.

3. К мутному раствору белка прилейте 10—15 мл воды и встряхните. Взвесь растворится.

**Денатурация белков.** 1. Налейте в пробирку 2—3 мл ранее приготовленного раствора белка, добавьте к нему 1—2 мл неразбавленного этанола. Происходит свертывание белка.

2. В пробирку с осадком прилейте 10—15 мл воды и встряхните. Осадок белка не растворится.

**Задание.** Почему при действии на белок неразбавленным спиртом образуется нерастворимый в воде осадок?

**Цветные реакции на белки.** *Биуретовая реакция.* Влейте в пробирку 2—3 мл раствора белка, добавьте несколько миллилитров раствора гидрокси-

да натрия, а затем немного раствора сульфата меди (II). Появляется красно-фиолетовая окраска.

**Ксантопротеиновая реакция.** В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и добавьте 0,5—1 мл концентрированной азотной кислоты. Белок окрашивается в желтый цвет.

**Задания 1.** Как можно доказать наличие белков в пищевых продуктах?  
2. Какова сущность цветных реакций белков?

**Свойства капрона.** 1. Тигельными щипцами внесите образец капронового волокна в пламя горелки. Капрон плавится, образуя твердый блестящий шарик темного цвета.

2. Поднесите влажную красную лакмусовую бумажку к выделяющимся газам. Бумажка синее.

3. Поместите немного капронового волокна в фарфоровую чашку и нагрейте ее. Волокно плавится.

4. Из расплава волокна стеклянной палочкой попытайтесь вытянуть нити.

5. Поместите в четыре пробирки немного капронового волокна. В первую пробирку прилейте азотную кислоту ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ ), во вторую серную кислоту ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ), в третью 10-процентного раствора гидроксида натрия, а в четвертую ацетон. Через 10 мин содержимое пробирок перемешайте стеклянной палочкой. Капроновые нити растворяются в первой и во второй пробирках, в третьей и четвертой не изменяются.

Пользуясь таблицей (*приложение*, с. 472—475), исследуйте свойства нитрона и лавсана.

## Практическая работа 5

**Решение экспериментальных задач.** 1. Получите этилен и ацетилен и проделайте с ними опыты, подтверждающие их характерные свойства. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. В двух пробирках даны вещества: а) этанол; б) пропантриол-1,2,3. Прodelайте опыты, подтверждающие их характерные свойства. Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. В двух пробирках даны вещества: а) бензол; б) уксусная кислота. Прodelайте опыты подтверждающие их характерные свойства. Составьте уравнения соответствующих реакций. Уравнения реакций, относящиеся к уксусной кислоте, напишите в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

4. В одной пробирке дан кристаллический фенол, а в другой раствор формальдегида. Прodelайте опыты, которые подтверждают их характерные химические свойства. Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. В двух пробирках даны вещества: а) глюкоза; б) сахароза. Определите эти вещества при помощи характерных химических реакций и составьте соответствующие уравнения.

6. Даны следующие вещества: этанол, пропанол, растворы метановой, этановой и серной кислот. Получите четыре различных сложных эфира и составьте соответствующие уравнения.

## Практическая работа 6

**Распознавание пластмасс и волокон.** Прежде чем приступить к выполнению практической работы, ознакомьтесь со свойствами пластмасс и волокон (*приложение*, с. 470). После этого получите задание от учителя. Распознавание пластмасс следует начать с внешнего осмотра, а затем перейти к изучению их отношения к нагреванию и горению. Потом испытывают действие на них растворителей.

Распознавание волокон начинают с их сжигания. При этом прослеживают, с какой скоростью происходит горение, исследуют запах продуктов разложения, свойства остатка, который образуется после сгорания. Затем проверяют действие на волокна кислот, щелочей и растворителей.

1. Выданы четыре пакетика с образцами пластмасс: а) поливинилхлорид,

аминопласт, целлулоид и фенопласт; б) полиэтилен, полистирол, полиметил-метакрилат и капрон. Определите, какая пластмасса находится в каждом из пакетиков.

2. Выданы четыре пакетика с образцами волокон: а) натуральный шелк (или шерсть), вискозное волокно, нитрон и лавсан; б) хлопчатобумажная ткань, ацетатное волокно, хлорин и капрон. Определите, какое волокно находится в каждом из пакетиков.

### ***Вопросы и упражнения***

1. Какие элементы входят в состав белков? Охарактеризуйте строение белковых молекул.

2. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?

3. Где белки встречаются в природе и каково их значение?

4. Охарактеризуйте физические и химические свойства белков.

5. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания и в шерстяных и шелковых тканях?

6. Сколько различных трипептидов могут образоваться при сочетании трех аминокислот (по выбору)? Составьте уравнения соответствующих реакций.

7. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме? Дайте общую характеристику роли белков в процессах жизнедеятельности человека и животных.

8. Какова роль ДНК и РНК в биохимических процессах, протекающих в организме человека? Какова роль нуклеиновых кислот в регулировке механизма наследственности?

9. В чем состоят трудности синтеза белков? Как химики в настоящее время решают эту проблему? Какие в этой области имеются достижения и какие задачи предполагается решить в будущем?

.....

### Растворимость солей, кислот и оснований в воде

[illegible]

Р — растворимые (больше 1 г в 100 г воды); М — малорастворимые (от 1 г и до 0,001 г в 100 г воды);

Н — нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды); черточка — разлагаются водой или не существуют.

### Плотности растворов некоторых щелочей

Концентрация раствора, в %	Плотность раствора ( $\cdot 10^3$ кг/м <sup>3</sup> )			Концентрация раствора, в %	Плотность раствора ( $\cdot 10^3$ кг/м <sup>3</sup> )		
	KOH	NaOH	H <sub>3</sub> N		KOH	NaOH	H <sub>3</sub> N
4	1,033	1,043	0,981	34	1,334	1,374	0,889
6	1,048	1,065	0,973	36	1,358	1,395	0,884
8	1,065	1,092	0,967	38	1,384	1,416	—
10	1,082	1,115	0,960	40	1,411	1,437	—
12	1,100	1,137	0,958	42	1,437	1,458	—
14	1,118	1,159	0,946	44	1,460	1,478	—
16	1,137	1,181	0,939	46	1,485	1,499	—
18	1,156	1,203	0,932	48	1,511	1,519	—
20	1,176	1,225	0,926	50	1,538	1,540	—
22	1,196	1,247	0,919	52	1,564	1,560	—
24	1,217	1,268	0,913	54	1,590	1,580	—
26	1,240	1,289	0,908	56	1,616	1,601	—
28	1,263	1,310	0,903	58	—	1,622	—
30	1,286	1,332	0,898	60	—	1,643	—
32	1,310	1,352	0,893				

### Плотности растворов некоторых кислот

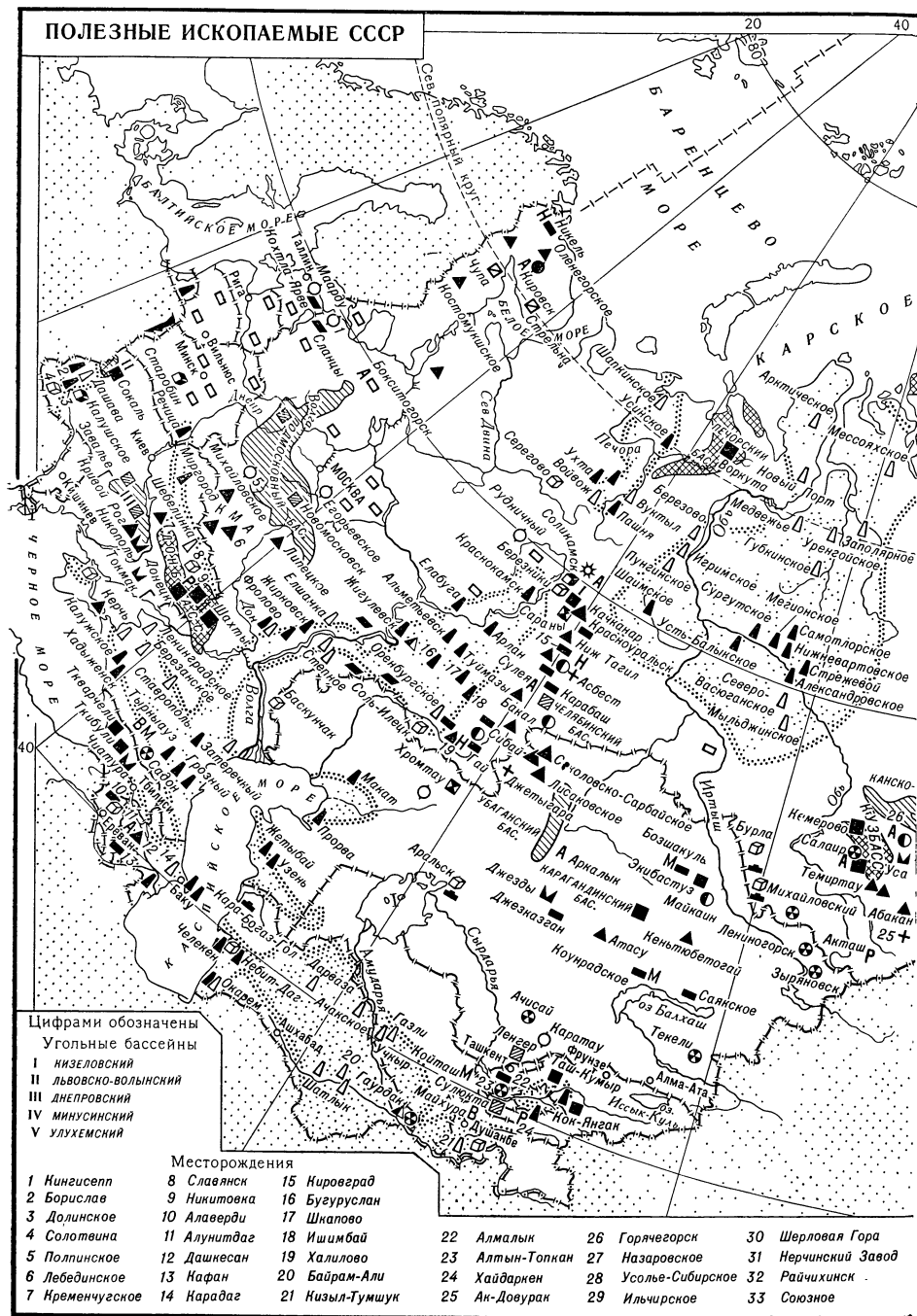
Концентрация раствора, в %	Плотность раствора ( $\cdot 10^3$ кг/м <sup>3</sup> )			Концентрация раствора, в %	Плотность раствора ( $\cdot 10^3$ кг/м <sup>3</sup> )		
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl
4	1,027	1,022	1,019	54	1,439	1,340	
6	1,040	1,033	1,029	56	1,460	1,351	
8	1,055	1,044	1,039	58	1,482	1,362	
10	1,069	1,056	1,049	60	1,503	1,373	
12	1,083	1,068	1,059	62	1,525	1,384	
14	1,098	1,080	1,069	64	1,547	1,394	
16	1,112	1,093	1,079	66	1,571	1,403	
18	1,127	1,106	1,089	68	1,594	1,412	
20	1,143	1,119	1,100	70	1,617	1,421	
22	1,158	1,132	1,110	72	1,640	1,429	
24	1,174	1,145	1,121	74	1,664	1,437	
26	1,190	1,158	1,132	76	1,687	1,445	
28	1,205	1,171	1,142	78	1,710	1,453	
30	1,224	1,184	1,152	80	1,732	1,460	
32	1,238	1,198	1,163	82	1,755	1,467	
34	1,255	1,211	1,173	84	1,776	1,474	
36	1,273	1,225	1,183	86	1,793	1,480	
38	1,290	1,238	1,194	88	1,808	1,486	
40	1,307	1,251	—	90	1,819	1,491	
42	1,324	1,264	—	92	1,830	1,496	
44	1,342	1,277	—	94	1,837	1,500	
46	1,361	1,290	—	96	1,840	1,504	
48	1,380	1,303	—	98	1,841	1,510	
50	1,399	1,316	—	100	1,838	1,522	
52	1,419	1,328	—				

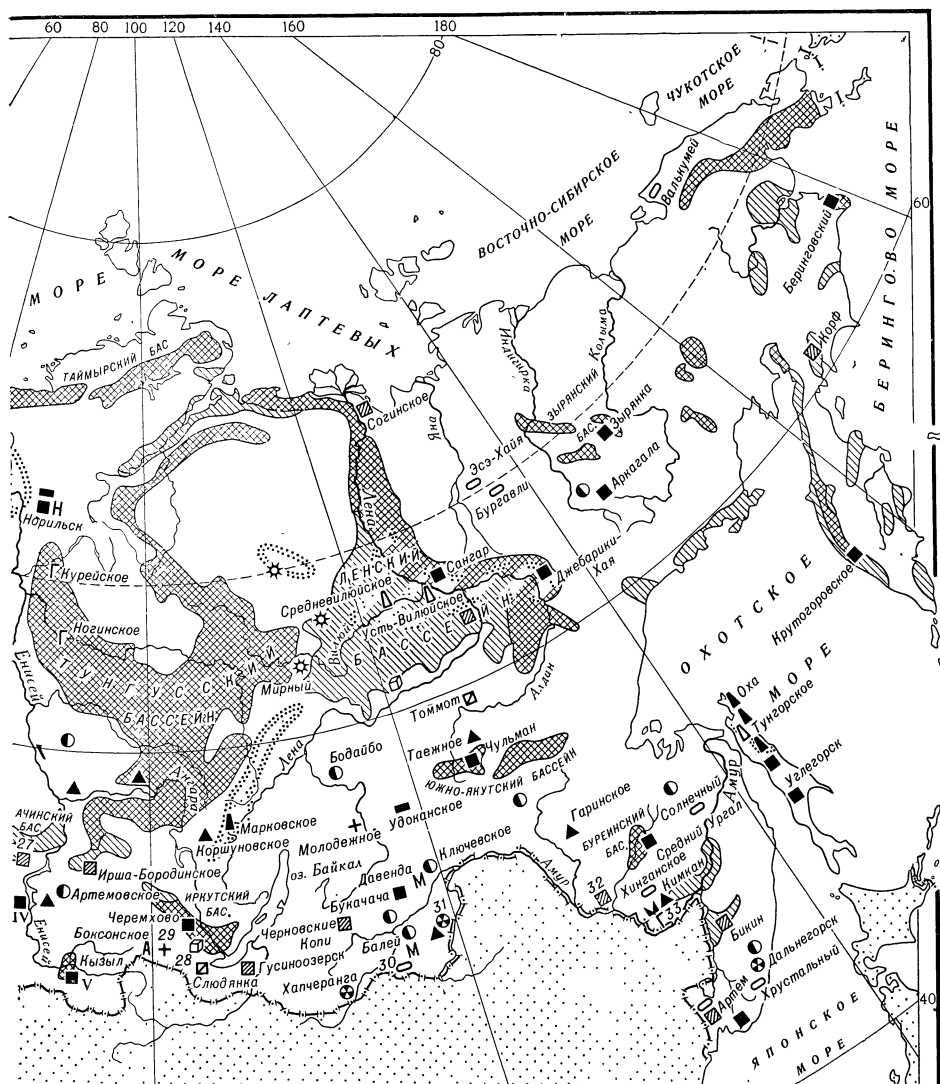
# Молекулярные массы (округленные) неорганических соединений

Анионы	Молекулярные массы соединений, образуемых катионами															
	H+	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na+	K+	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>
O <sup>2-</sup>	—	—	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH <sup>-</sup>	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl <sup>-</sup>	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br <sup>-</sup>	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
I <sup>-</sup>	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S <sup>2-</sup>	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811



# ПОЛЕЗНЫЕ ИСКОПАЕМЫЕ СССР





# ПОЛЕЗНЫЕ ИСКОПАЕМЫЕ

- Каменный уголь
- ▨ Бурый уголь
- ▤ Горючие сланцы
- Торф
- ▲ Нефть
- △ Горючие газы
- ▲ Железные руды
- ▼ Марганцевые руды

- ⊠ Хромитовые руды
- Н Никелевые руды
- В Вольфрамовые руды
- М Молибденовые руды
- А Аллюминиевые руды
- ⊕ Медные руды
- ⊗ Полиметаллические руды
- Оловянные руды
- Р Ртутные руды
- Золото

- + Асбест
- Г Графит
- Слюда
- ⬤ Апатиты
- Фосфориты
- ▲ Сера
- △ Калийные соли
- ▤ Поваренная соль
- ▤ Гипс
- ⬤ Глауберова соль
- ☆ Алмазы

- Площади залегания:
- ▨ каменного угля
  - ▨ бурого угля
  - ▨ Нефтегазоносные площади

350 0 350 км

# Распознавание

Название пластмассы	Формула	Внешние признаки	Отношение к нагреванию, горение
Полиэтилен	$(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$	По внешнему виду сходен с парафином. Относительно мягкий и эластичный материал. Тонкие пленки прозрачные. Цвет различный	При нагревании размягчается, можно вытянуть нити. Горит синим пламенем, при этом плавится и образует капли
Поливинилхлорид	$\left( \begin{array}{c} -\text{CH}_2-\text{CH}- \\   \\ \text{Cl} \end{array} \right)_n$	Относительно мягкий материал. При пониженной температуре становится твердым и хрупким. Цвет различный	При нагревании размягчается. Горит небольшим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. Вне пламени гаснет. При горении чувствуется острый запах
Полистирол	$\left( \begin{array}{c} -\text{CH}_2-\text{CH}- \\   \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array} \right)_n$	Твердый, хрупкий, почти прозрачный или непрозрачный материал. Может быть разного цвета	При нагревании размягчается, легко вытягивается в нити
Фенолформальдегидные (фенопласты)	$\left[ \begin{array}{c} \text{C}-\text{OH} \\ / \quad \backslash \\ -\text{C} \quad \text{C}-\text{CH}_2- \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C} \quad \text{C}-\text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{C}-\text{H} \end{array} \right]_n$	Твердые, хрупкие материалы темного цвета с блестящей поверхностью	При сильном нагревании разлагаются. Горят, распространяя резкий запах фенола, вне пламени постепенно гаснут
Капрон	$\left[ \begin{array}{c} -\text{N}-(\text{CH}_2)_5-\text{C}- \\   \quad \quad \quad    \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \end{array} \right]_n$	Эластичный, прозрачный материал. Легко окрашивается красками для тканей	При сильном нагревании плавится. При горении образует твердый блестящий шарик темного цвета, распространяя неприятный запах

пластмасс

Реакции на продукты разложения	Действие растворителей		
	аcetона	бензола	дихлорэтана
Обесцвечивают растворы $KMnO_4$ и бромной воды	Не растворяется		
Выделяющийся хлороводород окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет, с раствором $AgNO_3$ образует осадок белого цвета	Не растворяется	Набухает, становится рыхлым	
Обесцвечивает растворы $KMnO_4$ и бромной воды	Набухает	Растворяется (растворяется также в толуоле и в ксилоле)	
—	Не растворяются		
Образующиеся соединения, содержащие аминокгруппы, окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет	Не растворяется (растворяется в конц. $HNO_3$ , $H_2SO_4$ и в расплавленном феноле)		

Название пластмассы	Формулы	Внешние признаки	Отношение к нагреванию, горению
Аминопласты	—	Твердые, хрупкие материалы разного цвета	При сильном нагревании разлагаются. Почти не горят, обугливаются, распространяя резкий запах
Полиметакрилат	$\left( -\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\overset{ }{\text{C}}}-\text{COOCH}_2- \right)_n$	Относительно твердый, прозрачный материал	При нагревании размягчается. Горит желтым с синей каймой у краев пламенем, с характерным потрескиванием, распространяя специфический запах сложных эфиров
Целлюлоид		Эластичный, относительно мягкий прозрачный материал	При нагревании разлагается. Очень легко загорается и быстро сгорает, оставляя следы золы

#### Распознавание

Волокно	Формула	Сжигание	Реакции на продукты разложения
Хлопок (хлопчатобумажная ткань)	$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$	Горит быстро, с запахом жженой бумаги. Остается черный пепел	Окрашивают синюю лакмусовую бумажку в красный цвет
Шерсть, натуральный шелк	—	Горят медленно, с запахом жженных волос, образуя шарик черного цвета, который растрескивается в порошок	Окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет

Реакции на продукты разложения	Действие растворителей		
	ацетона	бензола	дихлорэтана
Окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет	Не растворяются		
Обесцвечивает растворы $\text{KMnO}_4$ и бромной воды	Набухает	Растворяется (растворяется также в тетрахлорметане)	
—	Растворяется	Не растворяется	

## ВОЛОКОН

Действие кислот и щелочей (н.у.)			Действие растворителей	
$\text{HNO}_3$ (плотн. $1,4 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ )	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (плотн. $1,84 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ )	$\text{NaOH}$ (10%)	ацетона	расплавленного фенола
Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется	Набухает, но не растворяется	Не растворяется	
Набухают и окрашиваются в желтый цвет	Разрушаются	Растворяются	Не растворяются	

Волокно	Формула	Сжигание	Реакции на продукты разложения
Вискозное	$(C_6H_{10}O_5)_n$	Горит быстро, с запахом жженой бумаги. Остаются следы золы	Окрашивают синюю лакмусовую бумажку в красный цвет
Ацетатное	$\left( C_6H_7O_2 \begin{array}{l} \diagup OCOCH_3 \\ - OCOCH_3 \\ \diagdown OCOCH_3 \end{array} \right)_n$ или $\left( C_6H_7O_2 \begin{array}{l} \diagup OCOCH_3 \\ - OCOCH_3 \\ \diagdown OH \end{array} \right)_n$	Горит быстро, образуя шарик темно-бурого цвета. Вне пламени не горит	Окрашивают синюю лакмусовую бумажку в красный цвет
Капрон	$\left[ \begin{array}{cc} H & O \\   &    \\ -N-(CH_2)_5-C- \end{array} \right]_n$	Плавится, образуя твердый блестящий шарик темного цвета. Чувствуется неприятный запах	Окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет
Нитрон	$\left( \begin{array}{c} -CH_2-CH- \\   \\ CN \end{array} \right)_n$	Горит, образуя темный, не блестящий, рыхлый шарик	Окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет
Хлорин	$\left( \begin{array}{cccc} -CH_2-CH-CH-CH- \\   \quad   \quad   \\ Cl \quad Cl \quad Cl \end{array} \right)_n$	При поджигании горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. Вне пламени не горит. При горении распространяет острый запах	Образующийся хлороводород окрашивает влажную синюю лакмусовую бумажку в красный цвет, дает осадок с $AgNO_3$
Лавсан	$(-\overset{O}{\parallel}C-C_6H_4-\overset{O}{\parallel}C-CH_2-CH_2-O-)_n$	Горит коптящим пламенем и образует твердый, блестящий шарик темного цвета	На стенках пробирки образуется желтое кольцо

Действие кислот и щелочей (н.у.)			Действие растворителей	
$\text{HNO}_3$ (плотн. $1,4 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ )	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (плотн. $1,84 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$ )	$\text{NaOH}$ (10%)	аcetона	расплавленного фенола
Растворяет- ся, образуя бесцветный раствор	Растворяет- ся, образуя красно-корич- невый раствор	Сильно на- бухает и рас- творяется	Не растворяется	
Растворяет- ся, образуя бесцветный раствор	Растворяет- ся	Образуется желтоватый раствор	Растворя- ется	Не раство- ряется
Растворяется, образуя бес- цветный раствор		Не раство- ряется	Не раство- ряется	Растворяется
Не раство- ряется (раство- ряется в ды- мщей $\text{HNO}_3$ )	Растворяет- ся	Не раство- ряется (при кипячении во- локно крас- неет)	Не растворяется	
Не растворяется			Растворя- ется	Не растворя- ется
Не раство- ряется (раство- ряется в ды- мщей $\text{HNO}_3$ )	Растворяется	Не раство- ряется	Не раст- воряется	Растворяет- ся



## ВАЖНЕЙШИЕ ТИПЫ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

### I. Вывод химических формул

1. *Нахождение химической формулы по процентному составу вещества.*

**Задача.** В состав вещества входит 72,41% железа и 27,59% кислорода. Как вывести химическую формулу?

**Решение.** Находим отношение чисел атомов:

$$\text{Fe} : \text{O} = \frac{72,41}{56} : \frac{27,59}{16} = 1,29 : 1,72$$

Меньшее число принимаем за единицу и находим следующее отношение:

$$\text{Fe} : \text{O} = 1 : 1,33$$

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  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

2. *Нахождение химической формулы по массовым отношениям элементов, входящих в состав данного вещества.*

**Задача.** Найти химическую формулу вещества, в состав которого входит 9 мас. ч. алюминия и 8 мас. ч. кислорода.

**Решение.** Находим отношение чисел атомов:

$$\text{Al} : \text{O} = \frac{9}{27} : \frac{8}{16} = 0,33 : 0,5 = 0,99 : 1,5 = 2 : 3$$

**Ответ.** Химическая формула данного вещества  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

3. *Нахождение химической формулы по процентному составу, плотности или относительной плотности данного вещества в газообразном состоянии.*

**Задача 1.** Экспериментально установлено, что в состав газообразного вещества входят 85,7% углерода и 14,3% водорода. Масса 1 л этого газа при нормальных условиях 1,25 г. Как найти химическую формулу данного вещества?

**Решение.** Находим отношение чисел атомов:

$$\text{C} : \text{H} = \frac{85,7}{12} : \frac{14,3}{1} = 7,15 : 14,30 = 1 : 2$$

Следовательно, простейшая формула этого газа  $\text{CH}_2$ . Однако отношению чисел атомов 1 : 2 соответствуют много формул, например,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$  и т. д. Чтобы выяснить, какая из этих формул, относится к данному газу, находим молярную массу по плотности:

$$M = \nu \cdot \rho = 22,4 : 1,25 = 28 \text{ (г/моль)}$$

$$m_{\text{CH}_2} = 12 + 2 = 14 \text{ (г)}$$

Так как молярная масса 28 г соответствует только формуле  $\text{C}_2\text{H}_4$ , то она является истинной формулой этого вещества.

*Ответ.* Химическая формула исследуемого вещества  $\text{C}_2\text{H}_4$  (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 1,59. Как определить молекулярную формулу данного вещества?

*Решение.* Так как при сгорании данного вещества образуется оксид углерода (IV) и вода, то из этого следует, что в состав данного вещества входят углерод и водород. Находим сначала массу углерода:

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{В } 44 \text{ г CO}_2 \text{ содержится} & 12 \text{ г C} \\ \text{» } 4,4 \text{ г »} & \text{»} & x_1 \text{ г »} \end{array}$$

$$x_1 = \frac{4,4 \cdot 12}{44} = 1,2 \text{ (г)}$$

Находим массу водорода:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ г/моль}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{В } 18 \text{ г H}_2\text{O} \text{ содержится} & 2 \text{ г H} \\ \text{» } 2,7 \text{ г »} & \text{»} & x_2 \text{ г »} \end{array}$$

$$x_2 = \frac{2,7 \cdot 2}{18} = 0,3 \text{ (г)}$$

Если в исследуемом веществе содержится кислород, то его находят по разнице масс углерода и водорода:

$$1,2 + 0,3 = 1,5 \text{ (г)}$$

$$2,3 - 1,5 = 0,8 \text{ (г)}$$

Находим отношение чисел атомов:

$$\text{C} : \text{H} : \text{O} = \frac{1,2}{12} : \frac{0,3}{1} : \frac{0,8}{16} = 0,1 : 0,3 : 0,05 = 2 : 6 : 1$$

Следовательно, простейшая формула этого вещества  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

Находим молярную массу исследуемого вещества по простейшей формуле и по его относительной плотности паров по воздуху:

$$M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 46 \text{ г/моль}$$

$$M = 29\rho = 29 \cdot 1,59 = 46,11 \text{ (г/моль)}$$

В данном случае простейшая формула  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  является истинной.

*Ответ.* Химическая формула вещества  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

## II. Расчеты по химическим формулам

1. *Нахождение массовых отношений между элементами по химической формуле сложного вещества.*

**Задача.** Найти массовые отношения между элементами в гидроксиде кальция.

*Решение.* 1) Находим молярную массу гидроксида кальция:

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 + (16 + 1) \cdot 2 = 74 \text{ (г/моль)}$$

2) Находим массовые отношения между кальцием, кислородом и водородом:

$$40 : 32 : 2 = 20 : 16 : 1$$

Ответ. Массовые отношения между элементами 20 : 16 : 1.

2. Выражение состава сложного вещества в процентах.

Задача. Как определить процентный состав элементов в гидроксиде натрия?

Решение. 1) Находим молярную массу гидроксида натрия:

$$M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ (г/моль)}$$

2) Вычисляем процентное содержание натрия:

$$\begin{array}{lcl} \text{В } 40 \text{ г NaOH} & \text{содержится} & 23 \text{ г Na} \\ \text{» } 100 \text{ г} & \text{»} & x_1 \text{ г} \end{array}$$

$$x_1 = \frac{23 \cdot 100}{40} = 57,5 \text{ (г, или \%)}$$

3. Вычисляем процентное содержание кислорода:

$$\begin{array}{lcl} \text{В } 40 \text{ г NaOH} & \text{содержится} & 16 \text{ г O} \\ \text{» } 100 \text{ г} & \text{»} & x_2 \text{ г} \end{array}$$

$$x_2 = \frac{16 \cdot 100}{40} = 40 \text{ (г, или \%)}$$

4) Вычисляем процентное содержание водорода:

$$\begin{array}{lcl} \text{В } 40 \text{ г NaOH} & \text{содержится} & 1 \text{ г H} \\ \text{» } 100 \text{ г} & \text{»} & x_3 \text{ г} \end{array}$$

$$x_3 = \frac{1 \cdot 100}{40} = 2,5 \text{ (г, или \%)}$$

5) Проверяем правильность вычисления:

$$57,5 + 40 + 2,5 = 100 \text{ (\%)}$$

Ответ. В NaOH содержится 57,5% Na, 40% O и 2,5% H.

Примечание. Процентное содержание водорода можно также вычислить по разности

$$57,5 + 40 = 97,5 \text{ (\%)}$$

$$100 - 97,5 = 2,5 \text{ (\%)}$$

3. Нахождение массы элемента в заданной массе сложного вещества.

Задача. Вычислить, сколько алюминия содержится в 408 т оксида алюминия.

Решение. 1) Находим мегомолярную массу оксида алюминия:

$$MM_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102 \text{ (т/Ммоль)}$$

2) Вычисляем массу алюминия, содержащуюся в 408 т оксида алюминия

$$\begin{array}{lcl} \text{В } 102 \text{ т Al}_2\text{O}_3 & \text{содержится} & 54 \text{ т Al} \\ \text{» } 408 \text{ т} & \text{»} & x \text{ т} \end{array}$$

$$x = \frac{408 \cdot 54}{102} = 216 \text{ (т)}$$

Ответ. В 408 т  $\text{Al}_2\text{O}_3$  содержится 216 т Al.

Примечание. Если дано вещество с примесью, тогда сначала 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):

$$M_{\text{CuO}} = 64 + 16 = 80 \text{ (г/моль)}$$

2) Вычисляем массу оксида (меди II):

$$\begin{array}{ccc} 64 \text{ т Cu} & \text{содержится в} & 80 \text{ т CuO} \\ 3,2 \text{ т } & \text{»} & \text{в } x \text{ т } \end{array}$$

$$x = \frac{3,2 \cdot 80}{64} = 4 \text{ (т)}$$

Ответ. 3,2 т Cu содержится в 4 т CuO.

### III. 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, содержащуюся в смеси.

2. Составляют уравнение соответствующей химической реакции.

3. В уравнении реакции одной чертой подчеркивают химические формулы веществ, массы которых указаны в задаче, а двумя чертами — формулы тех веществ, массы которых требуется вычислить.

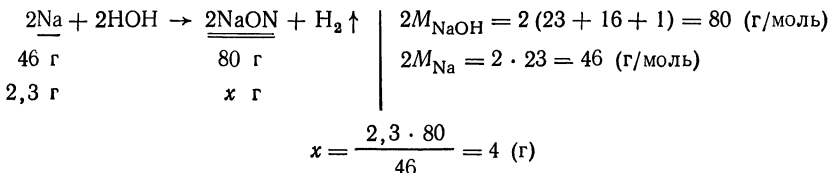
4. Вычисляют моль (или кмоль, ммоль в зависимости от того, в каких единицах измерения даны количества веществ, формулы которых подчеркнуты).

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. Сколько граммов гидроксида натрия образуется, при взаимодействии 2,3 г натрия с водой?

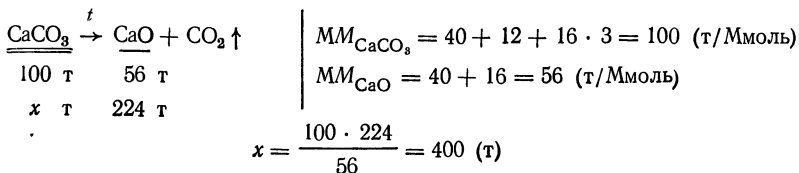
Решение:



Ответ. Образуется 4 г гидроксида натрия.

Задача 2. Сколько тонн карбоната кальция потребуется, чтобы получить 224 г оксида кальция?

Решение.



Ответ. Требуется 400 т  $\text{CaCO}_3$ .

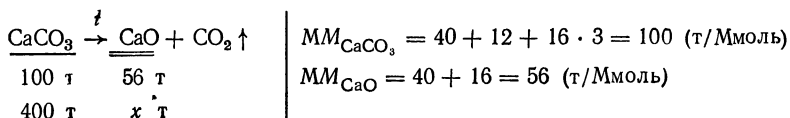
2. Вычисление массы вещества (исходного или получаемого) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (получаемого или исходного), содержащего определенную массу примесей.

Задача 1. Сколько тонн оксида кальция можно получить из 500 т известняка, содержащего 20% примесей?

Решение.

100 т известняка содержат 80 т  $\text{CaCO}_3$   
 500 т » » » x т »

$$x = \frac{500 \cdot 80}{100} = 400 \text{ (т)}$$

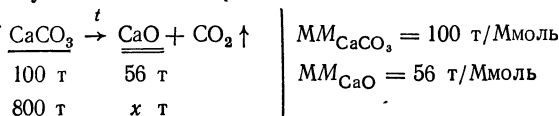


$$x = \frac{400 \cdot 56}{100} = 224 \text{ (т)}$$

Ответ. Можно получить 224 т  $\text{CaO}$ .

Задача 2. Сколько тонн жженой извести, содержащей 90% оксида кальция, можно получить из 800 т карбоната кальция?

Решение.



$$x = \frac{800 \cdot 56}{100} = 448 \text{ (т CaO чистого)}$$

90 т чистого  $\text{CaO}$  содержится в 100 т жженой извести

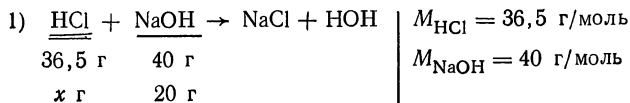
448 т »  $\text{CaO}$  » в x т » »

$$x = \frac{448 \cdot 100}{90} = 497,8 \text{ (т 90-процентной жженой извести)}$$

Ответ. Можно получить 497,8 т 90-процентной жженой извести.

Задача 3. Сколько миллилитров 20-процентной соляной кислоты ( $\rho = 1,152 \text{ г/см}^3$ ) потребуется, чтобы нейтрализовать 20 г гидроксида натрия?

Решение.



$$x = \frac{36,5 \cdot 20}{40} = 18,25 \text{ (г)}$$

2) Вычисляем, сколько граммов 20-процентной соляной кислоты потребуется:

В 100 г 20-процентного раствора содержится 20 г чистой HCl

» x г » » » 18,25 г » »

$$x = \frac{100 \cdot 18,25}{20} = 91,25 \text{ (г)}$$

3) Вычисляем, сколько миллилитров 20-процентной соляной кислоты требуется:

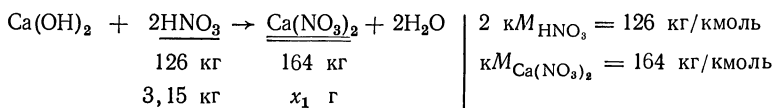
$$\frac{91,25}{1,152} = 79,21 \text{ (мл)}$$

*Ответ.* Потребуется 79,21 мл 20-процентной соляной кислоты.

3. *Вычисление массы продукта реакции, если известен процент выхода по сравнению с теоретически возможным (и обратная задача).*

**Задача 1.** На гашеную известь, взятую в необходимом количестве, подействовали 3,15 кг чистой азотной кислоты. Сколько получили нитрата кальция  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , если практический выход составляет 98% по сравнению с теоретическим?

*Решение.*



$$x_1 = \frac{3,15 \cdot 164}{126} = 4,1 \text{ (кг Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{, теоретический выход)}$$

4,1 кг  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  соответствует 100-процентному выходу

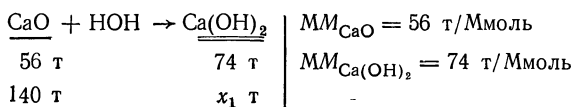
$x_2$  кг » » 98-процентному выходу

$$x_2 = \frac{4,1 \cdot 98}{100} = 4,02 \text{ (кг)}$$

*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 это составляет по сравнению с теоретическим выходом?

*Решение.*



$$x_1 = \frac{140 \cdot 74}{56} = 185 \text{ (т Ca}(\text{OH})_2 \text{, теоретический выход)}$$

185 т — 100%

182 т —  $x_2$  %

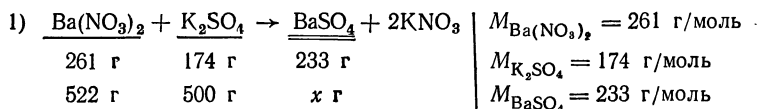
$$x_2 = \frac{182 \cdot 100}{185} = 98,38 \text{ (% практического выхода)}$$

*Ответ.* Практический выход составляет 98,38%.

4. *Вычисление массы продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке.*

**Задача 1.** Вычислить, сколько сульфата бария выпадет в осадок при сливании растворов, один из которых содержит 522 г нитрата бария, а второй 500 г сульфата калия.

Решение.



2) Находим, сколько молей каждого из веществ содержится в растворе:

$$522 : 261 = 2 \text{ (моль Ba(NO}_3)_2)$$

$$500 : 174 \approx 2,9 \text{ (моль K}_2\text{SO}_4)$$

3) По данному уравнению видно, что один моль нитрата бария реагирует с одним молем сульфата калия. Следовательно, сульфат калия дан в избытке. Расчет ведут по веществу, которое дано в недостатке:

$$\begin{array}{ccccccc}
 \text{При взаимодействии} & 261 \text{ г} & \text{Ba(NO}_3)_2 & \text{образуется} & 233 \text{ г} & \text{BaSO}_4 \\
 \text{»} & \text{»} & 522 \text{ г} & \text{»} & \text{»} & x \text{ г} \text{ »} \\
 x = \frac{522 \cdot 233}{261} & = & 466 \text{ (г)}
 \end{array}$$

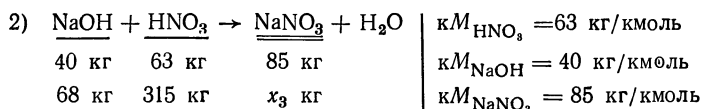
Ответ. В осадок выпадет 466 г BaSO<sub>4</sub>.

Задача 2. Вычислить, сколько нитрата натрия получится при взаимодействии 630 кг 50-процентной азотной кислоты с 170 кг 40-процентного гидроксида натрия.

Решение. 1) Находим, какая масса чистых веществ дана:

$$\begin{array}{rcccl}
 100 \text{ кг раствора} & \text{содержат} & 50 \text{ кг HNO}_3 \\
 630 \text{ кг} & \text{»} & \text{»} & x_1 \text{ кг} & \text{»} \\
 x_1 = \frac{50 \cdot 630}{100} & = & 315 \text{ (кг)}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{rcccl}
 100 \text{ кг раствора} & \text{содержат} & 40 \text{ кг чистого NaOH} \\
 170 \text{ кг} & \text{»} & \text{»} & x_2 \text{ кг} & \text{»} \\
 x_2 = \frac{170 \cdot 40}{100} & = & 68 \text{ (кг)}
 \end{array}$$



3) Находим, сколько киломолей каждого из веществ дано:

$$68 : 40 = 1,7 \text{ (кмоль NaOH)}$$

$$315 : 63 = 5 \text{ (кмоль HNO}_3)$$

4) Из решения видно, что азотная кислота дана в избытке. Расчет ведем по гидроксиду натрия:

$$\begin{array}{rcccl}
 \text{Из 40 кг NaOH} & \text{получается} & 85 \text{ кг NaNO}_3 \\
 \text{» 68 кг} & \text{»} & \text{»} & x_3 \text{ кг} & \text{»}
 \end{array}$$

$$x_3 = \frac{68 \cdot 85}{40} = 144,5 \text{ (кг)}$$

Ответ. Получится 144,5 кг NaNO<sub>3</sub>.

#### IV. Расчеты с использованием понятия «Моль»

1. Вычисление числа молей по данной массе вещества.

**Задача 1.** Сколько молей составляют 32 г меди?

**Решение.** Пользуясь формулой  $n = \frac{m}{M}$ , где  $n$  — число молей,  $m$  —

масса вещества,  $M$  — молярная масса данного вещества, находим число молей меди:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{32}{60} = 0,5 \text{ (моль)}$$

Можно рассуждать и так:

В 64 г меди содержится 1 моль

» 32 г » » X МОЛЬ

$$x = \frac{32 \cdot 1}{64} = 0,5 \text{ (моль)}$$

**Ответ.** 32 г меди составляет 0,5 моль.

**Задача 2.** Сколько молей составляют 66 г оксида углерода (IV)?

**Решение.** 1) Находим молярную массу оксида углерода (IV):

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем число молей оксида углерода (IV):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{66}{44} = 1,5 \text{ (моль)}$$

Ответ. 66 г оксида углерода (IV) составляют 1,5 моль.

2. Вычисление числа граммов вещества по известному числу молей вещества.

**Задача 1.** Сколько граммов содержит 0,25 моль серы?

**Решение.**

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \cdot M = 0,25 \cdot 32 = 8 \text{ (г)}$$

Ответ. В 0,25 моль содержится 8 г серы.

**Задача 2.** Сколько граммов содержат 2 моль 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:

$$n = \frac{m}{M} \quad m = n \cdot M = 2 \cdot 98 = 196 \text{ (г)}$$

**Ответ.** 2 моль содержат 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, сколько молей содержится в 20 г кальция:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{20}{40} = 0,5 \text{ (моль)}$$

2) Вычисляем число атомов кальция:



$$\begin{aligned}
 &1 \text{ моль содержит } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов} \\
 &0,5 \text{ моль} \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x \text{ атомов} \\
 &x = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ (атомов)}
 \end{aligned}$$

Ответ. В 20 г кальция содержится  $3,01 \cdot 10^{23}$  атомов.

**Задача 2.** Сколько молекул содержится в 36 г воды?

**Решение.** 1) Вычисляем молярную массу воды:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ г/моль}$$

2) Определяем число молей воды:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{36}{18} = 2 \text{ (моль)}$$

3) Определяем число молекул воды:

$$\begin{aligned}
 &1 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} \text{ содержит } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} \\
 &2 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x \text{ молекул} \\
 &x = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ (молекул)}
 \end{aligned}$$

Ответ. В 36 г воды содержится  $1,204 \cdot 10^{24}$  молекул.

## V. Расчеты, связанные с применением закона Авогадро

1. Нахождение плотности и относительной плотности по химической формуле данного газа.

**Задача.** Вычислить плотность и относительные плотности оксида углерода (IV): по водороду, по метану и по воздуху.

**Решение.** 1) Вычисляем молярную массу газов:

$$\begin{aligned}
 &\text{а) } M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль; б) } M_{\text{H}_2} = 2 \text{ г/моль; в) } M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ г/моль;} \\
 &\text{г) } M_{\text{возд.}} = 29 \text{ г/моль}
 \end{aligned}$$

2) Вычисляем плотности оксида углерода (IV):

$$\begin{aligned}
 &\text{а) } \frac{44}{22,4} = 1,96 \quad \quad \quad \text{в) } \frac{44}{16} = 2,75 \\
 &\text{б) } \frac{44}{2} = 22 \quad \quad \quad \text{г) } \frac{44}{29} = 1,5
 \end{aligned}$$

Ответ. Плотность оксида углерода (IV) (масса 1 л при нормальных условиях) равна 1,96 г/см<sup>3</sup>. Относительная плотность по водороду равна 22, по метану — 2,75, по воздуху — 1,5.

2. Вычисление объема газа по химической формуле и массе данного газа.

**Задача.** Какой объем занимают 48 г кислорода при нормальных условиях?

**Решение.** 1) Вычисляем молярную массу кислорода:

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ г/моль}$$

2) Находим, какой объем занимает 48 г кислорода:

$$\begin{aligned}
 &32 \text{ г } \text{O}_2 \text{ занимает объем } 22,4 \text{ л} \\
 &48 \text{ г } \text{O}_2 \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x \text{ л} \\
 &x = \frac{48 \cdot 22,4}{32} = 33,6 \text{ (л)}
 \end{aligned}$$

Ответ. 48 г  $O_2$  при нормальных условиях занимают объем 33,6 л.

3. Вычисление массы по химической формуле и объему данного газа при нормальных условиях.

**Задача.** Вычислить массу газовой смеси, состоящей из 5,6 м<sup>3</sup> метана и 2,24 м<sup>3</sup> оксида углерода (II).

**Решение.** 1) Вычисляем киломолярную массу метана и оксида углерода (II):

$$\kappa M_{CH_4} = 16 \text{ кг/кмоль}; \quad \kappa M_{CO} = 28 \text{ кг/кмоль}$$

2) Определяем массу 5,6 м<sup>3</sup> метана:

Масса 22,4 м<sup>3</sup>  $CH_4$  составляет 16 кг

» 5,6 м<sup>3</sup>  $CH_4$  »  $x_1$  кг

$$x_1 = \frac{5,6 \cdot 16}{22,4} = 4 \text{ (кг)}$$

3) Определяем массу 2,24 м<sup>3</sup> оксида углерода (II):

Масса 22,4 м<sup>3</sup> CO составляет 28 кг

» 2,24 м<sup>3</sup> CO »  $x_2$  кг

$$x_2 = \frac{2,24 \cdot 28}{22,4} = 2,8 \text{ (кг)}$$

4) Находим общую массу газовой смеси:

$$4 + 2,8 = 6,8 \text{ (кг)}$$

Ответ. 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 м<sup>3</sup> оксида углерода (II), содержащего 25% негорючих примесей?

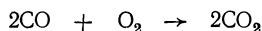
**Решение.** 1) Вычисляем, сколько чистого оксида углерода (II) содержится в смеси:

100 м<sup>3</sup> смеси углерода содержит 75 м<sup>3</sup> CO

224 м<sup>3</sup> » » »  $x_1$  м<sup>3</sup> CO

$$x_1 = \frac{224 \cdot 75}{100} = 168 \text{ (м}^3\text{)}$$

2) Какой объем кислорода потребуется, чтобы сжечь 168 м<sup>3</sup> оксида углерода (II):



2 · 22,4 м<sup>3</sup> 22,4 м<sup>3</sup>

168 м<sup>3</sup>  $x_2$  м<sup>3</sup>

$$x_2 = \frac{168 \cdot 22,4}{44,8} = 84 \text{ (м}^3\text{)}$$

3) Находим объем воздуха, необходимый для реакции:

В 100 м<sup>3</sup> воздуха содержится 21 м<sup>3</sup> кислорода

»  $x_3$  м<sup>3</sup> » » 84 м<sup>3</sup> »

$$x_3 = \frac{100 \cdot 84}{21} = 400 \text{ (м}^3\text{)}$$

Ответ. Потребуется 84 м<sup>3</sup> O<sub>2</sub> или 400 м<sup>3</sup> воздуха.

## VI. Расчеты, связанные с концентрацией растворов

1. Вычисление масс вещества и растворителя, необходимых для приготовления определенной массы раствора с известной процентной концентрацией.

**Задача 1.** Сколько потребуется хлорида натрия и воды, чтобы приготовить 500 г 5-процентного раствора?

**Решение.** 1) Находим, какая масса хлорида натрия необходима для приготовления 5-процентного раствора:

$$\begin{array}{l} \text{В 100 г раствора содержится } 5 \text{ г} \\ \text{» 500 г } \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x \text{ г} \\ x = \frac{5 \cdot 500}{100} = 25 \text{ (г)} \end{array}$$

2) Вычисляем, какая масса воды потребуется:

$$500 - 25 = 475 \text{ (г)}$$

Ответ. Потребуется 25 г NaCl и 475 г воды.

**Задача 2.** Какой объем хлороводорода (н. у.) и воды потребуется, чтобы приготовить 1 л 10-процентного раствора соляной кислоты ( $\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$ )?

**Решение.** 1) Вычисляем массу 1 л 10-процентного раствора хлороводорода:

$$1000 \cdot 1,05 = 1050 \text{ (г)}$$

2) Находим, сколько граммов чистого хлороводорода содержится в 1050 г 10-процентного раствора соляной кислоты:

$$\begin{array}{l} \text{В 100 г раствора содержится } 10 \text{ г} \\ \text{» 1050 г } \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x_1 \text{ г} \\ x_1 = \frac{1050 \cdot 10}{100} = 105 \text{ (г)} \end{array}$$

3) Вычисляем, какой объем (н. у.) занимают 105 г хлороводорода:

$$\begin{array}{l} M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль} \\ 36,5 \text{ г HCl занимает объем } 22,4 \text{ л} \\ 105 \text{ г HCl } \quad \quad \quad \text{»} \quad \quad \quad x_2 \text{ л} \\ x_2 = \frac{105 \cdot 22,4}{36,5} = 64,44 \text{ (л)} \end{array}$$

4) Находим, сколько потребуется воды для приготовления раствора:

$$1050 - 105 = 945 \text{ (г)}$$

Ответ. Потребуется 64,44 л HCl и 945 мл воды.

2. Вычисления, связанные с разбавлением растворов.

**Задача 1.** Сколько миллилитров 88-процентной серной кислоты ( $\rho = 1,80 \text{ г/см}^3$ ) потребуется, чтобы приготовить 1 л 10-процентной серной кислоты ( $\rho = 1,069 \text{ г/см}^3$ )?

**Решение.** 1) Вычисляем массу 1 л 10-процентного раствора серной кислоты:

$$1000 \cdot 1,069 = 1069 \text{ (г)}$$

2) Определяем, сколько граммов 100-процентной серной кислоты требуется:

В	100 г	10-процентного раствора	содержится	10 г	$\text{H}_2\text{SO}_4$
»	1069 г	»	»	$x_1$	»

$$x_1 = \frac{1069 \cdot 10}{100} = 106,9 \text{ (г)}$$

3) Находим, сколько потребуется 88-процентной серной кислоты:

В	100 г	88-процентного раствора	содержится	88 г
»	$x_2$ г	»	»	106,9 г

$$x_2 = \frac{100 \cdot 106,9}{88} \approx 121,5 \text{ (г)}$$

4) Вычисляем, какой объем занимает 121,5 г 88-процентной серной кислоты:

$$V = \frac{121,5}{1,80} = 67,5 \text{ (мл)}$$

*Ответ.* Потребуется 67,5 мл 88-процентного раствора серной кислоты.

**Задача 2.** Каким объемом воды следует разбавить 200 мл 68-процентного раствора азотной кислоты ( $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ ), чтобы получить 10-процентный раствор?

*Решение.* 1) Находим массу 200 мл 68-процентной азотной кислоты:

$$200 \cdot 1,4 = 280 \text{ (г)}$$

2) Вычисляем, сколько граммов азотной кислоты содержится в 280 г 68-процентного раствора:

В	100 г	раствора	содержится	68 г
»	280 г	»	»	$x_1$ г

$$x_1 = \frac{280 \cdot 68}{100} = 190,4 \text{ (г)}$$

3) Вычисляем, сколько 10-процентного раствора можно приготовить из 190,4 г азотной кислоты:

В	100 г	раствора	содержится	10 г	$\text{HNO}_3$
»	$x_2$ г	»	»	190,4 г	»

$$x_2 = \frac{100 \cdot 190,4}{10} = 1904 \text{ (г)}$$

4) Находим, сколько миллилитров воды необходимо прилить для приготовления раствора заданной концентрации:

$$1904 - 280 = 1624 \text{ (г)}$$

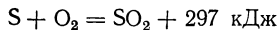
1624 г воды соответствуют 1624 мл.

*Ответ.* Требуется прилить 1624 мл воды.

## VII. Расчеты по термохимическим уравнениям

1. Вычисления на основе термохимического уравнения количества выделенной или поглощенной теплоты по массе одного из реагирующих веществ.

**Задача.** По термохимическому уравнению вычислить количество теплоты, выделяемой при сгорании 1 кг серы:



*Решение.* Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 32 г серы выделяется 297 кДж теплоты. Учитывая это, рассуждают так:

При сгорании 32 г серы выделяется 297 кДж

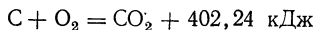
» » 1000 г » » x кДж

$$x = \frac{297 \cdot 1000}{32} = 9281 \text{ (кДж)}$$

*Ответ.* При сгорании 1 кг серы выделяется 9281 кДж теплоты.

2. *Нахождение масс реагирующих веществ, если известно, сколько выделилось теплоты в данной реакции.*

**Задача.** По термохимическому уравнению



вычислить, сколько сгорело угля, если при реакции выделилось 33 520 кДж теплоты.

*Решение.* Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 12 г угля выделяется 402,24 кДж теплоты. Учитывая это, рассуждают так:

Если выделяется 402,24 кДж, то сгорает 12 г угля

» » 33 520 кДж » » x г »

$$x = \frac{12 \cdot 33\,520}{402,24} = 1000 \text{ (г)}$$

*Ответ.* 33 520 кДж теплоты выделяются при сгорании 1 кг угля.

## ПРИМЕРНЫЕ ВОПРОСЫ, УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАЧЕТАМ

### 7 класс

#### Зачет 1

по теме «Первоначальные химические понятия»

*Вопросы и упражнения:* 1, 4, 6, 7, 10, 12—14 (с. 12); 1, 4, 5, 7, 10, 12, 15, 17 и 19 (с. 20); 1, 3, 4, 6, 8, 10, 11, 13, 14 (с. 27); 1, 4—7 (с. 30); 1, 3, 4, 6 и 8 (с. 37).

*Задачи:* 1 и 2 (с. 31).

#### Зачет 2

по темам «Кислород. Воздух. Горение» и «Водород. Вода. Растворы»

*Вопросы и упражнения:* 1, 3—7 и 10 (с. 45); 1, 4, 7, 8 и 10 (с. 49); 1, 4, 6, 8—11 (с. 55); 1, 3, 4, 6—9 (с. 60); 1, 3, 6—8, 9, 12, 13 (с. 69).

*Задачи:* 2 и 3 (с. 45); 2—5 и 7 (с. 69).

### 8 класс

#### Зачет 1

по темам «Важнейшие классы неорганических соединений» и «Моль. Закон Авогадро. Расчеты по химическим формулам и уравнениям»

*Вопросы и упражнения:* 2, 3, 5—7 и 9 (с. 76); 1—3, 5—9 (с. 81); 1, 2, 4—7 (с. 85); 1—3 (с. 87); 1—6, 9—11 (с. 98).

*Задачи:* 1 и 2 (с. 77); 1—3 (с. 82); 1 и 2 (с. 86); 1—3 (с. 99); 1—4; 6, 8, 9 (с. 103).

#### Зачет 2

по теме «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение вещества»

*Вопросы и упражнения:* 1—4, 6, 7, 9—13, 15—18 (с. 117); 1—5, 7, 10—12, 14, 15, 17, 19, 21—23 (с. 136).

#### Зачет 3

по теме «Галогены»

*Вопросы и упражнения:* 5, 8, 9, 12, 17 и 19 (с. 152).

*Задачи:* 1, 3, 4 и 6 (с. 153).

#### Зачет 4

по теме «Подгруппа кислорода. Закономерности течения химических реакций»

*Вопросы и упражнения:* 1, 4, 5, 7, 9, 11, 12, 14, 15, 17, 19, 20—22, 26 и 27 (с. 176).

*Задачи:* 1, 2, 4, 5 и 6 (с. 178).

### 9 класс

#### Зачет 1

по теме «Теория электролитической диссоциации»

*Вопросы и упражнения:* 2, 3, 5—10, 12, 14, 15, 17—22 и 24 (с. 198).

*Задачи:* 1—3 (с. 200).

#### Зачет 2

по теме «Азот и фосфор»

*Вопросы и упражнения:* 1—4, 7, 8, 10, 13, 14, 16, 18, 20—22, 27—32, 34 (с. 231).

*Задачи:* 2—4, 6 (с. 232).

### **З а ч е т 3**

по т е м е «Углерод и кремний»

*Вопросы и упражнения:* 1, 6, 7, 9, 10, 12, 14, 17, 18, 22, 25, 26, 28—30, 33—35 и 37 (с. 260).

*Задачи:* 1, 3, 5, 6 (с. 262).

## **10 класс**

### **З а ч е т 1**

по т е м а м «Общие свойства металлов», «Щелочные металлы», «Кальций», «Алюминий»

*Вопросы и упражнения:* 2, 3, 6—8, 10—12 и 15 (с. 275); 1, 3, 6, 7 и 10 (с. 279); 1—4, 7, 8, 11, 12 и 15 (с. 286); 1, 4—9 и 12 (с. 293).

*Задачи:* 1 и 3 (с. 275); 1, 3, 4 (с. 280); 1, 2, 4 и 5 (с. 287); 1 и 2 (с. 294).

### **З а ч е т 2**

по т е м а м «Хром», «Железо», «Металлургия»

*Вопросы и упражнения:* 1, 3—6 (с. 298); 2—4 и 7 (с. 304); 1—3, 5, 7—9, 11, 12 и 14 (с. 315).

*Задачи:* 1 и 2 (с. 298); 1—4 (с. 304).

### **З а ч е т 3**

по т е м а м «Теория строения органических веществ», «Углеводороды»

*Вопросы и упражнения:* 1, 3—5, 8, 10, 12 и 13 (с. 321); 2, 4—8, 10, 11, 13, 16 и 18 (с. 330); 1, 3, 4 и 6 (с. 335); 1, 3, 4, 7, 8, 10, 12—14 и 17 (с. 346); 1, 3, 5, 7 и 8 (с. 351); 3—5, 7, 9 и 10 (с. 358); 1, 3—5, 10 и 11 (с. 368); 3, 4, 7, 8, 11, 12, 15, 18, 19, 21 и 22 (с. 378).

*Задачи:* 2, 3 и 5 (с. 331); 1 и 3 (с. 347); 2 и 3 (с. 351); 1—3 (с. 358); 3 и 4 (с. 370); 1 и 2 (с. 379).

## **11 класс**

### **З а ч е т 1**

по т е м а м «Спирты», «Фенолы и ароматические спирты», «Альдегиды»  
«Карбоновые кислоты»

*Вопросы и упражнения:* 1, 3, 5—8, 10, 12, 14—16 (с. 390); 1, 3—5 (с. 395); 1, 2, 4, 6—8 (с. 401); 1, 2, 4, 5, 7—9, 11—13 (с. 408); 1, 3, 5, 7, 8, 10, 11, 12, 13 и 17 (с. 421).

*Задачи:* 1, 3 и 4 (с. 392); 1—3 (с. 395); 2 и 3 (с. 402); 1, 2 и 4 (с. 409); 1—3 (с. 422).

### **З а ч е т 2**

по т е м а м «Сложные эфиры. Жиры», «Углеводы»

*Вопросы и упражнения:* 1, 3, 4, 6—10 и 12 (с. 428); 1, 3, 4, 6—8, 11, 12, 15, 17, 20 и 22 (с. 445).

*Задачи:* 1, 3 и 4 (с. 429); 1—3 (с. 446).

### **З а ч е т 3**

по т е м е «Азотсодержащие органические соединения»

*Вопросы и упражнения:* 2, 4—6, 8—10, 12 и 14 (с. 455); 1, 3, 4, 7 и 9 (с. 464).

*Задачи:* 2 и 3 (с. 455).

## ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ

### НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

#### Глава I

1. а) 160 а. е. м.; б) 142 а. е. м.; в) 222 а. е. м. 2. а)  $\text{Cu}$ —88,89% и  $\text{O}$ —11,11%; б)  $\text{Cu}$ —80,0% и  $\text{O}$ —20,0%.

#### Глава II

1. а)  $\text{S}$ —50% и  $\text{O}$ —50%; б)  $\text{K}$ —24,68%,  $\text{Mn}$ —34,81% и  $\text{O}$ —40,51%. 2.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  содержит 70%  $\text{Fe}$ , а  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ —72,41%  $\text{Fe}$ . 3. а) 31 : 40; б) 45 : 48.

#### Глава III

1.  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . 2. Растворимость 31,58 г; концентрация 24%. 3. 5%. 4. 1%. 5. 20%. 6. 30 г. 7.  $\text{K}$  1641,65 мл воды следует прилить 358,35 мл 94-процентной серной кислоты.

#### Глава IV

§ 1. 1.  $\text{FeSO}_4$  ( $\text{Fe}$ —36,84%);  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  ( $\text{Fe}$ —52,34%);  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ( $\text{Fe}$ —70%);  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ( $\text{Fe}$ —72,41%);  $\text{FeO}$  ( $\text{Fe}$ —77,78%). 2. а) 0,16%; б) 3,66%.

§ 2. 1.  $\text{HPO}_3$  ( $\text{P}$ —38,75%);  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\text{P}$ —31,63%). 2.  $\text{H}_2\text{Se}$ . 3. а) 7 : 4 и 1 : 16 : 32; б) 7 : 4 : 8 и 1 : 16.

§ 3. 1.  $\text{Na}_2\text{O}$ . 2. 71 : 57.

§ 5. 1.  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ( $\text{N}$ —35%);  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ( $\text{N}$ —21,21%);  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ( $\text{N}$ —17,07%);  $\text{NaNO}_3$  ( $\text{N}$ —16,47%);  $\text{KNO}_3$  ( $\text{N}$ —13,86%). 2.  $\text{Al}_2\text{S}_3$ . 3. 111 : 98.

#### Глава V

1.  $\text{C}_3\text{H}_8$ . 2.  $\text{C}_3\text{H}_8$ . 3. а) 0,01 моль; б)  $6,02 \cdot 10^{21}$  молекул. 4. 180 мл. 5. а) 0,25 моль; б)  $1,505 \cdot 10^{23}$  молекул. 6. а) 1,34; б) 1,03; в) 0,47; г) 1,07. 7. 2,24 м<sup>3</sup>. 8. 1279,46 кДж. 9.  $\text{Fe} \rightarrow \text{S} = \text{FeS} \rightarrow 97,2$  кДж. 10. 1 т.

#### Глава VII

1. 4,48 л. 2. 16 л  $\text{HCl}$ ; 4 л  $\text{H}_2$ . 3. 44,8%  $\text{Cl}_2$ ; 55,2%  $\text{H}_2$ . 4. Требуется 14,6 г  $\text{HCl}$ , дано 30,8 г. 5. 20%. 6. 39,46%.

#### Глава VIII

1.  $\text{P}_2\text{S}_5$ . 2. 10,4 кДж. 3. а) 16 м<sup>3</sup>; б) 46428,57 м<sup>3</sup>. 4. 90%. 5. 3,6 т. 6. 0,0005 моль/л·с или  $5 \cdot 10^{-4}$  моль/л·с. Концентрация вещества В уменьшается на  $5 \cdot 10^{-3}$  моль/л. 7. 243 раза.

#### Глава IX

1. а) 8,875 г; б) 2,8 л. 2. 108 г. 3. 22,4 м<sup>3</sup>  $\text{H}_2$  и 22,4 м<sup>3</sup>  $\text{Cl}_2$ .

#### Глава X

1. 2,76 г; 3,63 г. 2. 8888,89 м<sup>3</sup>. 3. Кислая, 54,11 г  $\text{KNO}_3$ . 4. 28,06% и 60,68%. 5. 11,7 т. 6. 50,47%.

#### Глава XI

1. 100800 м<sup>3</sup>. 2. 572 г. 3. 154,2 г. 4. 10,01%. 5. 221,76 кг  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 209,20 кг  $\text{CaCO}_3$  и 753,14 кг  $\text{SiO}_2$ . 6. 83,29%  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и 16,71%  $\text{NaHCO}_3$ .

#### Глава XII

1. 13,03 г  $\text{FeSO}_4$ , 5,49 г  $\text{Cu}$  и 2,29 г  $\text{CuSO}_4$ . 2. Масса увеличилась на 0,08 г. 3. 355,51 г  $\text{PbO}$  и 215,71 г  $\text{SnO}_2$ .

#### Глава XIII

1. 160 г. 2. 9,46%. 3. 69,64%, 35,71 г. 4. 74,86 г  $\text{KHCO}_3$ . 5. 1 : 9.



#### Глава XIV

1. 20%. 2. 29,2 г. 3. 40 а. е. м. 4. 84,46%. 5. 88,81 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

#### Глава XV

1. 9 г. 2. 32% Cu и 68% Al. 3. 10 мл.

#### Глава XVI

1. 46,86 т. 2.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .

#### Глава XVII

1. 3,067 т. 2. 82,86%. 3.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . 4. 3,32 мл, 2,8 г.

#### Глава XVIII

1. 65,17% Fe и 4,67% Si. 2. 930 кДж. 3. 403200 м<sup>3</sup>. 4. 66,32 т. 5. 2,854 т. 6. 0,545%.

### ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

#### Глава II

1. 1,52 раза тяжелее; 1,96 г. 2. а) 10 м<sup>3</sup>; б) 7,47 м<sup>3</sup>. 3. а) 436,8 м<sup>3</sup>; б) 2080 м<sup>3</sup> воздуха. 4. а) 89,6 л; б) 284 г. 5. 470,24 м<sup>3</sup>.

#### Глава IV

§ 1, 2. 1. а) 62,33 л и 77,91 г; б) 256,7 л. 2. а) 5,6 л; б) 47 г. 3. 71,27 м<sup>3</sup>. 4. 1071,43 л.

§ 3, 4. 1. 151,3 т. 2. 360,63 кг. 3. 179,2 м<sup>3</sup>.

§ 5. 1.  $\text{C}_4\text{H}_6$ . 2. 15,05 м<sup>3</sup>. 3. 500,16 м<sup>3</sup>  $\text{C}_2\text{H}_2$  и 1500,48 м<sup>3</sup>. 4. 26,19 м<sup>3</sup>. 5. 22,4 м<sup>3</sup>.

#### Глава V

1. 9025,62 л. 2. 76,92%. 3. 16,8 г  $\text{NaHCO}_3$ . 4. 78,5 г  $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ , 40,5 г  $\text{HBr}$  и 80 г  $\text{Br}_2$ .

#### Глава VI

1. 10,12 м<sup>3</sup>. 2. 11,73 м<sup>3</sup>. 3. 896 л и 1,76 кг.

#### Глава VII

§ 1. 1. 4 м<sup>3</sup>. 2. 9%. 3. 2673,9 л. 4. 22,5 г.

§ 2. 1. 1,31 л. 2. 233,17 кг. 3. 40,26% этандиола-1,2 и 59,74% пропантриола-1,2,3.

#### Глава VIII

1. 33,1 г — трибромфенола и 24,3 г — бромоводорода. 2. 30 г. 3. 34,80 г.

#### Глава IX

1.  $\text{CH}_2\text{O}$  — формальдегид. 2. 23,08%. 3. 711,07 м<sup>3</sup>. 4. 0,28 л и 0,325 г.

#### Глава X

1.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . 2. 300 г. 3. 328,57 г  $\text{HCOONa}$ . 4. 16 231,72 м<sup>3</sup>.

#### Глава XI

1. 158,4 г. 2. 4,48 м<sup>3</sup>. 3. 66,47 т.

#### Глава XII

1. Вещество «а» —  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Вещество «б» —  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . 2. 67,2 л. 3. 70,43%.

#### Глава XIII

1. а)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ; б)  $\text{CH}_3\text{—NH}_2$ . 2. 79,36%. 3. 369 г.

## ЛИТЕРАТУРА

- Агафшин Н. П. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1973.
- Андрусев М. М., Андрусева Е. М. Н. Н. Зинин, В. В. Марковников. Выдающиеся русские химико-органики XIX века. М., Просвещение, 1977.
- Андрусев М. М., Андрусева Е. М. Н. Н. Бекетов, Н. А. Меншуткин. Выдающиеся русские физико-химики XIX века. М., Просвещение, 1977.
- Астафуров В. И., Бусев А. И. Строение вещества. М., Просвещение, 1977.
- Балезин С. А. Отчего и как разрушаются металлы. М., Просвещение, 1976.
- Барков С. А. Галогены и подгруппа марганца. Элементы VII группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1976.
- Бусев А. И., Ефимов И. П. Определения, понятия, термины в химии. М., Просвещение, 1977.
- Быков Г. В. А. М. Бутлеров. М., Просвещение, 1978.
- Вишневский Л. Д. Под знаком углерода. Элементы IV группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1974.
- Вишневский Л. Д. Элементоорганические соединения. М., Просвещение, 1978.
- Гудкова А. С. и др. 500 задач по химии. М., Просвещение, 1977.
- Кабанов Ф. И. Микроэлементы и растения. М., Просвещение, 1977.
- Книга для чтения по неорганической химии/Сост. В. А. Крицман. М., Просвещение, 1974. Ч. I.
- Книга для чтения по неорганической химии/Сост. В. А. Крицман. М., Просвещение, 1975. Ч. II.
- Книга для чтения по органической химии/Сост. П. Ф. Буцкус. М., Просвещение, 1975.
- Крицман В. А. Роберт Бойль. Джон Дальтон. Амедео Авогадро. Создатели атомно-молекулярного учения. М., Просвещение, 1976.
- Макареня А. А., Рысев Ю. В. Д. И. Менделеев. М., Просвещение, 1977.
- Мельников В. П. Щелочноземельные металлы и подгруппа цинка. Элементы II группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1977.
- Немчанинова Г. Л. Путешествие по шестой группе. Элементы VI группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1976.
- Николаев Л. А. Химия космоса. М., Просвещение, 1974.
- Николаев Л. А. Катализ в природе и промышленности. М., Просвещение, 1976.
- Николаев Л. А., Фадеев Г. Н. Молекула, скорость, реакция. М., Просвещение, 1975.

Орлова А. Н., Литвак Ш. И. От азота до урожая. М., Просвещение, 1976.

Попова Л. Ф. От лития до цезия. Элементы I группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1972.

Потапов В. М., Чертков И. Н. Строение и свойства органических веществ. М., Просвещение, 1974.

Руттен М. Я. Три триады и шесть невидимок. Элементы VIII группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1976.

Справочник по химии/П. И. Воскресенский и др. М., Просвещение, 1978.

Сударкина А. А., Евсеева И. И., Орлова А. Н. Химия в сельском хозяйстве. М., Просвещение, 1976.

Фадеев Г. Н. Химия и цвет. М., Просвещение, 1977.

Фадеев Г. Н. Пятая вертикаль. Элементы V группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1974.

Фадеев Г. Н., Сычев А. П. Мир металлов и сплавов. М., Просвещение, 1978.

Хомченко Г. П., Севастьянова К. М. Окислительно-восстановительные реакции. М., Просвещение, 1975.

Шалинец А. Б. Провозвестники атомного века. Элементы III группы периодической системы Д. И. Менделеева. М., Просвещение, 1975.

Эпштейн Д. А. Химия в промышленности. М., Просвещение, 1976.

## УКАЗАТЕЛЬ

- Адсорбция 236  
Азота круговорот в природе 217  
— получение 202  
— применение 203  
— свойства 202  
— строение атома 201  
— строение молекулы 201  
Аланин 450, 458  
Алебастр 283  
Аллотропия 42, 156, 219, 235  
Алмаз 235  
Альдегид уксусный 354, 404  
Альдегида уксусного получение 354  
— — применение 405  
Альдегидов генетическая связь с другими классами органических соединений 406  
— изомерия 403  
— номенклатура 403  
— получение 403  
— применение 405  
— свойства 404  
— строение 403  
Альдегиды 402  
Алюминия нахождение в природе 288  
— получение 289, 313  
— применение 290  
— свойства 289  
Алюминотермия 265  
Амальгама 289  
Аминокислот изомерия 450  
— номенклатура 450  
— получение 451  
— применение 452  
— свойства 451  
Аминокислоты 450  
Аминов номенклатура 447  
— свойства 448  
— строение 447  
Амины 447  
Аммиака получение 203  
— применение 206  
— свойства 206  
— строение 203  
Ангидрид уксусный 414  
Анилин 448  
Анионы 182  
Анод 182  
Антифризы 394  
Апатиты 318  
Аппарат контактный 172, 211  
Аргон 46, 108, 109, 11  
Аррениус С. 181  
Атомов масса 16  
— распад 131  
Атомов строение 109  
— электронная формула 113  
— ядро 109, 130  
Атомы 15  
— меченые 134  
АТФ 221  
Ацетальдегид 402  
Ацетаты 415  
Ацетилен получения 353  
— применение 356  
— свойства 354  
— строение молекулы 351  
Ацетон 402  
Барий 19, 285, 286  
Белки 455  
Белков вторичная структура 459, 460  
— денатурация 460  
— первичная структура 459  
— третичная структура 459  
— свойства 459  
— синтез 461  
— состав 458  
— строение 458  
Бензин 372  
Бензола получение 361  
— применение 364  
— свойства 362  
— строение молекулы 359  
Бериллий 107, 285, 286  
Бертло М. 425  
Бетон 258  
Бойль Р. 31  
Бокситы 288, 313  
Бор 19, 107, 292  
Брожение сахаристых веществ 384  
Бром 19, 138, 140, 142  
Бутадиен-1,3 347  
Бутан 320, 327  
Бутен-1 337  
Бутен-2 337  
Бутин-1 353  
Бутин-2 353  
Бутлеров А. М. 319  
Валентности объяснение 127  
— определение 28  
Валентность 27  
Велер Ф. 317  
Вещества азотсодержащие 447  
— аморфные 124  
— амфотерные 86, 290, 291  
— кристаллические 124  
— органические 318  
— простые 17, 18

Вещества сложные 17  
Винилацетилен 355  
Винилхлорид 354, 355  
Вода известковая 282  
— хлорная 144, 145  
Воды анализ 55  
— жесткость 283  
— очистка 56  
— синтез 55, 56  
— строение молекулы 157, 158  
— свойства физические 57  
— — химические 57  
Водорода изотопы 132, 133  
— пероксид 39  
— получение 50  
— применение 54  
— свойства 52  
— строение атома 112  
Воздуха состав 45  
Волокна искусственные 453  
— природные 453  
— синтетические 452, 453  
— химические 453  
Волокнит 399  
Вольфрам 297  
Вюрц А. 326  
  
Газ болотный 326  
— водяной 239  
— генераторный 239  
— гремучий 53  
— коксовый 376, 377  
— нефтяной (попутный) 371  
— природный 370  
— угарный 18  
— углекислый 240  
Газогенератор 239  
Газы благородные 46, 47  
Галлий 291, 292  
Галогенов нахождение в природе 139  
— получение 139  
— применение 145  
— свойства физические 142  
— — химические 142  
— степень окисления 139  
— строение атомов 138  
— — молекул 139  
Гексахлоран 363  
Гелий 46, 108  
Гематит 299  
Гербициды 416  
Германий 258  
Гетинакс 399  
Гибридизация 234, 323, 324, 336, 352  
Гидраты 64, 182  
Гидриды 277, 281  
Гидрирование 333, 340, 354, 364, 427  
Гидроксиды (основные) 58, 70  
Гидроксоний 182  
Гидролиз 190

Гидролиз белков 460  
— жиров 426  
— крахмала 438  
— сахарозы 436  
— солей 190  
— целлюлозы 440  
— эфиров сложных 424  
Гипс безводный 283  
— жженный (полуводный) 283  
— природный 283  
Гликоген 438  
Гликокол 450, 458  
Глина 248, 288  
Глицерина получение 393, 426  
— применение 394  
— свойства физические 393  
— — химические 393  
Глицин 450, 458  
Глюкозы нахождение в природе 432  
— получение 432  
— применение 433  
— свойства физические 433  
— — химические 433, 434  
— строение молекулы 430  
Гомологи 322  
Горение 47  
Графит 235  
Группа карбонильная 402  
— функциональная аминокислот 450  
— — альдегидов 402  
— — карбоновых кислот 409  
— — спиртов 380  
Гуанин 461  
Гудрон 379

Дальтон Д. 14  
Данилевский А. Я. 458  
Дейтерий 138  
Декан 327  
Декстрины 438  
Десорбция 237  
Дивинил 347  
Диметиламин 447  
Диметилацетилен 369  
Динитроцеллюлоза 441  
Дипептид 458  
Дисахариды 434  
Диссоциация воды 187  
— кислот 183  
— оснований 184  
— солей 184  
— электролитическая 179  
Дистилляция 10  
Диффузия 16  
Доломит 281  
Донор 183, 207  
Дюралюминий 290

Железняк хромистый 295  
Железо 298

Железа нахождение в природе 299

— получение 299

— применение 300

— свойства физические 300

— — химические 300

— строение атома 298

Железобетон 258

Жесткость воды 283

— карбонатная 284

— некарбонатная 284

— общая 284

Жиров применение 428

— образование в живых организмах 426

— свойства физические 427

— химические 427

— состав 425

Закон Авогадро 101

— объемных отношений 148

— периодический 104, 108, 111

— сохранения массы 31

Замедлители коррозии (ингибиторы) 274

Заряд электрона 109

— ядра атома 109

Зелинский Н. Д. 361

Зинин Н. Н. 448

Золото 19, 20, 266, 268, 269

Известняк 236, 281

Известь гашеная 75, 282

— жженая 75, 282

— хлорная 144, 145, 283

Изобутан 320

Изобутилен 338

Изомерия геометрическая (пространственная) 338

— положения двойной связи 337

— углеродного скелета 337, 383

Изомеры 320

Изопрен 347, 348, 349

Изотопы 132

Ингибиторы 150, 166

Индий 291, 292

Индикаторы 73

Инсектициды 415

Инсулин 462

Иод 138, 139, 140, 145

Иодоформ 329

Иодиды 90, 141

Ион биполярный 451

Иониты 189

Ионов гибридизация 182

Ионы гидрированные 181, 182

— отрицательные 118, 181

— положительные 118, 181

Каблуков И. А. 182

Калий 19, 276

Калия манганат 39

— нахождение в природе 277

— перманганат 39

— получение 277

— применение 278

— свойства физические 277

— — химические 277

— строение атома 276

— удобрения 227

Кальций 19, 280

Кальция нахождение в природе 280

— карбид 237, 353

— получение 280

— применение 281

— свойства физические 280

— — химические 281

— соединения 282

— строение атома 280

Каолинит 248, 288

Капролактамы 452

Капрон 452

Карбоксигруппа 409

Карболит 399

Карбонаты 90, 242

Карборунд 248

Карналлит 277

Катализаторы 40, 166

Катионы 181

Катод 182

Каучук бутадиеновый 349

— изопреновый 348

— хлоропеновый 348

— природный 349

— синтетический 349

Каучука вулканизация 350

— нахождение в природе 349

— получение 349

— свойства физические 350

— — химические 350, 351

— строение молекулы 349

Кварц 249

Керамика 255

Керосин 372

Кетоны 407

Кислот диссоциация 183

— классификация 70, 77

— карбоновых генетическая связь с другими соединениями 418

— — классификация 410

— — нахождение в природе 411

— — номенклатура 411

— — определение 410

— — получение 410

— — применение 415

— — свойства 412

— — строение молекул 410

— названия 78

— определение 77

— получение 78

— свойства физические 80

Кислот свойства химические 80

— формулы 78

Кислота азотистая 78

— бензойная 364

— глюконовая 434

— карболовая 398

— кремниевая 250

— линолевая 416, 426

— линоленовая 426

— метакриловая 416

— метановая 411

— метафосфорная 58, 220

— 3-метилбутановая 456

— молочная 434

— монохлоруксусная 412

— муравьиная 411

— октадекановая 456

— оленовая 416

— ортофосфорная 78, 90

— пикриновая 358

— плавиковая 145

— пропановая 416

— селенистая 174

— селеновая 174

— серная 162

— сероводородная 159, 160

— соляная 51, 78, 148

— стеариновая 416, 417, 426

— угольная 241, 242

— уксусная 409, 415

— фтороводородная 78, 105

— щавелевая 317

— этановая 411

Кислоты азотной получение 210

— — применение 214

— — свойства 212, 213

— — соли 215

— — строение молекулы 209

— неорганические 51, 58, 77

— органические (карбоновые) 409, 410, 416, 426

— серной моногидрат 64

— — получение 163

— — применение 164

— — производство 169

— — свойства физические 163

— — — химические 163, 164

— — строение молекулы 162

— — формула 78, 162

— соляной получение 148

— применение 150

— — свойства 148, 149

— — соли 148

— уксусной получение 411

— — применение 415

Кистяковский В. А. 182

Коагуляция 254

Кобальт 256, 305

Кокс 376

Коллоиды 443

Кольбе Г. 317

Колчедан железный 170

Конвертор 311

Корунд 288

Крахмала нахождение в природе 437

— получение 437

— применение 438

— свойства физические 437

— — химические 438

— строение молекулы 436

Крекинг 373

— каталитический 375

— термический 374

Кремний 248

Криолит 313

Криптон 46

Кристаллизация 7, 9

Кристаллогидраты 64

Кристаллы 62

Ксенон 46

Ксилолы 361

Лавсан 453

Лавуазье А. Л. 45

Лакмус 73

Лантан 115

Лебедев С. В. 347, 349

Лед сухой 242

Лигроин 372, 373

Лимонит 299

Литий 59, 276

Ломоносов М. В. 13, 31

$\alpha$ -Лучи 131

$\beta$ -Лучи 131

$\gamma$ -Лучи 131

Магнетит 299

Магний 19, 285

Мазут 372

Макромолекула 343

Мальтоза 438

Марганца оксид (IV) 39

Маргарин 427

Марковников В. В. 340

Масла (жиры) растительные 427

— соляровые 372

Масса атомная 16

— молекулярная 24, 25

Медь 19, 80, 268, 269

Меди гидроксид 72

— глицерат (II) 393

— оксиды 14

— сульфат 65

Мел 281

Менделеев Д. И. 104, 136

Металлов коррозия 271, 273

— связь 265

— электрохимический ряд

напряжения 268, 269

Металлы 20, 263

- Металлы легкие 267
- тяжелые 267
- цветные 305
- черные 305
- щелочные 276
- щелочноземельные 285
- Метан 235, 237, 319, 322
- Метаналь 403
- Метанол 380
- Метиламин 447
- Метилацетилен 369
- Метилбензол 362, 369
- 2-Метилбутадиен-1,3 347, 348
- 3-Метилбутанол-1 456
- 1-Метил-2-оксibenзол 396
- Метилловый оранжевый 73
- 2-Метилпропаналь-1 456
- 2-Метилпропен 368
- Метилрадикал 325, 327
- Метилформиат 423
- Метилхлорид (монохлорметан) 327
- Метилциклопентан 332
- Метилэтиламин 447
- Механизм донорно-акцепторный 183, 207
- Микроудобрения 225
- Микроэлементы 225
- Мирабилит 227
- Молекулы 15
- неполярные 123
- полярные 124
- Молоко известковое 282
- Моль 99
- Мономеры 343
- Моносахариды 430
- Мочевина 317
- Моющие средства 416
- Мрамор 281
- Мыла 416, 417
- Мыло жидкое 417
- твердое 417
- Мышьяк 200, 224
- Наполнители 350
- Натрий 19, 276
- Натрия ацетат 326, 412
- нахождение в природе 277
- получение 277
- применение 278
- свойства физические 277
- — химические 277
- соединения 278
- стеарат 412
- строение иона 118
- — атома 276
- фенолят 398
- этилат 386
- Нафты 332
- Нейтроны 132
- Неметаллы 20, 105
- Неон 46, 47
- Несмеянов А. Н. 462
- Нефелин 288
- Нефти нахождение в природе 371
- перегонка 372
- свойства 372
- состав 372
- Никель 305
- Нитраты 90, 215, 226
- Нитриды 202, 203
- Нитриты 216, 226
- Нитробензол 363
- Нитроглицерин 393
- Нитрогруппа 447
- Нитрон 453
- Нитросоединения 447
- Нонан 327
- Нонилрадикал 327
- Облака электронные 112, 113, 115
- Облаков электронных гибридизация 234, 235, 323
- Объем молярный 101
- Озон 42
- Озонатор 42
- Окалина железная 42
- Окисление 43, 128
- альдегидов 405
- гомологов бензола 364
- медленное 48
- спиртов 387
- углеводов ацетиленовых 354
- — этиленовых 341
- Окислитель 129, 239
- Оксibenзол 396, 397
- Оксиды 43, 82
- амфотерные 86
- кислотные 58, 82
- Оксидов классификация 82
- названия 83
- определение 58
- получение 84
- применение 84
- свойства физические 84
- — химические 85
- формулы 83
- Оксиды несолесобразующие 82
- основные 58, 82
- солесобразующие 82
- Октан 327
- Октилрадикал 327
- Олеум 173
- Олово 258
- Омыление 424
- Орбита 111
- Орбиталь 112
- Ортоклаз 254
- Ортокрезол 396
- Оснований диссоциация 184
- классификация 71



- Оснований названия 71
  - определение 70
  - получение 71
  - применение 75
  - свойства физические 73
  - — химические 73
  - формулы 72
- Основания 70
  - амфотерные 86
- Палладий 333
- Пара электронная 113
- Парафин 372
- Парафины 322
- Пентан 327
- Перегонка (дистилляция) 10
- Периоды большие 108
  - малые 108
- Печь доменная 306
  - мартеновская 312
- Пирит 170, 299
- Пироксиллин 443
- Пиролиз древесины 236
  - каменного угля 376
  - нефти (ароматизация) 375
- Пластмассы 342, 398
  - термопластические 344
  - фенолформальдегидные 399, 406, 472
- Платина 80, 268
- Плотность 6
  - воды 6
  - газов 102
  - облака электронного 111
  - растворов 66, 466, 467
- Подуровни электронов 112, 114
- Поливинилхлорид 356
- Полимеризация 341
- Полимеры 343
- Полиметилметакрилат 425
- Полипептиды 458, 459
- Полипропилен 343, 344
- Полисахариды 430
- Политетрафторэтилен 345
- Полиэтилен 341, 342
- Полоний 131
- Поташ 256
- Постоянство состава веществ 23
- Правило Марковникова 340
- Принцип Ле-Шателье 168
- Принципы химических производств 169
- Проводимость электрическая 6, 20, 179, 266
- Промышленность коксохимическая 375
  - силикатная 255
- Пропана строение молекулы 324
- Пропанол-1 383
- Пропанол-2 383
- Пропантриол-1,2,3 (глицерин) 392
- Пропен 337
- Пропилбензол 361
- Пропилен 337
- Пропин 353
- Протий 133
- Протоны 132
- Процесс бессемеровский 311
  - доменный 306, 307, 308
  - мартеновский 311, 312
  - отдачи электронов 129
  - превращения элементов 131
  - присоединения электронов 129
  - растворения 63, 64
- Пруст Ж. 23
- Равновесие химическое 167, 168
- Радий 131
- Радикалы свободные 328
- Радиоактивность 130, 131, 133
- Радон 131
- Растворимость 61
  - газов 63
  - жидкостей 63
  - твердых веществ 61
- Растворов концентрация 65
  - коллоидных нахождение в природе 252
    - — получение 252
    - — свойства 252
- Растворы концентрированные 65
  - насыщенные 62
  - ненасыщенные 61
  - разбавленные 65
  - твердые 271
- Реактив Швейцера 440
- Реакции гидратации 64, 341, 354
  - гидрирования 340, 354, 364
  - гидролиза 190, 192, 424, 427
  - дегидратации 347
  - дегидрирования 329, 339, 347
  - замещения 34, 35, 326
  - ионные 188
  - каталитические 39, 40
  - нейтрализации 74, 79
  - необратимые 167
  - обмена 72, 79
  - обратимые 167
  - окисления 43, 128, 129
  - окислительно-восстановительные 54, 128, 129, 192
  - омыления 424
  - полимеризации 342
  - присоединения 339, 348, 354
  - разложения 34, 35, 329
  - серебряного зеркала 405
  - соединения 34, 35
  - химические 10, 11
  - цепные 328
  - экзотермические 11

- Реакции эндотермические 11, 12
  - этерификации 424
  - ядерные 131
- Реакций тепловой эффект 103
  - химических скорость 164, 165, 166, 167
  - — уравнения 33
- Реакция биуретовая 462
  - Вюрца 326
  - Зинина 448
  - ксантопротеиновая 463
  - Кучерова 354
- Резина 350
- Решетки атомные 125, 235
  - ионные 125
  - кристаллические 124
  - металлические 265
  - молекулярные 126
- Ртуть 19, 20, 268, 269
- Руды железные 299
- Ряд гомологический 322, 327
- Ряды гомологические ацетилена 352
  - — метана 322
  - — этилена 337
- Сахар тростниковый 435
- Сахароза 434
- Сахаридов нахождение в природе 435
  - получение 435
  - свойства физические 436
  - — химические 436
- Сахаридов строение молекулы 434
- Свойства полупроводниковые 233, 258
- Свинец 19, 80, 233, 258, 268
- Связь водородная 385
  - генетическая между классами неорганических соединений 93, 94
  - — между классами органических соединений 334, 342, 356, 364, 388, 394, 399, 406, 418, 425, 450, 453
  - двойная 123, 335, 336, 347, 435, 436
  - ионная 120
  - ковалентная 121
  - неполярная 123
  - полярная 124
  - металлическая 265
  - пептидная 452, 458
- $\pi$ -Связь 123, 336
- $\sigma$ -Связь 123, 336
- Связь тройная 335, 352
  - химическая 120
- Селен 173, 174
- Селеноводород 174
- Селитры 215, 226
- Семенов Н. Н. 328
- Сера 154, 155, 156, 157
  - кристаллическая 156
  - пластическая 156
- Серы нахождение в природе 155
  - получение 155
- Серы применение 157
  - свойства физические 155
  - — химические 156
  - степень окисления 154
  - строение атома 154
- Серебро 19, 80, 266, 268, 269
- Серебра нитрат 149
  - хлорид 92, 149
- Сероводород 157
- Сероводорода нахождение в природе 158
  - получение 158
  - применение 159
  - свойства физические 158
  - — химические 159
  - строение молекулы 157, 158
- Сероуглерод 157, 219
- Серы оксид (IV) 41, 83, 159
  - оксида (IV) получение 159, 160
  - — применение 161
  - — свойства химические 161
  - — — физические 159
  - — строение молекулы 159
- оксид (VI) 82, 83, 162
  - оксида (VI) получение 162
  - — применение 162
  - — свойства физические 162
  - — — химические 162
  - — строение молекулы 162
- Сидерит 299
- Силян 105, 234
- Силикаты 90, 254
- Сильвинит 277
- Синтез 55, 56, 425
- Система периодическая 104, 114
- Скандий 114, 115
- Смеси неоднородные 7
  - однородные 7
- Смола каменноугольная 376
  - карбамидная 406
  - термопластичная 344
  - фенолформальдегидная 399, 405, 406
- Сода кальцинированная 243
  - кристаллическая 243
  - питьевая 243
- Соединения высокомолекулярные 343, 344
  - переменного состава 23
  - химические 21, 22
  - циклические 332, 359
- Соли 88
  - двойные 80
- Солей классификация 88
  - названия 90
  - определение 88
  - получение 91
  - применение 93
  - свойства физические 92
  - — химические 92

- Солей формулы химические 88, 90  
 — — структурные 88, 89, 90  
 Соль бертолетова 39  
 — глауберова (мирабилит) 277  
 — поваренная 7, 93  
 Состояние агрегатное 6  
 Спин электрона 113  
 Спирт гидролизный 384, 442  
 — изоамиловый 388, 457  
 Спирт метиловый 380  
 — пропиловый вторичный 383  
 — — первичный 383  
 Спиртов генетическая связь 388, 389, 394  
 — изомерия 382  
 — классификация 380  
 — номенклатура 382, 392  
 — определение 380, 392  
 — применение 387, 394  
 — получение 383, 384, 392  
 — свойства физические 385, 386, 393  
 — — химические 386, 393  
 — строение молекул 381, 382  
 Сплавы 270, 305  
 Сталь легированная 305  
 — нержавеющая 295  
 — хромоникелевая 305  
 Стали способы получения 309  
 Стекла производство 255  
 Стекло 255  
 — жидкое 254  
 — кварцевое 256  
 — органическое 425  
 — растворимое 254  
 — рубиновое 255  
 — химическое 255  
 — хрустальное 255, 256  
 — цветное 256  
 Стекловолокно 255  
 Стеклопласты 257  
 Степень диссоциации 186, 187  
 — полимеризации 343  
 — окисления 130  
 Стронций 285, 286  
 Сульфаты 90  
 Сульфиды 90, 158  
 Сульфиты 90  
 Суперфосфат двойной 227  
 — простой 227  
 Сурьма 200, 223, 224  
 Суспензии 60, 252  
 Сырья обогащение 169, 305  
  
 Таллий 291, 292  
 Твердость 266  
 Текстолит 399  
 Теллур 173, 175  
 Теория атомно-молекулярная 15  
 — гидратная Менделеева 64  
 — строения Бутлерова 318  
  
 Теория флогистонная 31  
 — электролитической диссоциации 179  
 Теплопроводность 6, 266  
 Термопластичность 344  
 Тетрабромэтан 354  
 Тетрафторэтилен 345  
 Тетрахлорметан 327  
 Тетрахлорид углерода 327  
 Тетрахлорэтан 356  
 Тефлон 345  
 Титан 315  
 Толуол 365  
 Топливо 244  
 — газообразное 244, 247  
 — дизельное 372  
 — жидкое 244, 247  
 — твердое 244, 246  
 Торф 244  
 транс-Форма 338  
 Триацетат целлюлозы 442  
 Трибромфенол 398  
 Триметиламин 447  
 Тринитротолуол 363  
 Тринитроцеллюлоза 441  
 Тритий 133  
 Трихлорметан 327  
  
 Углеводородов ароматизация 375  
 — ароматических генетическая связь с другими классами органических соединений 366  
 — — изомерия 361  
 — — номенклатура 361  
 — — получение 361  
 — — применение 364  
 — — свойства 362  
 — ацетиленовых номенклатура 353  
 — галогенопроизводные 339, 347  
 — дегидрирование 339, 347  
 Углеводородов диеновых названия 347  
 — — получение 347  
 — — применение 348  
 — — свойства физические 348  
 — — — химические 348  
 — непредельных классификация 335, 368, 369  
 — — номенклатура 337  
 — предельных номенклатура 325  
 — — получение 326  
 — — применение 329  
 — — радикалы 325, 327  
 — — свойства 326, 328  
 — — строение молекулы 322  
 Углеводороды 322  
 — ароматические 359  
 — ацетиленовые 351  
 — диеновые 347  
 — непредельные 335

Углеводороды предельные 322  
— циклические 332, 359  
— этиленовые 335  
Углеводы 430  
Углерод 233, 234  
Углерода аллотропия 234  
— круговорот в природе 244, 245  
— нахождение в природе 236  
— оксид (II) 18, 82, 238  
— оксид (IV) 41, 84, 240  
— оксида (IV) применение 237, 238  
— — свойства физические 235  
— — — химические 237  
— соединения с водородом 237, 322  
— степень окисления 234  
— строение атома 233  
— третичный атом 383  
Уголь 236, 245, 246  
— активированный 237  
— древесный 236  
— каменный 245, 246, 375  
Удобрения азотные 226  
— калийные 227  
— комплексные 227  
— минеральные 225, 226  
— фосфорные 227  
Уксус 409  
Ультрамикроскоп 252  
Уравнения ионные 188  
— молекулярные 188  
— окислительно-восстановительные 129, 192  
— термохимические 103  
Уран 131  
Уровни электронов 112, 113  
— энергетические 110, 114

Фарфор 255  
Фаянс 255  
Фенол 397  
Фенола генетическая связь 399  
— получение 397  
— применение 398  
— свойства физические 398  
— — химические 398  
— строение молекулы 397  
Фенолфталеин 73  
Фенолы 395  
Феноляты 398  
Фенопласты 399  
Ферменты 384  
Фильтрование 8, 9  
Фишер Э. 458  
Флотация 156  
Флюсы 306  
Формалин 404  
Формальдегид 404  
Формальдегида получение 403  
— применение 405  
— свойства физические 404

Формальдегида свойства химические 404  
— строение молекулы 403  
— электронная формула 403  
Формиаты 413  
Формулы молекулярные (истинные) 481  
— общие 322, 335, 368, 456  
— простейшие 480  
— структурные 55, 71, 78, 82, 88, 319  
— химические 24  
— электронные 122, 127  
Фосген 146  
Фосфаты 90, 220, 221  
Фосфин 105, 217  
Фосфор 31, 33, 42, 217  
— белый 219  
— красный 219  
Фосфора аллотропия 219  
— нахождение в природе 218  
— оксид (V) 220  
— применение 219  
— свойства физические 219  
— — химические 219  
— строение атома 201  
Фосфориты 218  
Фосфороводород 105, 217  
Франций 276  
Фруктоза 430, 432  
Фтор 138, 139  
Фториды 90, 105  
Фтороводород 78, 105

Хлорбензол 397  
Хлориды 90, 150, 151  
Хлорин 453  
Хлорвинил 354  
Хлорметил 327  
Хлорэтил (этилхлорид) 340  
Хлороводород 53, 146  
Хлоропрен 348  
Хлорофилл 432  
Хлороформ 327, 329  
Хром 294  
Хрома нахождение в природе 295  
— получение 295  
— применение 295, 296  
— свойства физические 295  
— — химические 296  
— соединения 296, 297  
— строение атома 294  
Хромирование 295  
Хромиты 296, 297  
Хрусталь горный 249, 250

Цезий 278  
Целлюлозы гидролиз 440  
— диацетат 442  
— нахождение в природе 440  
— получение 440

Целлюлозы применение 442

— свойства физические 440

— — химические 440

— строение молекулы 439

Цемент 257

Циклобутан 332

Циклогексан 332

Циклопарафинов генетическая связь 334

— нахождение в природе 332

— получение 332

— применение 333

— свойства физические 332

— химические 332

Циклопентан 332

Циклопропан 332

Цинк 19, 51, 77, 80

Цинка гидроксид 76, 87

— оксид 76, 87

цис-Форма 338

Частицы элементарные 132

Число Авогадро 99

— квантовое 110

Чугун 305

Чугуна переработка 309

— производство 306

Шлак 308

Щелочи 59, 71, 278

Эбонит 351

Эвдиометр 56

Электроды 179, 182

Электролиз водных растворов 195

— расплавов 194

Электролиза определение 194

— применение 196

— сущность 193

Электролиты 179

Электролиты сильные 186, 187

— слабые 186, 187

Электроны 110, 111, 112

— валентные 111

— возбужденные 154

— спаренные 113

Элементов классификация 20, 104

— названия 19

— подгруппы главные 114, 115

Элементов подгруппы побочные 114, 115

— распространенность 38

— электроотрицательность 119

Элементы радиоактивные 131

— химические 18, 19

Эмануэль М. 411

Эмульсии 60, 252

Энант 453

Энгельс Ф. 317, 458

Энергия активации 166

— ионизации 118, 119

— ядерная 135

Этан 319

Этана дегидрирование 329

— получение 326

— строение молекулы 324

Этаналь 403

Этандиол-1,2 341, 392

Этандиола получение 392

— применение 394

Этандиола свойства физические 393

— — химические 393

Этанол 380

Этен 337

Этилацетат 423

Этилацетилен 369

Этилена получение 339

— применение 342

— свойства физические 339

— — химические 339

— строение молекулы 336

Этиленгликоль 341, 392

Этиленоксид 341

Этилхлорид 340

Эфир диметиловый 381

— диэтиловый 387

Эфиров сложных генетическая связь 425

— — нахождение в природе 424

— — номенклатура 423

— — получение 424

— — применение 424, 425

— — свойства физические 424

— — — химические 424

— — строение молекул 423

Ядра деление 131

— заряд 109

# ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение . . . . .	3
--------------------	---

## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

### 7 класс

#### Глава I. Первоначальные химические понятия

§ 1. Предмет химии . . . . .	5
§ 2. Вещества и их свойства . . . . .	6
§ 3. Смеси, разделение смесей . . . . .	7
§ 4. Физические и химические явления . . . . .	10
§ 5. Учение о молекулах и атомах . . . . .	13
§ 6. Атомная масса . . . . .	16
§ 7. Простые и сложные вещества . . . . .	17
§ 8. Химические элементы и их знаки . . . . .	18
§ 9. Смеси и соединения. Постоянство состава веществ . . . . .	21
§ 10. Химические формулы. Молекулярная масса . . . . .	24
§ 11. Валентность химических элементов . . . . .	27
§ 12. Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление химических формул по валентности . . . . .	28
§ 13. Закон сохранения массы веществ . . . . .	31
§ 14. Химические уравнения . . . . .	33
§ 15. Массовые отношения веществ при химических реакциях . . . . .	34
§ 16. Типы химических реакций . . . . .	—
Лабораторные опыты . . . . .	35
Практическая работа 1 . . . . .	37

#### Глава II. Кислород, воздух, горение

§ 1. Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе . . . . .	38
§ 2. Получение кислорода . . . . .	39
§ 3. Свойства кислорода . . . . .	41
§ 4. Применение кислорода . . . . .	44
§ 5. Воздух и его состав . . . . .	45
Практическая работа 2 . . . . .	49

#### Глава III. Водород. Вода. Растворы

§ 1. Водород, его общая характеристика и нахождение в природе . . . . .	50
§ 2. Получение водорода . . . . .	—
§ 3. Свойства водорода . . . . .	52
§ 4. Состав воды. Анализ и синтез воды . . . . .	55
§ 5. Вода в природе и способы ее очистки . . . . .	56
§ 6. Свойства воды и ее применение . . . . .	57
§ 7. Растворы . . . . .	60

§ 8. Растворимость веществ в воде . . . . .	61
§ 9. Тепловые явления при растворении . . . . .	63
§ 10. Концентрация растворов. Применение растворов . . . . .	65
Лабораторные опыты . . . . .	67
Практическая работа 3 . . . . .	69

## 8 класс

### Глава IV. Важнейшие классы неорганических соединений

§ 1. Основания . . . . .	70
§ 2. Кислоты . . . . .	77
§ 3. Оксиды . . . . .	82
§ 4. Амфотерные гидроксиды и оксиды . . . . .	86
§ 5. Соли . . . . .	88
Лабораторные опыты . . . . .	93
Практическая работа 1 . . . . .	97
Практическая работа 2 . . . . .	—

### Глава V. Моль. Закон Авогадро. Расчеты по химическим формулам и уравнениям

§ 1. Моль . . . . .	99
§ 2. Закон Авогадро . . . . .	101
§ 3. Тепловой эффект химических реакций . . . . .	103

### Глава VI. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение вещества

§ 1. Классификация элементов . . . . .	104
§ 2. Открытие периодического закона химических элементов Д. И. Менделеевым . . . . .	107
§ 3. Порядковый номер элемента — заряд ядра его атома. Расположение электронов по энергетическим уровням . . . . .	109
§ 4. Периодическая система Д. И. Менделеева . . . . .	114
§ 5. Электроотрицательность химических элементов . . . . .	118
§ 6. Основные типы химической связи . . . . .	120
§ 7. Кристаллические решетки . . . . .	124
§ 8. Валентность элементов в свете электронной теории . . . . .	127
§ 9. Окисление и восстановление . . . . .	128
§ 10. Состав атомных ядер. Превращение химических элементов. Изотопы . . . . .	130
§ 11. Значение периодического закона . . . . .	134
§ 12. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева . . . . .	136

### Глава VII. Галогены

§ 1. Общая характеристика галогенов (положение в периодической системе и строение их атомов) . . . . .	137
§ 2. Галогены в природе и их получение . . . . .	139
§ 3. Физические свойства галогенов . . . . .	142
§ 4. Химические свойства галогенов . . . . .	—
§ 5. Применение галогенов . . . . .	145
§ 6. Хлороводород . . . . .	146
§ 7. Объемные отношения газов при химических реакциях . . . . .	147
§ 8. Соляная кислота и ее соли . . . . .	148
Лабораторные опыты . . . . .	150
Практическая работа 3 . . . . .	151
Практическая работа 4 . . . . .	152

## Глава VIII. Подгруппа кислорода. Закономерности течения химических реакций

§ 1. Положение кислорода и серы в периодической системе элементов, строение их атомов . . . . .	154
§ 2. Сера в природе и ее получение . . . . .	155
§ 3. Физические свойства серы . . . . .	—
§ 4. Химические свойства серы . . . . .	156
§ 5. Применение серы . . . . .	157
§ 6. Сероводород . . . . .	—
§ 7. Оксид серы (IV) . . . . .	159
§ 8. Оксид серы (VI) . . . . .	162
§ 9. Серная кислота . . . . .	—
§ 10. Скорость химических реакций и ее зависимость от условий протекания . . . . .	164
§ 11. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие . . . . .	167
§ 12. Производство серной кислоты контактным способом . . . . .	169
§ 13. Краткая характеристика элементов подгруппы кислорода . . . . .	173
Лабораторные опыты . . . . .	—
Практическая работа 5 . . . . .	175

## 9 класс

### Глава IX. Теория электролитической диссоциации

§ 1. Механизм растворения в воде веществ с различным характером связей. Электролитическая диссоциация . . . . .	179
§ 2. Гидратация ионов . . . . .	182
§ 3. Диссоциация кислот, щелочей и солей . . . . .	183
§ 4. Свойства ионов . . . . .	185
§ 5. Степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты . . . . .	—
§ 6. Реакции ионного обмена и условия их протекания . . . . .	188
§ 7. Иониты . . . . .	189
§ 8. Гидролиз солей . . . . .	190
§ 9. Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	192
§ 10. Электролиз . . . . .	193
Лабораторные опыты . . . . .	197
Практическая работа 1 . . . . .	198

### Глава X. Азот и фосфор

§ 1. Положение азота и фосфора в периодической системе, строение их атомов . . . . .	200
§ 2. Азот. Физические и химические свойства азота . . . . .	201
§ 3. Аммиак . . . . .	203
§ 4. Аммиачная вода . . . . .	207
§ 5. Соли аммония . . . . .	208
§ 6. Азотная кислота . . . . .	209
§ 7. Соли азотной кислоты . . . . .	215
§ 8. Круговорот азота в природе . . . . .	216
§ 9. Фосфор . . . . .	217
§ 10. Оксид фосфора (V) . . . . .	220
§ 11. Фосфорная кислота. Фосфаты . . . . .	—
§ 12. Краткая характеристика элементов подгруппы азота . . . . .	223
§ 13. Минеральные удобрения . . . . .	225
Лабораторные опыты . . . . .	228
Практическая работа 2 . . . . .	230
Практическая работа 3 . . . . .	—



## Глава XI. Углерод и кремний

§ 1. Положение углерода и кремния в периодической системе, строение их атомов . . . . .	233
§ 2. Углерод и его свойства . . . . .	234
§ 3. Оксид углерода (II) . . . . .	238
§ 4. Оксид углерода (IV) . . . . .	240
§ 5. Угольная кислота . . . . .	241
§ 6. Соли угольной кислоты . . . . .	242
§ 7. Круговорот углерода в природе . . . . .	243
§ 8. Топливо и способы его сжигания . . . . .	244
§ 9. Кремний и его свойства . . . . .	248
§ 10. Оксид кремния (IV) . . . . .	249
§ 11. Кремниевая кислота . . . . .	250
§ 12. Коллоидные растворы . . . . .	251
§ 13. Соли кремниевой кислоты . . . . .	254
§ 14. Силикатная промышленность . . . . .	255
§ 15. Краткая характеристика элементов IV группы . . . . .	258
Лабораторные опыты . . . . .	259

## 10 класс

## Глава XII. Общие свойства металлов

§ 1. Положение металлов в периодической системе . . . . .	263
§ 2. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения . . . . .	264
§ 3. Металлическая связь. Важнейшие физические свойства металлов . . . . .	265
§ 4. Характерные химические свойства металлов . . . . .	267
§ 5. Сплавы . . . . .	270
§ 6. Коррозия металлов и ее предупреждение . . . . .	271
Лабораторные опыты . . . . .	274

## Глава XIII. Щелочные металлы

§ 1. Положение щелочных металлов в периодической системе и строение их атомов . . . . .	276
§ 2. Нахождение щелочных металлов в природе, их получение, свойства и применение . . . . .	277
§ 3. Важнейшие соединения щелочных металлов, получаемые в промышленности . . . . .	278
Лабораторные опыты . . . . .	—

## Глава XIV. Кальций

§ 1. Положение кальция в периодической системе и строение его атома . . . . .	280
§ 2. Кальций в природе, его получение, свойства и применение . . . . .	—
§ 3. Важнейшие соединения кальция, получаемые в промышленности . . . . .	282
§ 4. Жесткость воды и способы ее устранения . . . . .	283
§ 5. Характеристика элементов главной подгруппы II группы . . . . .	285
Лабораторные опыты . . . . .	—

## Глава XV. Алюминий

§ 1. Положение алюминия в периодической системе и строение его атома . . . . .	288
§ 2. Нахождение алюминия в природе, его получение и свойства . . . . .	—
§ 3. Важнейшие соединения алюминия . . . . .	290

§ 4. Краткая характеристика элементов главной подгруппы III группы . . . . .	291
Лабораторные опыты . . . . .	292
<b>Глава XVI. Хром</b>	
§ 1. Положение хрома в периодической системе и строение его атома . . . . .	294
§ 2. Нахождение хрома в природе, его получение и свойства . . . . .	295
§ 3. Важнейшие соединения хрома . . . . .	296
§ 4. Краткая характеристика элементов побочной подгруппы VI группы . . . . .	297
Лабораторные опыты . . . . .	—
<b>Глава XVII. Железо</b>	
§ 1. Положение железа в периодической системе и строение его атома . . . . .	298
§ 2. Нахождение железа в природе, его получение и свойства . . . . .	299
§ 3. Соединения железа . . . . .	300
Лабораторные опыты . . . . .	301
<b>Глава XVIII. Металлургия</b>	
§ 1. Металлы в современной технике. Понятие о металлургии . . . . .	305
§ 2. Основные способы промышленного получения металлов . . . . .	—
§ 3. Производство чугуна . . . . .	306
§ 4. Производство стали . . . . .	309
§ 5. Производство алюминия . . . . .	313
§ 6. Развитие металлургической промышленности в СССР . . . . .	314
Практическая работа 1 . . . . .	315

## ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Введение . . . . .	317
--------------------	-----

### Глава I. Теория химического строения органических соединений

§ 1. Возникновение теории химического строения органических веществ . . . . .	318
§ 2. Основные положения теории химического строения органических веществ . . . . .	319
§ 3. Значение теории строения органических веществ А. М. Бутлерова . . . . .	321

## УГЛЕВОДОРОДЫ

<b>Глава II. Предельные углеводороды (парафины)</b> . . . . .	322
Лабораторные опыты . . . . .	330

<b>Глава III. Циклопарафины</b> . . . . .	332
---	-----

<b>Глава IV. Непредельные углеводороды</b> . . . . .	335
--	-----

§ 1. Этилен. Углеводороды ряда этилена . . . . .	336
§ 2. Понятие о полимерах . . . . .	343
Лабораторные опыты . . . . .	345

§ 3. Диеновые углеводороды . . . . .	347
§ 4. Каучуки . . . . .	349
Лабораторные опыты . . . . .	351
§ 5. Ацетилен и его гомологи . . . . .	—
Лабораторные опыты . . . . .	357
<b>Глава V. Ароматические углеводороды</b>	359
Лабораторные опыты . . . . .	367
<b>Глава VI. Природные источники углеводов</b>	
§ 1. Природный газ . . . . .	370
§ 2. Попутные нефтяные газы . . . . .	371
§ 3. Нефть . . . . .	—
§ 4. Коксохимическое производство . . . . .	375
Лабораторные опыты . . . . .	378
Практическая работа 1 . . . . .	—

## 11 класс

### Кислородсодержащие органические соединения

<b>Глава VII. Спирты</b>	380
§ 1. Одноатомные предельные спирты . . . . .	381
§ 2. Многоатомные спирты . . . . .	392
<b>Глава VIII. Фенолы и ароматические спирты</b>	395
Фенол . . . . .	397
Лабораторные опыты . . . . .	400
<b>Глава IX. Альдегиды</b>	402
Лабораторные опыты . . . . .	407
<b>Глава X. Карбоновые кислоты</b>	409
§ 1. Одноосновные предельные карбоновые кислоты . . . . .	410
§ 2. Краткие сведения о непредельных карбоновых кислотах . . . . .	416
Лабораторные опыты . . . . .	419
Практическая работа 2 . . . . .	420
<b>Глава XI. Сложные эфиры. Жиры</b>	
§ 1. Сложные эфиры . . . . .	423
§ 2. Жиры . . . . .	425
Лабораторные опыты . . . . .	428
Практическая работа 3 . . . . .	—
<b>Глава XII. Углеводы</b>	
§ 1. Глюкоза . . . . .	430
§ 2. Сахароза . . . . .	434
§ 3. Крахмал . . . . .	436
§ 4. Целлюлоза . . . . .	439

Лабораторные опыты . . . . .	443
Практическая работа 4 . . . . .	445

### Глава XIII. Азотсодержащие органические соединения

§ 1. Амины . . . . .	447
§ 2. Аминокислоты . . . . .	450
Лабораторные опыты . . . . .	454
§ 3. Белки . . . . .	455
Лабораторные опыты . . . . .	462
Практическая работа 5 . . . . .	463
Практическая работа 6 . . . . .	—

### Приложение . . . . . 465

Растворимость солей, кислот и оснований в воде . . . . .	—
Плотности растворов некоторых щелочей . . . . .	466
Плотности растворов некоторых кислот . . . . .	—
Молекулярные массы (округленные) неорганических соединений . . . . .	467
Полезные ископаемые СССР . . . . .	468
Распознавание пластмасс . . . . .	470
Распознавание волокон . . . . .	472
Важнейшие типы расчетных задач . . . . .	476
I. Вывод химических формул . . . . .	—
II. Расчеты по химическим формулам . . . . .	477
III. Расчеты по уравнениям химических реакций . . . . .	479
IV. Расчеты с использованием понятия «моль» . . . . .	483
V. Расчеты, связанные с применением закона Авогадро . . . . .	484
VI. Расчеты, связанные с концентрацией растворов . . . . .	486
VII. Расчеты по термохимическим уравнениям . . . . .	487

Примерные вопросы, упражнения и задачи для подготовки к зачетам . . . . .	489
---	-----

Ответы на задачи . . . . .	491
----------------------------	-----

Литература . . . . .	493
----------------------	-----

Указатель . . . . .	495
---------------------	-----

**Гунтис Екабович Рудзитис**  
**Фриц Генрихович Фельдман**

## **Х И М И Я**

Редактор **Л. И. Соколова**  
Художники **С. Ф. Лухин, В. Ф. Гранов**  
Художественный редактор **Л. Бакушева**  
Технические редакторы **З. М. Кузьмина, Л. Е. Пухова**  
Корректоры **Т. Ф. Алексина, Т. П. Кузнецова**

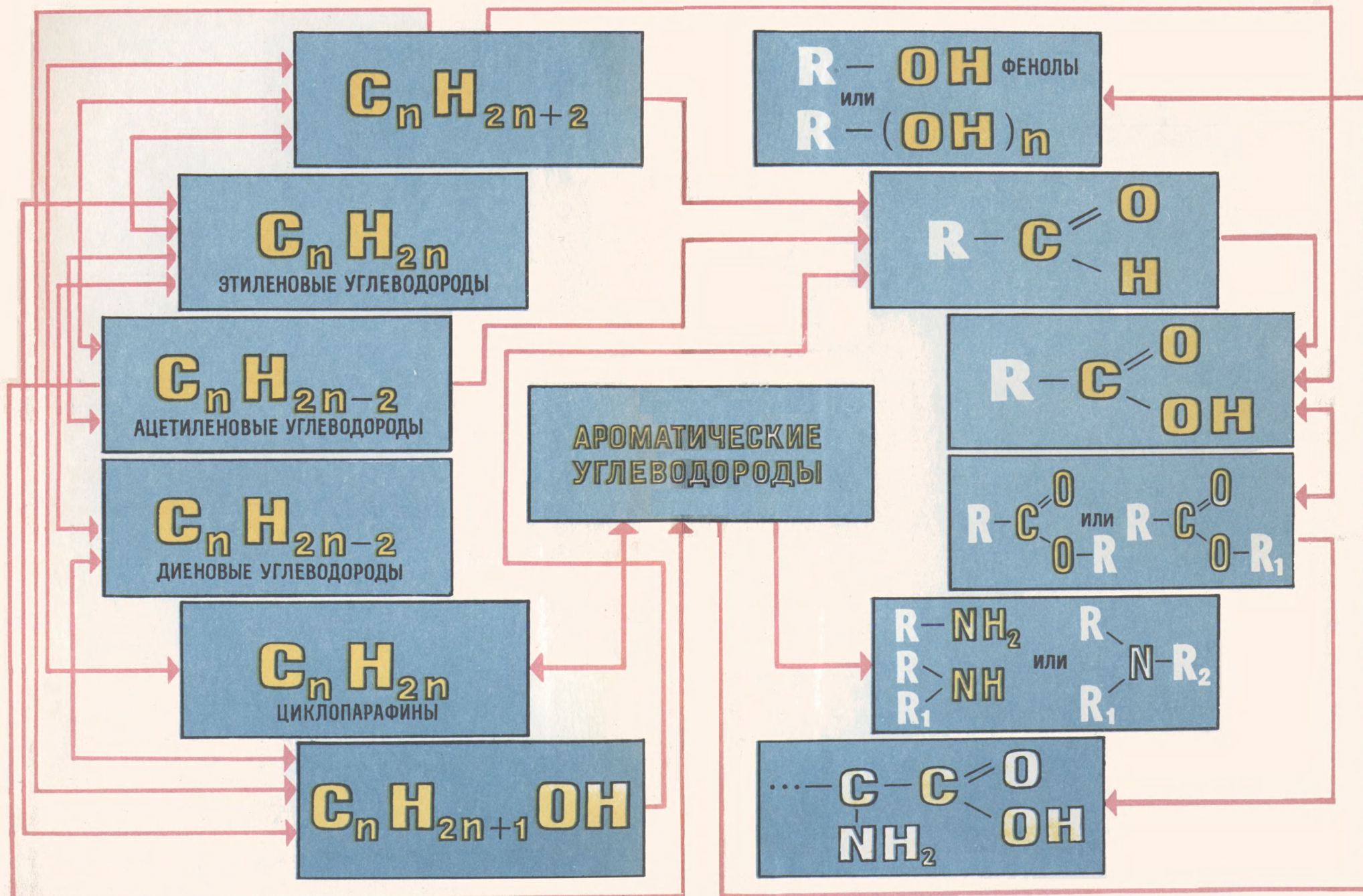
ИБ № 3380

Сдано в набор 17.10.78. Подписано к печати 03.07.79. Формат 60×90<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бум. кн. журнальная. Гарнит. литерат. Печать высокая. Усл. печ. л. 32+0,25 вклейка+0,25 форзац. Уч.-изд. л. 33,94+0,28 вклейка+0,35 форзац. Тираж 19 000 экз. Заказ 809. Цена 80 коп.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение» Государственного комитета РСФСР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Ярославский полиграфкомбинат Союзполиграфпрома при Государственном комитете СССР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли, 150014, Ярославль, ул. Свободы, 97,

# ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ ВАЖНЕЙШИМИ КЛАССАМИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ





80 коп.

