

*И. Н. Борисов*

# ХИМИЯ

УЧЕБНИК  
ДЛЯ ПЕДАГОГИЧЕСКИХ  
УЧИЛИЩ



*Учпедгиз • 1962*

И. Н. БОРИСОВ

# ХИМИЯ

УЧЕБНИК  
ДЛЯ ПЕДАГОГИЧЕСКИХ  
УЧИЛИЩ

ИЗДАНИЕ ПЯТОЕ

*Утвержден  
Министерством просвещения РСФСР*

ГОСУДАРСТВЕННОЕ  
УЧЕБНО-ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ИЗДАТЕЛЬСТВО  
МИНИСТЕРСТВА ПРОСВЕЩЕНИЯ РСФСР  
Москва 1962

## ГЛАВА I

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

#### § 1. Химия и ее значение

Химия — наука о веществах и их превращениях. Она имеет громадное практическое значение. Еще М. В. Ломоносов в своем знаменитом слове «О пользе химии» особо подчеркнул: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие. Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся — везде обращаются перед очами нашими успехи ее применения». Это Ломоносов отметил еще более двухсот лет назад. В наше же время представить себе жизнь без химии совершенно невозможно.

С химией нам приходится иметь дело буквально на каждом шагу: в домашнем быту, в сельском хозяйстве, в промышленности, в технике — во всей практической жизни. Металлы для станков, моторов, самолетов и сельскохозяйственных машин, кислоты, щелочи, минеральные удобрения, взрывчатые и зажигательные вещества, каучук, краски, пластмассы, лекарства, стекло, цемент и многое другое — все это получается с помощью химии.

Благодаря химии мы теперь получаем из природных веществ другие, более ценные: например, из глины — алюминий, из картофеля — спирт и каучук, из нефти — первосортный бензин, из дерева — спирт, бумагу и искусственный шелк, из воздуха — минеральные удобрения, из каменного угля — искусственную нефть, кокс, светильный газ, многочисленные краски, взрывчатые вещества, пластмассы, лекарства, удобрения, из природного газа — синтетический каучук, пластмассы, синтетические волокна и многие другие вещества.

Правда, химию человечество использует по-разному. В странах империализма химия — главным образом средство обогащения господствующего класса и орудие войны, орудие разрушения ценностей и истребления человечества в интересах ничтожной кучки эксплуататоров. В странах империализма химия — также средство, с помощью которого религия затуманивает сознание широких трудящихся масс: внушает им веру в чудеса, в существование не-



М. В. Ломоносов (1711 — 1765).

материальной, сверхъестественной силы — в существование бога. В нашей же стране — стране успешно строящегося коммунизма, как и во всех странах лагеря социализма, химия — средство правильного, более глубокого познания природы, могучий источник создания новых средств социалистической материальной культуры и безграничного роста благосостояния всего народа.

В нашей стране химии придается очень большое значение. Еще в первые годы социалистического строительства наша партия и правительство указывали, что современная химия, преобразующая основы промышленного производства, открывающая новые источники и виды дешевого сырья, создающая крупнейшие материальные ценности из наиболее простых и распространенных веществ, являющаяся непосредственным орудием преобразования сельского хозяйства, по праву выдвигается вперед как один из решающих факторов развития народного хозяйства.

Следует заметить, что химическая промышленность нашей страны почти полностью создана при Советской власти. Под не-

посредственным и неуклонным руководством Коммунистической партии за годы первых пятилеток химическая промышленность у нас превратилась в одну из передовых отраслей народного хозяйства. В настоящее время Советский Союз по производству химической продукции занимает второе, а по темпам развития химической промышленности первое место в мире.

Особенно большое значение химия и химическая промышленность приобретают в успешно выполняемом сейчас семилетнем плане развития народного хозяйства СССР, когда решается задача создания материально-технической базы коммунизма и осуществляется основная экономическая задача СССР — в исторически кратчайшие сроки догнать и перегнать наиболее развитые капиталистические страны по производству продукции на душу населения.

## § 2. Атомно-молекулярное учение

Долгое время химия занималась лишь описанием веществ и происходящих с ними изменений. Ломоносов один из первых обратил внимание на то, что объяснить причину наблюдаемых изменений веществ можно только на основе знания состава веществ. Он особо подчеркнул: «Во тьме должны обращаться физики и особливо химики, не зная внутреннего частиц строения».

Представления о составе веществ возникли очень давно. Еще более 2000 лет назад греческие философы-материалисты высказывали предположение о том, что все вещества состоят из мельчайших, далее абсолютно неделимых частичек — атомов (атом — слово греческое, по-русски значит «неделимый»), и что атомы находятся в непрерывном самопроизвольном движении.

Атомистическая теория преследовалась. За материализм, за противоречие идеалистическим представлениям христианской религии атомная теория была запрещена и на много веков совсем забыта. Упоминание о ней встречается в литературе только в XII в.

В эпоху Возрождения (в XVI в.) атомная теория снова возродилась, но только уже под именем корпускулярной теории. В дальнейшем, несмотря на преследования, эта теория постепенно все-таки распространилась среди тогдашних образованных людей. Но она все еще считалась опасной и противоречащей религии. Известно, что в 1626 г. под непосредственным влиянием церкви парижский парламент издал указ, под страхом смертной казни запрещавший заниматься корпускулярной теорией.

Учение о строении вещества в химию ввел Ломоносов. Он заявлял: «Если бы я хотел читать, не зная букв, — бессмысленное дело. Точно так же, если бы я



Джон Дальтон (1766 — 1844).

хотел рассуждать о естественных вещах, не имея представления о началах их (атомах. — И. Б.), это было бы столь же бессмысленно». В своих научных исследованиях М. В. Ломоносов всячески стремился к тому, чтобы «сыскать причины видимых свойств в телах, на поверхности происходящих, от внутреннего их сложения».

Ломоносов разработал целое учение о строении вещества — заложил основу атомно-молекулярной теории. Это учение сводится к следующим положениям:

*1. Каждое вещество состоит из мельчайших, далее физически неделимых частиц, невидимых и обладающих сцеплением.*

*2. Частицы эти находятся в постоянном, самопроизвольном движении.*

*3. Свойства веществ зависят от природы этих частичек или от различных способов их связи.*

*4. Самые мелкие частицы — это н а ч а л а (атомы), а более крупные, сложенные из начал, — к о р п у с к у л ы (молекулы).*

*5. Корпускулы бывают однородные и разнородные (вещества простые и сложные).*

Ломоносов не только разработал корпускулярную, молекулярно-атомистическую теорию, но и применил ее к объяснению конкретных явлений. Так, например, в своей научной работе «Размышления о причине теплоты и холода» на основе молекулярно-кинетической теории он убедительно доказал полную несостоятельность существовавшего в то время представления об особом элементе — теплороде; он доказал, что причина теплоты и холода не в каком-то несуществующем теплороде, а в характере непрерывного самодвижения к о р п у с к у л (молекул).

Только примерно через 50 лет после Ломоносова к атомистическим представлениям пришел английский ученый Джон Дальтон. Он различал два рода атомов: «а т о м ы п р о с т ы е» и «а т о м ы с л о ж н ы е». Он же большое внимание обратил на количественную характеристику атомов, пользовался химической символикой и определял атомные веса элементов.

Атомистические взгляды Ломоносова и Дальтона затем развивались и уточнялись. «Корпускулы» Ломоносова стали называться

молекулами, а «начала» — атомами. «Сложные атомы» Дальтона стали называть молекулами. Атомы впоследствии оказались неделимыми лишь при химических реакциях; при особых же условиях атомы, как и молекулы, оказались также делимыми.

Современной науке удалось доказать, что атом, вопреки своему названию («неделимый»), имеет сложное строение. Как оказалось, атомы всех веществ состоят из положительно заряженного ядра и окружающих его отрицательно заряженных электронов. Количество положительных и отрицательных зарядов атома всегда одинаково — атом в целом нейтрален. За последнее время науке удалось проникнуть даже в самое ядро атома и его искусственно разрушить. С этими работами связано получение так называемой «атомной энергии» (более подробно о строении атомов мы остановимся в главе VIII).

В основе современных представлений о строении вещества лежит учение о молекулах и атомах.

### § 3. Молекулы

Вещества состоят из молекул.

*Молекула — это наименьшая частица вещества, сохраняющая состав и химические свойства данного вещества.*

Между молекулами вещества существует взаимное притяжение — сцепление. Межмолекулярное сцепление у веществ различно: у твердых больше, у жидких меньше, а у газообразных еще меньше.

Между молекулами вещества имеются промежутки — межмолекулярные пространства. От межмолекулярных пространств зависит объем веществ: с увеличением межмолекулярного пространства увеличивается и объем вещества.

Молекулы вещества находятся в непрерывном, самопроизвольном движении.

Перечисленные основные положения молекулярно-кинетической теории позволяют объяснить целый ряд конкретных фактов.

При нагревании и охлаждении ртути в термометре количество ртути не изменяется, объем же ее то увеличивается, то уменьшается. С изменением давления объем газообразных веществ также то увеличивается, то уменьшается (рис. 1).

Объем веществ может изменяться и в других случаях. Прильем, например, в пробирку некоторый объем воды. Сверху в ту же пробирку очень осторожно прильем такой же объем чистого (безводного) спирта. Благодаря тому, что спирт легче воды, смешения их не произойдет: можно заметить границу раздела этих двух жидкостей и отметить их общий объем (рис. 2). Если же эту пробирку мы плотно закроем и ее содержимое тщательно перемешаем, то объем полученной смеси несколько уменьшится — произойдет сжатие (рис. 2).

Все эти явления свидетельствуют о том, что вещества действительно не сплошные, что между молекулами веществ имеются промежутки, которые при соответствующих условиях могут то увеличиваться, то уменьшаться.

О молекулярном составе веществ свидетельствуют также следующие факты. Если два куса свинца хорошо пришлифовать друг к другу и сильно (только не до плавления) нагреть, то разъединить их затем будет очень трудно: молекулы одного куса свинца проникнут между молекулами другого куса свинца, и между поверх-

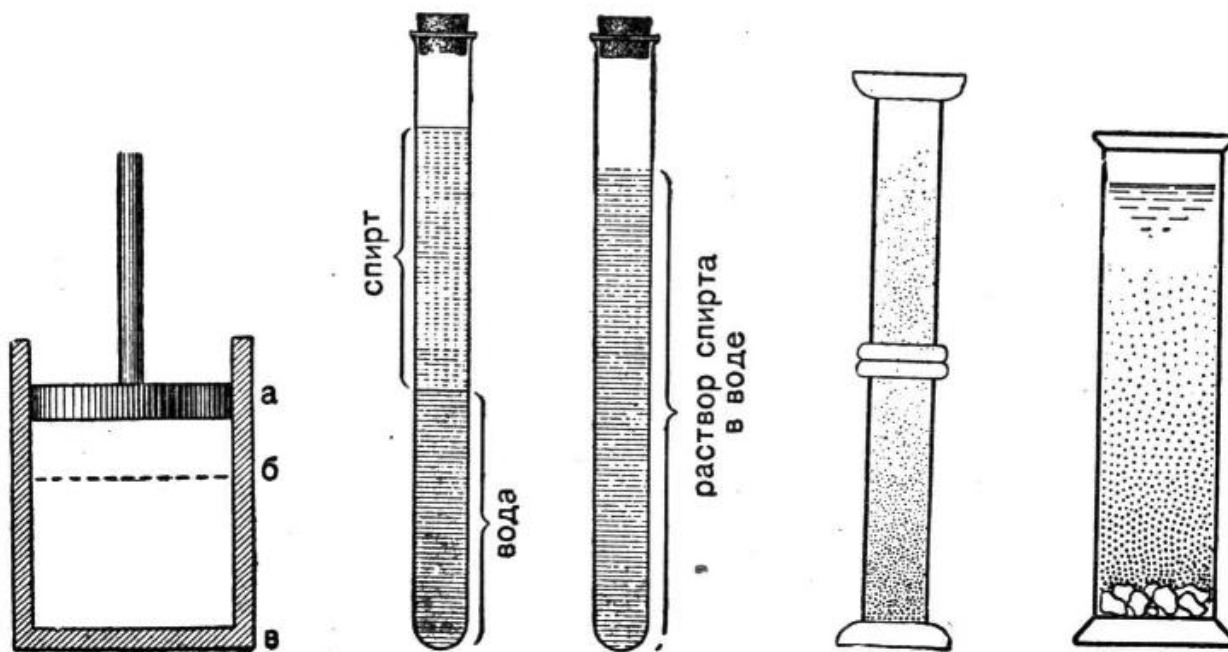


Рис. 1. Изменение объема газов с изменением давления.

Рис. 2. Уменьшение объема жидкости при смешивании спирта и воды.

Рис. 3. Диффузия газов.

Рис. 4. Диффузия медного купороса в воде.

ностями молекулами двух кусков свинца проявятся довольно значительные силы сцепления.

Запах духов, нафталина, бензина, эфира и других пахучих веществ мы довольно быстро ощущаем на значительном расстоянии.

Если в цилиндры собрать разные газы: в один — бесцветный газ (например, водород), а в другой — окрашенный (например, двуокись азота бурого цвета) и цилиндры соединить, то эти газы сами перемешаются, произойдет явление **диффузии** (рис. 3).

Можно сделать и такой опыт. На дно цилиндра положить несколько кусочков медного купороса или марганцовокислого калия. В этот же цилиндр осторожно налить воды. Цилиндр оставить стоять спокойно (рис. 4). Через некоторое время можно заметить, что окраска раствора со дна цилиндра будет постепенно распространяться вверх, и это будет продолжаться до тех пор, пока в конце концов вся жидкость не станет одинаково окрашенной.

Перечисленные факты могут быть объяснены непрерывным самопроизвольным движением молекул. Об этом же свидетельствует



и такой факт. Если взять спиртовой раствор желтого вещества, которое называется гуммигутом, и несколько капель этого раствора прилить к воде, то получится жидкость, по внешнему виду напоминающая молоко. В капле этой жидкости через микроскоп можно наблюдать огромное количество маленьких частиц, которые под самопроизвольным действием молекул спирта непрерывно дви-

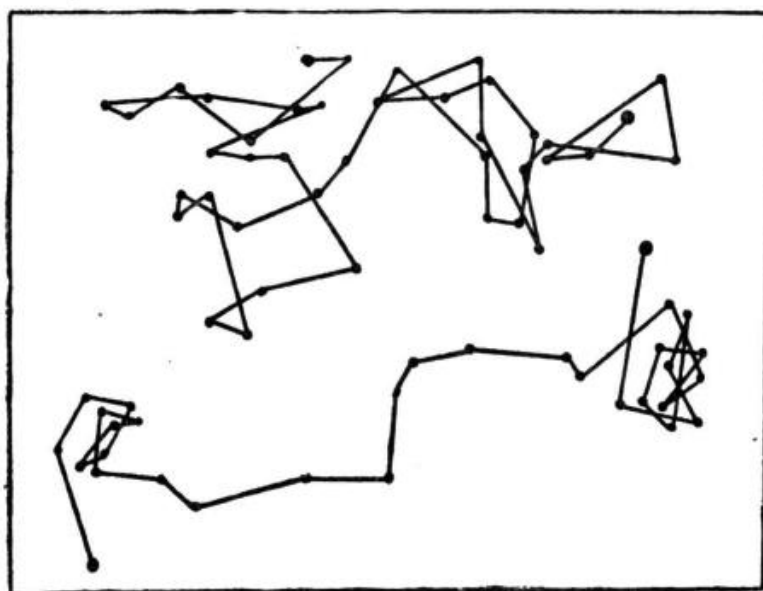


Рис. 5. Броуновское движение.

гаются в самых различных направлениях (рис. 5). Это явление, по имени открывшего его ученого Броуна, носит название броуновского движения.

Молекулярным строением веществ можно объяснить физические явления.

*При физических явлениях изменяется лишь состояние веществ, состав же молекул веществ не изменяется, сохраняется.*

#### § 4. Атомы и химические элементы

Молекулы веществ состоят из атомов. Так, например, молекула воды ( $H_2O$ ) состоит из двух атомов водорода (H) и одного атома кислорода (O); молекула углекислого газа ( $CO_2$ ) состоит из одного атома углерода (C) и двух атомов кислорода (O) и т. п.

Различных видов атомов столько, сколько существует химических элементов<sup>1</sup>.

*Химический элемент — это атомы одного и того же вида. Атом — это мельчайшая частица химического элемента.*

<sup>1</sup> За последнее время установлено, что атомы одного и того же химического элемента также не вполне одинаковы — существуют так называемые изотопы химических элементов, но об этом речь будет впереди (в главе VIII).

## Список химических элементов

1. Азот	35. Кислород	69. Родий
2. Актиний	36. Кобальт	70. Ртуть
3. Алюминий	37. Кремний	71. Рубидий
4. Америций	38. Криптон	72. Рутений
5. Аргон	39. Ксенон	73. Самарий
6. Астатий	40. Кюрий	74. Свинец
7. Барий	41. Лантан	75. Селен
8. Бериллий	42. Литий	76. Сера
9. Берклий	43. Лютеций	77. Серебро
10. Бор	44. Магний	78. Скандий
11. Бром	45. Марганец	79. Стронций
12. Ванадий	46. Медь	80. Сурьма
13. Висмут	47. Менделеевий	81. Таллий
14. Водород	48. Молибден	82. Тантал
15. Вольфрам	49. Мышьяк	83. Теллур
16. Гадолиний	50. Натрий	84. Тербий
17. Галлий	51. Неодим	85. Технеций
18. Гафний	52. Неон	86. Титан
19. Гелий	53. Нептуний	87. Торий
20. Германий	54. Никель	88. Тулий
21. Гольмий	55. Ниобий	89. Углерод
22. Диспрозий	56. Нобелий	90. Уран
23. Европий	57. Олово	91. Фермий
24. Железо	58. Осмий	92. Фосфор
25. Золото	59. Палладий	93. Франций
26. Индий	60. Платина	94. Фтор
27. Иридий	61. Плутоний	95. Хлор
28. Иттербий	62. Полоний	96. Хром
29. Иттрий	63. Празеодим	97. Цезий
30. Йод	64. Прометий	98. Церий
31. Кадмий	65. Протактиний	99. Цинк
32. Калий	66. Радий	100. Цирконий
33. Калифорний	67. Радон	101. Эйнштейний
34. Кальций	68. Рений	102. Эрбий

В этой таблице жирным шрифтом выделены металлы.

Элементы встречаются на земле далеко не в одинаковых количествах (рис. 6). Больше всего на земле кислорода — только он один составляет около половины всей доступной нашему исследованию части земной оболочки, включая воду и воздух. Кислород входит в состав минералов, которые образуют важнейшие горные породы: гранит, глину, песок, известняки, песчаники, сланцы и др. Второе место в природе занимает кремний — свыше четверти зем-

ной оболочки. Кремний также входит в состав гранита, глины, песка, песчаников и многих других минералов и горных пород.

Довольно распространены также алюминий, железо, кальций, натрий, калий, магний и водород. На долю же всех остальных элементов приходится всего лишь около 1,4%.



Рис. 6. Распространение элементов в наружной оболочке Земли.

Некоторые элементы, такие, как нептуний, плутоний, америций, кюрий, берклий, калифорний, эйнштейний, фермий, менделевий, nobелий, в природе не встречаются: они получены искусственно из других элементов.

### § 5. Атомный вес и молекулярный вес

Молекулы и атомы очень малы. Непосредственно наблюдать их даже с помощью самых сильных современных микроскопов не удастся. Однако косвенными, весьма сложными путями, которые рассматриваются в высшей школе, науке все-таки удалось не только доказать реальность молекул и атомов, но и определить их размеры и даже абсолютный вес.

О размере молекул и атомов можно составить себе представление на основе следующих сравнений. Предположим, что мы захотели сосчитать молекулы, заключающиеся в 1 мл (половина наперстка) воды, и отсчитывали бы в одну секунду 1 000 000 000 штук. Нам пришлось бы тогда безостановочно считать в течение 3 000 000 лет.

Если бы мы решили пересчитать атомы всего лишь 2 г водорода, то для этого населению всего земного шара (около двух миллиардов человек) потребовалось бы около полутора миллиона лет.

Установлено, что атом кислорода весит 0,000 000 000 000 000 000 000 027 г, а атом водорода весит еще меньше: 0,000 000 000 000 000 000 000 001 626 г.

Вес атомов и молекул настолько мал, что пользоваться им крайне неудобно. Поэтому в количественных расчетах принято пользоваться не абсолютными, а относительными весами. За единицу измерения веса атомов и молекул раньше принимали вес атома самого легкого вещества — водорода. Относительный же вес других элементов выражали числами, большими единицы. Эти числа называли **атомными весами**.

Атомы других элементов тяжелее водорода: атом кислорода в 16 раз, серы в 32 раза, меди в 64 раза и т. д. Поэтому считали атомные веса кислорода 16, серы 32, меди 64 и т. д.

Исходя из того, что атомный вес водорода равен единице, выражали и относительный вес молекул — определяли **молекулярный вес веществ**. Молекулярный вес выражали суммой атомных весов, составляющих молекулу элементов.

В последнее время за единицу атомных и молекулярных весов принимают уже не водород, а кислород. Точные способы современного научного исследования показали, что атомный вес кислорода при водородной единице равен не 16, а только 15,88. Но так как

Таблица 2

**Химические знаки и атомные веса некоторых элементов**

Химич. знак	Атомный вес	Русское название	Латинское название	Произношение латинского названия	Произношение химического знака в формуле
Ag	108	Серебро	Argentum	Аргентум	Аргентум
Al	27	Алюминий	Aluminium	Алюминиум	Алюминий
Ba	137	Барий	Barium	Бариум	Барий
Bi	209	Висмут	Bismuthum	Бисмутум	Висмут
C	12	Углерод	Carboneum	Карбонеум	Це
Ca	40	Кальций	Calcium	Кальциум	Кальций
Cl	35,5	Хлор	Chlorum	Хлорум	Хлор
Cu	64	Медь	Cuprum	Купрум	Купрум
Fe	56	Железо	Ferrum	Феррум	Феррум
H	1	Водород	Hydrogenium	Хидрогениум	Аш
Hg	200	Ртуть	Hydrargyrum	Хидраргирум	Хидраргирум
K	39	Калий	Kalium	Калиум	Калий
Mg	24	Магний	Magnesium	Магнезиум	Магний
Mn	55	Марганец	Manganum	Манганум	Марганец
N	14	Азот	Nitrogenium	Нитрогениум	Эн
Na	23	Натрий	Natrium	Натриум	Натрий
O	16	Кислород	Oxygenium	Оксигениум	О
P	31	Фосфор	Phosphorus	Фосфорус	Пе
Pb	207	Свинец	Plumbum	Плюмбум	Плюмбум
S	32	Сера	Sulfur	Сульфур	Эс
Si	28	Кремний	Silicium	Силициум	Силициум
Sn	119	Олово	Stannum	Станнум	Станнум
Zn	65	Цинк	Zincum	Цинкум	Цинк

кислород образует соединения почти со всеми элементами, то решили для кислорода сохранить атомный вес равным 16 и положить это число в основу определения атомных весов других элементов. Для выражения атомных весов принята особая единица:  $\frac{1}{16}$  часть веса атома кислорода. Ее называют **кислородной единицей**.

*А т о м н ы й в е с — это вес атома данного элемента, выраженный в кислородных единицах, а м о л е к у л я р н ы й в е с — это вес молекулы данного вещества, выраженный в тех же кислородных единицах.*

При кислородной единице атомный вес водорода равен уже не единице, а 1,008. Мы же для простоты в дальнейшем будем считать, что атомный вес водорода равен единице.

В таблице 2 приведены современные химические знаки и атомные веса некоторых химических элементов.

В химии все время приходится встречаться с понятиями: смесь и чистое вещество, смесь и соединение, вещества простые и сложные, химические реакции. Вспомним эти понятия и объясним их в свете атомно-молекулярных представлений.

## § 6. Смеси и чистые вещества

Чтобы изучить какое-либо вещество, его обязательно нужно иметь в чистом виде. Еще М. В. Ломоносов заметил: «В химических действиях я намерен... нужные и в химических трудах употребительные вещества сперва со всяким старанием вычистить, чтобы в них не было никакого постороннего примесу, от которого в других действиях обман может быть...»

Только чистая вода имеет определенные свойства: кипит при  $100^{\circ}\text{C}$  и замерзает при  $0^{\circ}$  (при нормальном атмосферном давлении). Если же в воде находятся еще другие растворенные вещества, то она закипает при более высокой и замерзает при более низкой температуре. Когда говорят, что удельный вес воды — единица, то воду имеют в виду тоже совершенно чистую. Это относится и ко всем другим веществам.

*Определенную температуру кипения и плавления, удельный вес и другие свойства имеет только х и м и ч е с к и ч и с т о е в е щ е с т в о.*

Понятие «чистое вещество» в обыденной жизни употребляется довольно условно. Так, например, воду, если она прозрачна и не содержит видимых примесей, нередко считают уже чистой. На самом же деле, такая вода далеко не чистая. Под микроскопом в ней можно обнаружить мельчайшие пылинки, бактерии и др. (рис. 7).

Если взять несколько капель прозрачной природной воды и на кусочке стекла, жести или в фарфоровой чашечке (рис. 8) осторожно ее выпарить, то на стекле или жести останется серое пятно —

это те твердые вещества, которые находились в воде в растворенном состоянии. Природная вода, хотя по виду и кажется чистой, всегда содержит те или иные растворенные примеси. Растворенные примеси в зависимости от их химических свойств делают природную воду жесткой и немылкой или, наоборот, мягкой и мылкой. Незаметные даже под микроскопом примеси природной воды на



Рис. 7. Природная вода под микроскопом.

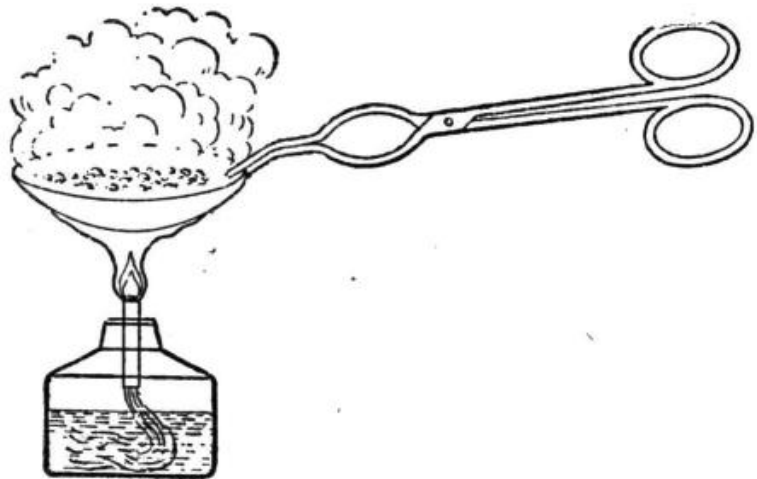


Рис. 8. Обнаружение примесей в природной воде.

внутренних стенках чайников, чугунов, котлов образуют сероватый слой накипи.

Чистые вещества в природе встречаются очень редко. В большинстве случаев они бывают с самыми разнообразными примесями других веществ — в виде смесей. Природная вода — не чистое вещество, а смесь. Молоко также смесь (рис. 9).

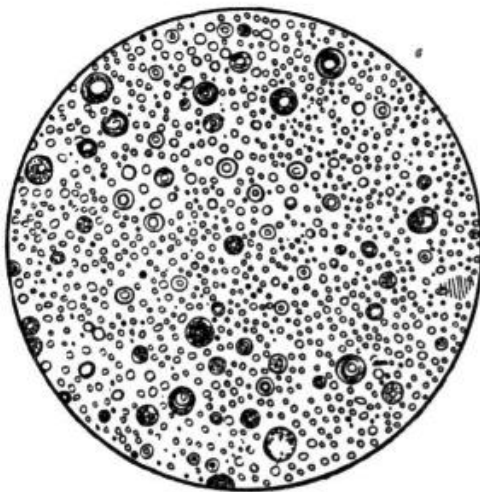


Рис. 9. Молоко под микроскопом.

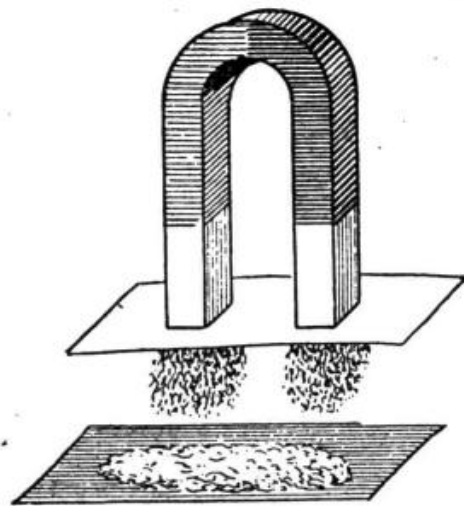


Рис. 10. Разделение смеси серы и железа действием магнита.

Свойства отдельных веществ в смеси сохраняются. На этом и основано разделение смесей — очистка веществ.

Вещества очищают разными способами. Мелкий порошок древесного угля от примеси песка очищают при помощи воды — отстаиванием, железо от серы — действием магнита

(рис. 10), мутную жидкость — фильтрованием (рис. 139), жидкость (например, воду) от растворенных в ней веществ — перегонкой (рис. 140).

Чаще всего для очистки вещества применяют не один, а несколько способов. Так, например, чтобы очистить загрязненную поваренную соль, ее сначала растворяют, потом фильтруют и, наконец, профильтрованный раствор выпаривают (см. практические работы).

### § 7. Смеси и соединения

Одни и те же вещества могут образовать и смесь и соединение.

Смесь серы и железа на первый взгляд кажется однородной: частички серы и железа в ней почти незаметны. Однако через лупу

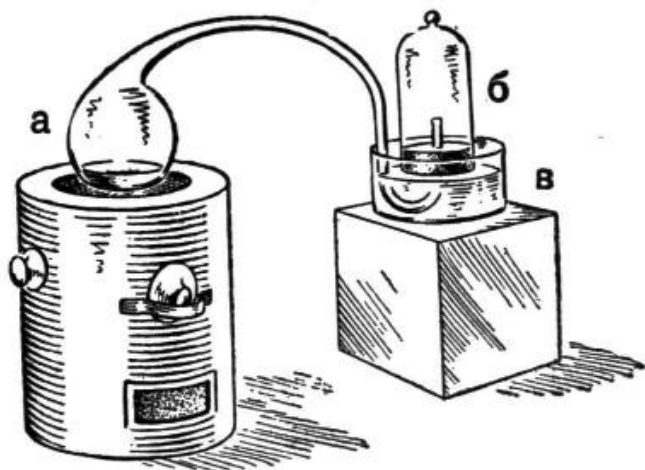


Рис. 11. Определение состава воздуха  
А. Лавуазье.



Рис. 12. Горение водорода.

они хорошо заметны. В воде железо тонет, а сера почти вся остается на поверхности. К магниту железо притягивается, а сера остается. Свойства серы и железа в смеси сохраняются.

В соединении серы с железом — в сернистом железе — сера и железо не обнаруживаются. Через лупу они не видны. Вся спекшаяся масса в воде тонет. Магнит на эту однородную массу не действует. Свойства серы и железа в соединении не сохраняются — соединение уже новое вещество, с новыми свойствами.

В воздухе азот и кислород сохраняют свои свойства. Кислород воздуха, как и чистый кислород, поддерживает горение веществ; правда, горение в воздухе несколько слабее, чем в чистом кислороде: в воздухе горению веществ мешает азот, который в свободном состоянии, как известно, горение



А. Лавуазье (1743—1794).

не поддерживает. Если бы в воздухе не было свободного кислорода, то жизнь животных организмов стала бы невозможной. Азот и кислород воздуха сравнительно легко можно разделить. Для этого воздух сжижают; затем, при повышении температуры, из жидкого воздуха сначала (при  $-196^{\circ}\text{C}$ ) выделяется азот и только после этого (при  $-183^{\circ}\text{C}$ ) выделяется кислород. При смешении 4-х объемов азота и 1 объема кислорода получается газ со свойствами воздуха. Все это убеждает нас в том, что *воздух не соединение, а смесь газов — главным образом азота и кислорода.*

Состав воздуха впервые доказал выдающийся фран-

цузский ученый А. Лавуазье. Он в специальном приборе (рис. 11) провел следующий опыт. В стеклянную реторту *a* он положил немного ртути, выходное отверстие реторты подвел под стеклянный колокол *b*, опущенный в сосуд со ртутью *v*, и реторту нагревал 12 дней. По истечении этого срока Лавуазье обнаружил, что в реторте образовался красный порошок окиси ртути, а ртуть под колоколом поднялась примерно на  $\frac{1}{5}$  часть его объема. Образовавшуюся окись ртути он прокалил и снова получил ртуть и кислород, причем кислорода получил столько, сколько убыло воздуха под колоколом. Оставшуюся под колоколом часть воздуха он исследовал и убедился, что в этой части воздуха свеча гаснет и мышь скоро погибает; эту часть воздуха он назвал азотом. Когда Лавуазье затем опять смешал полученный кислород с полученным азотом, то получилась смесь, ничем не отличающаяся по свойствам от обыкновенного воздуха.

Если смешать 2 объема водорода и 1 объем кислорода, то получим так называемый гремучий газ. Этот газ при поджигании взрывается. На образование воды расходуется тоже 2 объема водорода и 1 объем кислорода. Но вода совсем не похожа на гремучий газ. В воде свойства водорода и кислорода не сохраняются. Водород и кислород — газы, а вода — жидкость. Водород горит (рис. 12), и кислород поддерживает горение (рис. 13), а вода не горит и горение не поддерживает. Вода уже не смесь, а соединение водорода с кислородом.

Таким образом, водород с кислородом могут образовать и смесь



и соединение. Гремучий газ — смесь, а вода — соединение водорода и кислорода.

Все рассмотренные факты убеждают нас в том, что в смеси свойства веществ сохраняются, в соединении же свойства первоначально взятых веществ не сохраняются.

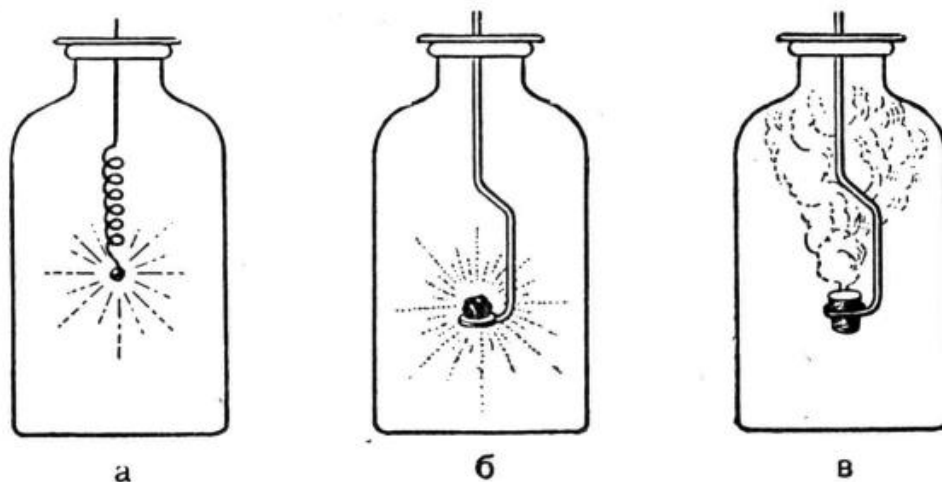


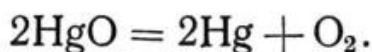
Рис. 13. Горение в кислороде: а — железа, б — угля, в — серы.

*В смеси молекулы взятых веществ сохраняются, а в соединении из них получают молекулы новых веществ.*

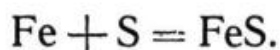
## § 8. Химические реакции

Состав молекул веществ может изменяться. Это можно наблюдать хотя бы на таких явлениях.

При нагревании в пробирке красного порошка окиси ртути (рис. 14) получают два новых вещества: блестящие капельки ртути и бесцветный газ — кислород; молекулы окиси ртути разлагаются:



При нагревании смеси серы с железом получается новое вещество — сернистое железо:



При нагревании в пробирке малахита (рис. 15) получают три новых вещества — окись меди, вода и углекислый газ:



Все перечисленные явления — химические.

*При химических явлениях состав молекул веществ изменяется: получают молекулы новых веществ.*

Химические явления, или, иначе, химические реакции, можно отличить от физических явлений по целому ряду

внешних признаков. Образование сернистого железа, как мы знаем, сопровождается выделением большого количества теплоты, вся масса при этом раскаляется докрасна. При сливании растворов ляписа и поваренной соли выпадает густой белый осадок. Взаимодействие азотной кислоты с медью сопровождается выделением хорошо заметного бурого газа. При растирании (в ступке) нашатыря с гашеной известью появляется резкий запах аммиака.

*Выделение теплоты, выпадение*

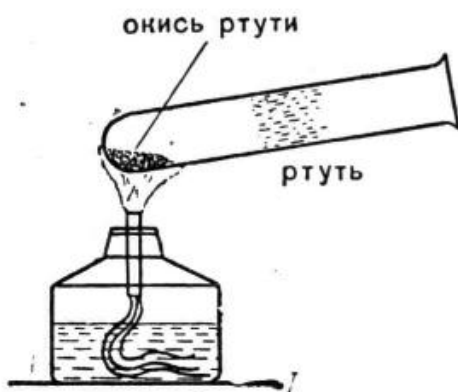


Рис. 14. Разложение окиси ртути.

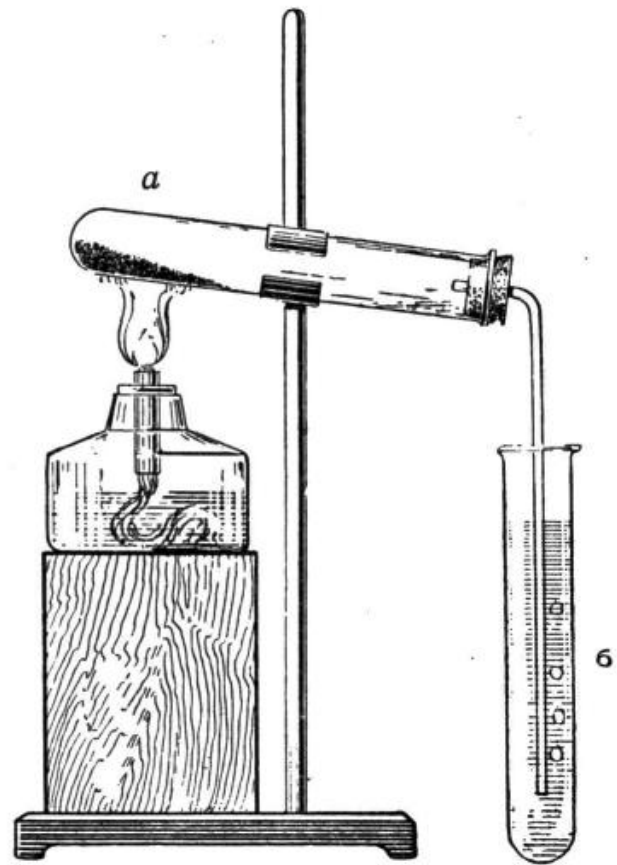


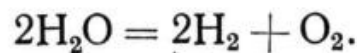
Рис. 15. Разложение малахита.

*ние осадка, выделение газа, изменение цвета и появление запаха — характерные признаки химических реакций.*

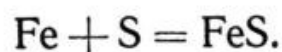
Атомы при химических реакциях сохраняются.

### § 9. Вещества простые и сложные.

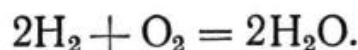
О составе веществ можно судить на основе химических реакций. Вода действием электрического тока разлагается, получаются водород и кислород — вещества менее сложные, чем вода:



С другой стороны, при раскаливании смеси серы с железом образуется сернистое железо — вещество более сложное, чем сера и железо:



Водород при горении (рис. 16) соединяется с кислородом воздуха, и образуется вода:



По составу различают вещества **сложные и простые.**

Вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ), сернистое железо ( $\text{FeS}$ ), окись ртути ( $\text{HgO}$ ), окись меди ( $\text{CuO}$ ) и т. п. — **вещества сложные**; молекулы этих веществ состоят из атомов нескольких элементов.

Водород ( $\text{H}_2$ ), кислород ( $\text{O}_2$ ), железо ( $\text{Fe}$ ), ртуть ( $\text{Hg}$ ), медь ( $\text{Cu}$ ) и т. п. — **вещества простые**; молекулы этих веществ состоят из атомов лишь одного элемента.

*Молекулы простого вещества состоят из атомов одного элемента, а молекулы сложного вещества — из атомов нескольких элементов.*

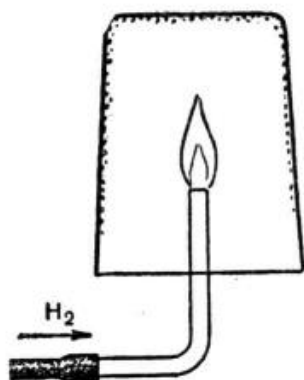


Рис. 16. Образование воды при горении водорода на воздухе.

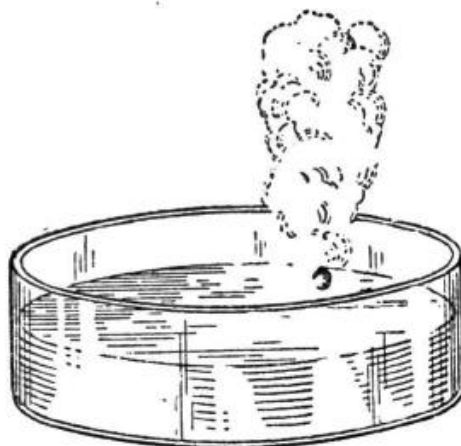


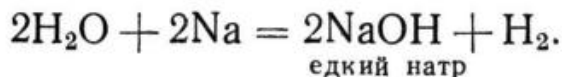
Рис. 17. Выделение водорода из воды натрием.

Определение состава веществ потребовало немало времени. Воду, например, довольно долго считали веществом неразложимым, простым. И только около 150 лет назад удалось установить, что вода — сложное вещество.

Теперь воду разлагают электрическим током.

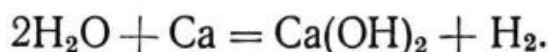
О составе воды можно судить и на основе других фактов.

Если небольшой кусочек натрия, взяв щипцами, опустить в воду, то начнется бурная реакция (рис. 17):



Выделяющийся водород подталкивает натрий, и он быстро двигается по поверхности воды. От теплоты реакции натрий сплавляется в шарик. Выделяющийся водород можно поджечь лучинкой (этот опыт требует большой осторожности!). При этом образуется щелочь — едкий натр  $\text{NaOH}$ .

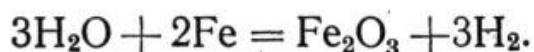
Значительно удобнее и совершенно безопасно наблюдать взаимодействие воды с кальцием:



Возьмем мелкие стружки кальция, завернем их в кусочек кисеи или металлической сетки и подведем полученный мешочек (как

показано на рис. 18) под цилиндр с водой. Через несколько секунд цилиндр наполняется водородом. Вынем мешочек из воды, а цилиндр вверх дном поднесем к огню — водород воспламенится. Развяжем мешочек. В нем уже окажется не кальций, а известь — тоже щелочь —  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , часть которой растворилась в воде, а часть нет — отчего вода в ванне стала мутной.

Взаимодействует с водой и раскаленное железо. Железо при этом соединяется с кислородом и получается окись железа, а водород выделяется в свободном состоянии:



Описанные опыты разложения воды знакомят нас с составом не только воды, но и еще некоторых веществ. Натрий, калий, кальций, железо — **вещества простые**, а окись железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и щелочи  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — **вещества сложные**.

#### § 10. Закон постоянства состава

Для получения сернистого железа берут строго определенное количество веществ: серы 4 г и железа 7 г. Если взять серы несколько больше, то она не вся войдет в соединение — часть ее выгорит. Если же взять серы несколько меньше, то, на-

оборот, не все железо войдет в соединение — часть его останется в свободном состоянии. Сера и железо соединяются в определенных количественных соотношениях: на 4 г серы 7 г железа, на 8 г серы 14 г железа, на 2 г серы 3,5 г железа и т. п. На каждые четыре весовые части серы вступает в соединение семь весовых частей железа — **весовой состав сернистого железа** выражается отношением 4 : 7.

При образовании воды водород и кислород взаимодействуют тоже не в любых, а в строго определенных количественных отношениях. Эти количественные отношения впервые (в 1805 г.) установил французский ученый Гей-Люссак (1778—1850). В особом закрытом сосуде с прочными стенками Гей-Люссак взрывал смесь водорода и кислорода и получал воду. Объемы взятых и оставшихся после взрыва водорода и кислорода он точно измерял. Он брал самые различные объемы водорода и кислорода, но всякий раз замечал, что на образование воды при взрыве расходовалось строго определенное количество взятых газов: на каждые два объема

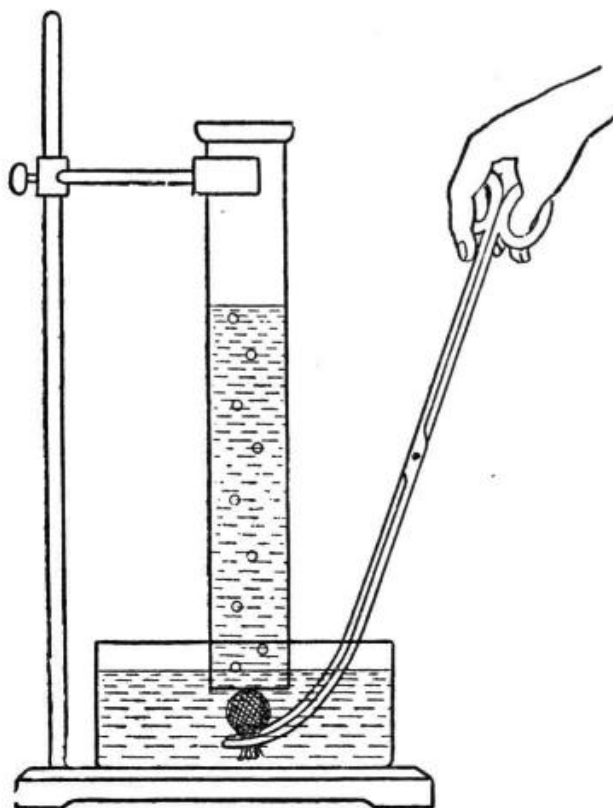


Рис. 18. Выделение водорода из воды кальцием.

водорода расходовался только один объем кислорода. На рисунке 19 изображен упрощенный прибор, который дает представление об опыте Гей-Люссака.

При разложении воды электрическим током (рис. 20) водород и кислород выделяются также в определенных количествах: водорода в два раза больше по объему, чем кислорода.

Образование (синтез) воды из водорода и кислорода, а также разложение (анализ) воды свидетельствуют о том, что для образования воды требуется водорода по объему в два раза больше, чем кислорода.

Выразим состав воды в весовых количествах. Известно, что при нормальных условиях литр водорода весит 0,09 г,

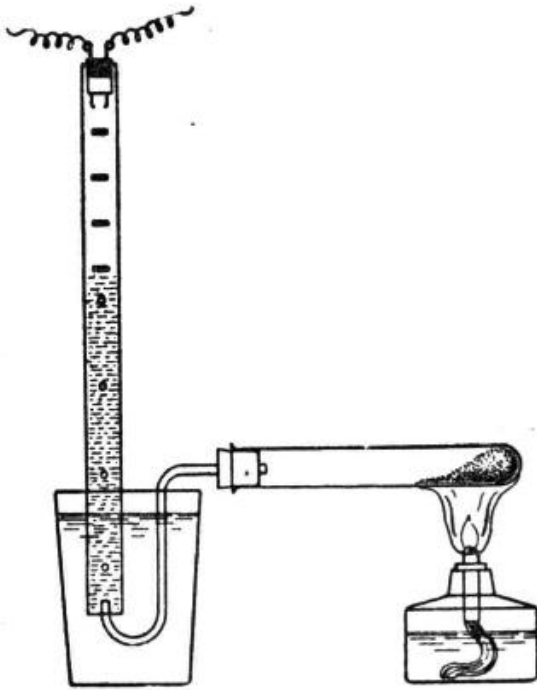


Рис. 19. Синтез воды.

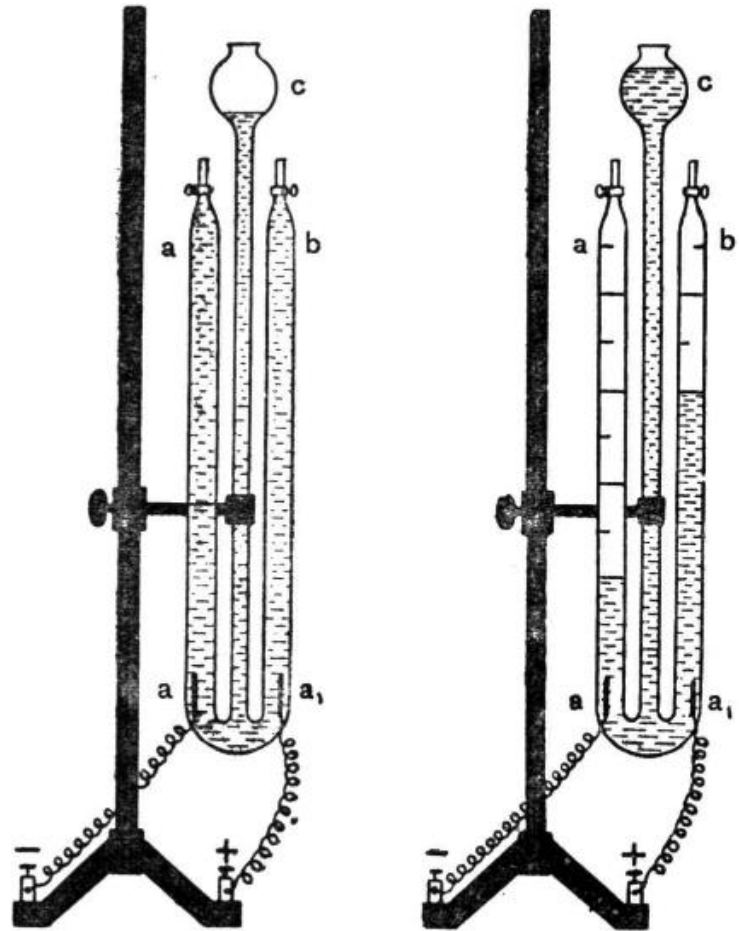


Рис. 20. Разложение воды электрическим током.

а литр кислорода — 1,43 г. Предположим, что на образование воды расходуется 2 л водорода и 1 л кислорода. Тогда весовой состав воды выразится соотношением 0,18 : 1,43, или 1 : 7,94, в круглых числах 1 : 8.

Следовательно, в воде на одну весовую часть водорода приходится восемь весовых частей кислорода. Это и есть **весовой состав воды**.

Весовой состав чистой воды (1 : 8) независимо от того, каким способом эта вода получена, всегда постоянный. Весовой состав сернистого железа (4 : 7) также постоянный.

Мы рассмотрели только два соединения — сернистое железо и воду. Но это относится и ко всем другим соединениям.

*Всякое чистое вещество независимо от способа его получения имеет неизменный постоянный состав.*

Это один из основных законов химии — **закон постоянства состава**.

Сущность закона постоянства состава в свете атомно-молекулярного учения вполне понятна. Еще М. В. Ломоносов заметил: «Каждая первоначальная частичка сложного тела (теперь молекула) заключает в себе начала (теперь атомы) в том же отношении, как и все сложное тело».

В самом деле, все молекулы любого вещества по своему составу одинаковы — состоят из одного и того же количества атомов каждого элемента. Так как атомный вес каждого элемента постоянен, то и весовой состав данного вещества в целом постоянен. Молекула сернистого железа (FeS) состоит из одного атома железа и одного атома серы. Так как атомный вес железа 56 и серы 32, то сернистое железо имеет весовой состав 56 : 32, или 7 : 4. Молекула воды (H<sub>2</sub>O) состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Атомный вес водорода — 1, а кислорода — 16; поэтому весовой состав воды 2 : 16, или 1 : 8.

## § 11. Химические формулы

Атомы элементов обозначают химическими знаками (табл. 2), а молекулы веществ — химическими формулами.

Химический знак имеет качественное и количественное значение; он выражает не только химический элемент, но и его атомный вес.

Химическими формулами обозначают состав молекул как сложных, так и простых веществ. Молекулы металлов — одноатомные, их формулы: Cu, Fe, Na, Ca и т. п. Молекулы некоторых простых газов, например водорода, кислорода, азота, хлора, состоят из двух атомов; их формулы: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>. Молекулы озона состоят из трех атомов: O<sub>3</sub>.

Так как химический знак выражает не только название, но и атомный вес элемента, то и состоящая из химических знаков химическая формула также выражает не только качественный, но и количественный состав молекул.

*Химическая формула вещества выражает: а) его элементарный состав, б) количество атомов каждого элемента, в) молекулярный вес вещества, г) весовые отношения между элементами.*

Так, например, формула сернистого железа FeS показывает, что: а) молекула сернистого железа состоит из двух элементов —

железа и серы, б) в молекуле сернистого железа один атом железа и один атом серы, в) молекулярный вес сернистого железа  $88$  ( $56 + 32 = 88$ ), г) в молекуле сернистого железа на  $56$  весовых частей железа приходится  $32$  весовые части серы, или на  $7$  весовых частей железа  $4$  весовые части серы.

Формулу вещества находят на основе исследования состава этого вещества. Устанавливают, из каких элементов состоит данное вещество и каковы весовые соотношения между этими элементами. Только после этого находят количество атомов каждого элемента и выражают его соответствующей формулой.

Например, анализом установлено, что исследуемое вещество состоит из углерода и кислорода и что на три весовые части углерода в этом веществе приходится восемь весовых частей кислорода. Какова формула этого вещества?

В данном случае нам известны весовые отношения между элементами исследованного вещества. На этом основании мы можем найти отношения между числами атомов в данном веществе. Для этого весовые количества элементов разделим на атомные веса этих элементов:

$$\frac{3}{12} : \frac{8}{16} = 0,25 : 0,50.$$

Таким путем мы определим, что числа атомов углерода и кислорода в искомом соединении относятся между собой, как  $0,25 : 0,50$ . Так как атомы не могут быть дробными, то это отношение выражаем целыми числами — получим  $1 : 2$ . Таким образом, мы найдем, что в этом веществе на один атом углерода приходится два атома кислорода. Следовательно, формула данного вещества  $\text{CO}_2$ .

Подобным образом можно найти формулы и других веществ.

## § 12. Валентность. Составление формул

Количество атомов одного и того же элемента в молекулах различных веществ бывает неодинаково. Например, в молекулах хлористого водорода  $\text{HCl}$ , воды  $\text{H}_2\text{O}$ , аммиака  $\text{NH}_3$ , как видим, количество атомов водорода неодинаково. Количество атомов не только водорода, но и других элементов в молекулах веществ бывает самое разнообразное. Так, в следующих соединениях имеется различное количество атомов кислорода:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$  и т. п.

Химические формулы веществ составляются по валентности элементов.

*Валентность — это свойство атома данного элемента удерживать или замещать при химических реакциях определенное количество атомов других элементов.*

Валентность измеряется числом, за единицу которого условно принимается валентность водорода.

Всякий элемент, к атому которого может присоединиться только один атом водорода, считается одновалентным элементом. Например, в молекуле приведенного выше хлористого водорода (HCl) с атомом хлора соединяется всего лишь один атом водорода; значит, хлор здесь одновалентен. По водороду определяют валентность и других элементов. В приведенных выше соединениях кислород удерживает два атома водорода (H<sub>2</sub>O) — он двухвалентен, азот — три атома водорода (NH<sub>3</sub>) — он здесь трехвалентен, углерод C — четыре атома водорода (CH<sub>4</sub>) — он здесь четырехвалентен. Самая высокая валентность у элементов равна восьми.

Хотя за единицу измерения валентности и принят водород, но с водородом могут соединяться и взаимодействовать в реакциях далеко не все элементы. Поэтому валентность элементов определяют не только по отношению к водороду, но и по отношению к другим элементам, валентность которых уже известна.

Чаще всего определяют валентность элементов по кислороду. При этом исходят из того, что кислород двухвалентен. Так, например, в соединениях CaO, Na<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub> нетрудно определить, что кальций двухвалентен, натрий одновалентен и углерод четырехвалентен.

Подобным образом определяют валентность данного элемента и по отношению к другим элементам, валентность которых известна. Так, например, мы знаем, что хлор одновалентен. На этом основании можно определить валентность других, находящихся в соединении с хлором, элементов. В соединениях KCl, CuCl<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub> атомы калия, меди, железа и углерода удерживают различное количество атомов одновалентного элемента хлора. Совершенно ясно, что в этих соединениях калий одновалентен, медь двухвалентна, железо трехвалентно и углерод четырехвалентен.

Запоминать валентность всех элементов нет никакой необходимости. Пока вполне достаточно знать лишь одновалентные элементы: H, Na, K, Ag, двухвалентный O (кислород) и трехвалентный Al (алюминий). Валентность других элементов в случае необходимости можно определить по формуле данного вещества. Для этого только нужно знать **правило валентности**:

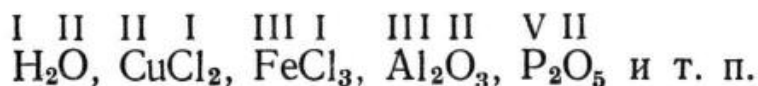
*В молекуле сложного вещества общее количество единиц валентности составляющих ее атомов (или групп их) всегда одинаково.*

В соединениях, где участвуют элементы с одинаковой валентностью, количество атомов обоих элементов одинаково. Валентность элементов для наглядности выразим римскими цифрами:





В соединениях же, где участвуют элементы с разной валентностью, количества атомов этих элементов неодинаково:



Во всех формулах приведенных веществ *произведение валентности на число атомов (т. е. общее количество единиц валентности) одного элемента равно произведению валентности на число атомов (т. е. общему количеству единиц валентности) другого элемента.*

Таким образом, **общее количество единиц валентности** данного элемента и его **валентность** — это понятия разные. Например, в соединении  $\text{P}_2\text{O}_5$  фосфор пятивалентен, общее же количество единиц валентности у него здесь не пять, а десять (равно произведению валентности на число атомов).

Пользуясь правилом валентности, можно по данной формуле сложного вещества и по известной валентности одного элемента определить валентность другого элемента.

Предположим, что нам дана окись железа, формула которого  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Требуется определить, какова валентность железа в этом соединении. Рассуждаем так.

В окиси железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  валентность кислорода нам известна. Мы знаем, что кислород двухвалентен. Но валентность определяется по отношению к одному атому элемента. Здесь же кислорода не один, а три атома. Три же атома кислорода имеют всего шесть единиц валентности. По правилу валентности и у второго элемента железа всего должно быть тоже шесть единиц валентности. Эти шесть единиц валентности приходится не на один, а на два атома железа. На один же атом приходятся три единицы валентности. Следовательно, железо в данном соединении **т р е х в а л е н т н о**.

Если известна валентность элементов, из которых образовалось вещество, то можно самостоятельно составить формулу этого вещества. Пусть, например, требуется составить формулу соединения серы с кислородом, если известно, что сера в этом соединении ше-

стивалентна  $\left(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\right)$ .

Нам известно, что в данном соединении сера шестивалентна, а кислород двухвалентен. Наибольшее количество единиц валентности здесь у серы шесть. По правилу валентности и у второго элемента (у кислорода) должно быть тоже шесть единиц валентности. А так как кислород двухвалентен, то в этой формуле должно быть три атома кислорода. Формула этого соединения  $\text{SO}_3$ .

### § 13. Закон сохранения веса веществ

В основе химических реакций лежит **закон сохранения веса** (или, точнее, **массы**) **веществ**:

*Вес веществ, вступающих в реакцию, всегда равен весу веществ, полученных после реакции.*

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения веса веществ можно объяснить так: при химических реакциях атомы не разрушаются, а лишь переходят из одних молекул в другие молекулы, поэтому вес веществ, полученных после реакции, всегда равен весу веществ, вступивших в реакцию.

Открытие этого важнейшего закона химии связано с наблюдениями за изменением металлов.

Еще очень давно было известно, что металлы при накаливании не сохраняются, а превращаются в окалину. В середине XVIII в. думали, что всякий металл представляет собой соединение с особым веществом, так называемым «флогистоном», и что при накаливании это соединение разлагается — металл теряет флогистон и превращается в окалину:



Отсюда делали заключение, что вес металлов при прокаливании должен уменьшаться. Но это было лишь теоретическое предположение. Опытным путем это предположение долгое время оставалось недоказанным.

Большую роль в разрешении этого вопроса сыграл Бойль (1627—1691). К объяснению превращения металлов при накаливании Бойль подошел с количественной стороны. Путем точного взвешивания вопреки существовавшим в то время представлениям он установил, что при накаливании металлов вес последних не уменьшается, а, наоборот, увеличивается. Однако этот факт Бойль объяснил неправильно. Он считал, что металл при накаливании увеличивается в весе потому, что к нему при этом присоединяется особое огневое вещество, которое, по его представлению, способно проходить даже через стекло запаянного сосуда.

Изменение металлов при прокаливании правильно объяснил лишь М. В. Ломоносов. На основе многочисленных количественных опытов М. В. Ломоносов доказал ошибочность взглядов Бойля. В своем дневнике он писал: «Деланы опыты в заплавленных накрепко стеклянных сосудах, чтобы исследовать: прибавляет ли вес металла от чистого жару», и нашел, что «славного Роберта Бойля мнение ложно, ибо без пропущения внешнего воздуха вес сожженного металла остается в одной мере».

Ломоносов доказал, что увеличение веса металлов при их накаливании происходит за счет воздуха. Конечно, определить, какая именно часть воздуха участвует в этом процессе, он не мог, так как состав воздуха в то время еще не был известен. Сущность процесса накаливания металлов, по Ломоносову, условно можно выразить так:



Еще в 1748 г. Ломоносов пришел к заключению, что: «Все перемены, в натуре (в природе. — *И. Б.*) случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько же присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи (вещества. — *И. Б.*), то умножится в другом месте».

Закон сохранения веса веществ относится ко всем веществам природы — ко всей материи, из которой состоит вся окружающая нас природа. Поэтому этот закон нередко называют **законом сохранения материи**.

Закон сохранения материи показывает, что материя не может возникнуть из ничего, точно так же как она не может превратиться в ничто; что материя, вся природа существует вечно. Этот закон показывает, насколько ложны утверждения религии о том, что якобы мир создан «всемогущим богом из ничего и что бог снова может превратить его в ничто».

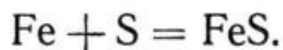
Следует отметить, что М. В. Ломоносов в своих исследованиях обратил внимание не только на сохранение веса веществ, но и на сохранение количества движения веществ — энергии химических процессов. Он особо подчеркивал: «Сей всеобщий естественный закон природы простирается и в самые правила движения, ибо тело, движущее своей силой другое, столько же оной у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает».

Пользуясь законом сохранения веса веществ, можно составлять химические уравнения.

#### § 14. Уравнения химических реакций

Химические реакции выражают химическими уравнениями. Химическое уравнение состоит из двух частей, соединенных знаком равенства. В левой части находятся формулы веществ, вступающих в реакцию, а в правой — формулы веществ, полученных после реакции.

Химическое уравнение выражает не только качественную, но и количественную сторону реакции. Возьмем, например, уравнение реакции получения сернистого железа:



Это уравнение показывает не только то, что сернистое железо получается при взаимодействии железа с серой, но и то, что в этой реакции каждый атом железа (56 весовых частей) соединяется с одним атомом серы (32 весовые части) и при этом получается одна молекула сернистого железа (88 весовых частей).

Уравнение химической реакции составляется на основе закона сохранения веса веществ: атомы при химических реакциях не разрушаются, поэтому количество атомов веществ, вступающих в реакцию и получившихся после реакции, всегда равно.

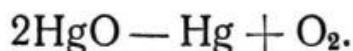
Уравнение химической реакции составляют в определенной последовательности. Составим, например, уравнение реакции разложения окиси ртути.

Мы знаем, что при разложении окиси ртути получается два вещества: ртуть и кислород. Знаем также, что молекула ртути (как и всех других металлов) состоит из одного атома, а молекула кислорода — из двух атомов. Поэтому мы пишем:



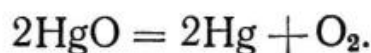
Пока количество атомов в обеих частях не уравнено, это еще не уравнение. Поэтому между левой и правой частями мы пока ставим не знак равенства, а только черточку.

Проверим количество атомов. Количество атомов ртути до и после реакции одинаково. Кислорода же в правой части данного уравнения два атома, а в левой — только один. Чтобы количество атомов кислорода было в обеих частях уравнения тоже одинаково, нужно удвоить формулу окиси ртути — перед формулой окиси ртути поставим коэффициент два:



Проверим дальше. Коэффициент перед формулой окиси ртути относится не только к кислороду, но и к ртути. Значит, в левой части два атома ртути, а в правой же только один. Чтобы и количество атомов ртути в обеих частях было одинаково, поставим и перед знаком ртути коэффициент два.

Теперь можно записать окончательно уравнение реакции так:



Таким образом, чтобы составить уравнение химической реакции, нужно сначала правильно записать формулы всех веществ и только после этого проверять количество атомов в левой и правой частях уравнения.

При составлении уравнений химических реакций формулы веществ изменять нельзя, нужно лишь перед формулами расставлять коэффициенты.

Уравнение реакции можно считать законченным лишь тогда, когда количество атомов всех веществ в обеих частях уравнения будет одинаково.

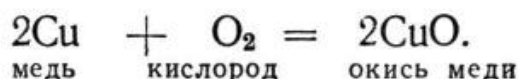
Уравнения химических реакций дают возможность более наглядно представить себе изменения в самом составе молекул реагирующих веществ.

Выразим уравнениями еще некоторые химические реакции.

Горение водорода на воздухе с образованием воды:



Получение окалины (окиси) меди:



Разложение воды электрическим током:



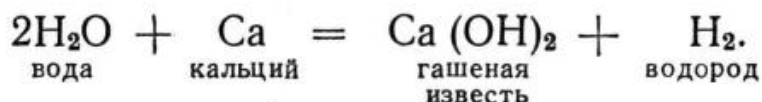
Разложение малахита (рис. 15):



Взаимодействие медного купороса с железом:



Взаимодействие кальция с водой:



Записанные уравнения химических реакций помогают нам сравнительно легко объяснить сущность самих реакций: соединения, разложения и замещения.

*Реакция, в результате которой из двух или нескольких веществ получается одно новое вещество, называется реакцией соединения.*

*Реакция, в результате которой из одного вещества получают два или несколько новых веществ, называется реакцией разложения.*

*Реакция, в результате которой атомы простого вещества замещают атомы в молекулах сложного вещества, называется реакцией замещения.*

## § 15. Расчеты по формулам и уравнениям

По химическим формулам и уравнениям производят различные количественные расчеты.

1. По формуле определяют содержание каждого элемента в данном соединении.

Так, например, по формуле окиси железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  можно узнать, сколько весовых частей железа и кислорода содержится в этом соединении. Атомный вес железа 56, а здесь два атома железа; значит, железа здесь  $56 \times 2 = 112$  весовых частей. Атомный вес кислорода 16, а здесь три атома кислорода; значит, кислорода здесь  $16 \times 3 = 48$  весовых частей.

При количественных расчетах нередко пользуются понятиями грамм-атом и грамм-молекула.

*Г р а м м - а т о м* — это количество вещества (в граммах), численно равное его атомному весу. *Г р а м м - м о л е к у л а* — это количество вещества (в граммах), численно равное его молекулярному весу.

Грамм-молекула  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ г}$  ( $112 \text{ г} + 48 \text{ г} = 160 \text{ г}$ ).

Атомные и молекулярные веса выражают не только в граммах, но и в килограммах, в тоннах и других величинах. Например, вычисляют, сколько тонн железа содержится в 8 т руды состава  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

При этом рассуждают так. В 160 весовых частях этой руды содержится 112 весовых частей железа, а в 8 т руды содержится железа во столько же раз меньше, во сколько 8 меньше 160. Отсюда и находят, что в 8 т этой руды содержится железа 5,6 т.

$$\frac{160 - 112}{8 - x} \quad x = \frac{112 \cdot 8}{160} = 5,6 \text{ т.}$$

2. По формуле находят и процентное содержание элементов в данном соединении.

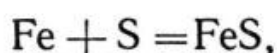
По той же формуле  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  нетрудно вычислить, сколько процентов железа и кислорода в этом соединении. Молекулярный вес  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160$ ; это 100%. Железа же в этом соединении 112 весовых частей. Отсюда:

$$\frac{160 - 100}{112 - x} \quad x = \frac{100 \cdot 112}{160} = 70\%.$$

А кислорода:  $100\% - 70\% = 30\%$ .

3. По химическим уравнениям производят количественные расчеты.

Например, исходя из уравнения реакции получения сернистого железа:



можно решить следующие задачи:

1. Сколько нужно взять железа, чтобы получить 22 весовые части сернистого железа?

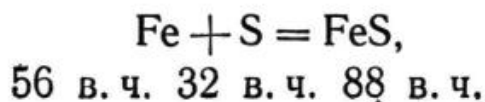
2. Сколько потребуется серы для получения 176 весовых частей сернистого железа?

3. Для какого количества сернистого железа потребуется 28 весовых частей железа?

4. Для какого количества сернистого железа потребуется 128 весовых частей серы?

Для решения подобных задач нужна правильная запись. Так, например, для решения первой указанной нами задачи нужно:

а) записать уравнение реакции с указанием его количественного значения:



б) составить пропорцию и произвести соответствующие вычисления:

$$\frac{56 - 88}{x - 22} ; \text{отсюда } x = \frac{56 \cdot 22}{88} = 14 \text{ в. ч.}$$

## § 16. Основоположник химии М. В. Ломоносов

Превращения веществ использовались в практической жизни еще в самой глубокой древности. Химия же как наука сформировалась сравнительно недавно — всего каких-нибудь двести лет назад. В ее создании исключительно важную роль сыграл гениальный сын великого русского народа Михаил Васильевич Ломоносов.

До Ломоносова химия характеризовалась главным образом искусством описывать, разлагать и соединять вещества; научных химических понятий и законов тогда не было.

Ломоносов впервые определил химию как науку, которая «не только описывает свойства веществ, а на основе положений и опытов физических объясняет причину того, что с этими веществами при химических превращениях происходит». Он считал, что химия должна строиться на вполне точных количественных данных — «на мере и весе». Химию он тесно связывал с другими точными науками: физикой, механикой, математикой. Исходя из того, что «химия и физика так соединены между собой, что одна без другой в совершенстве быть не могут», М. В. Ломоносов создал особую отрасль науки — физическую химию. В основу химии М. В. Ломоносов клал математику, заявляя: «Все изменения веществ происходят при помощи движения... движения же могут быть объяснены только законами механики; кто хочет глубоко проникнуть в исследования химических истин, тот должен необходимо изучать механику, а так как знание механики предполагает знание математики, то стремящийся к ближайшему изучению химии должен хорошо знать математику». Ломоносов организовал первую в России научную и первую в мире учебную химическую лабораторию. Ломоносов сам изготовил целый ряд важнейших и наиболее по тому времени точных лабораторных приборов и аппаратов. Провел свыше 3000 химических опытов. Исследовал физические свойства веществ. Впервые сформулировал и положил в основу всех своих научных исследований закон сохранения веса (массы) и движения веществ. На основе закона сохранения веса веществ установил, что в процессах горения и окисления участвует не какая-то особая «огненная материя», а воздух.

Ломоносов придавал очень большое значение теории, или, как он ее называл, «философии» химии. Он считал, что «занимающиеся только практикой — не истинные химики». Он ввел понятие «физическая химия», определил понятие «химически чистое вещество» и «химический элемент»; обогатил химию названиями многих ве-

ществ — ввел в химию такие слова, как негашеная известь, кислота, поташ, селитра, нашатырь, уксус, сулема, квасцы, мышьяк, эфир и многие другие.

Ломоносов разработал целое учение о строении вещества. Учение о строении вещества применил к объяснению свойств и превращению веществ. Создал кинетическую теорию газов, механическую теорию теплоты и ряд других научных теорий. Исходя из учения о строении вещества, впервые указал на постоянство весового состава сложных веществ.

Науку Ломоносов теснейшим образом связывал с практикой, с промышленной разработкой естественных богатств и развитием производительных сил страны. Он написал серьезный научный труд: «Первые основания металлургии и рудных дел». Получал цветные стекла. Построил стекольный завод и фабрику по производству мозаичных картин из цветных стекол.

• Ломоносов был одновременно физиком, химиком, минералогом, геологом, метеорологом, астрономом, географом, картографом, поэтом, языковедом, историком, конструктором и изобретателем. Во всех областях знания он прокладывал новые пути, которые стали достоянием науки только через много десятков лет.

Науку Ломоносов полностью ставил на службу своей горячей любимой Родине. Все свои силы он прилагал к тому, чтобы «выучились россияне, чтобы показали свое достоинство». Вся жизнь этого великого ученого, выходца из народа, весьма поучительна.

Михаил Васильевич Ломоносов — сын крестьянина-рыбака.

Еще с раннего детства Ломоносову очень хотелось учиться. Но он, крестьянский сын, осуществить свое желание долгое время не мог, так как в то время было специально предписано: «Помещиковых людей и крестьянских детей... отрешить и впредь таковых в академию не принимать». Тогда Михаил, уже девятнадцатилетний юноша уехал из дому в Москву и назвался «сыном холмогорского дворянина». Как «дворянина» его приняли в Славяно-греко-латинскую академию. Учащиеся академии смеялись над Михаилом, говорили: «Смотри, какой болван в двадцать лет пришел латыни учиться». Но Ломоносов был очень настойчив. Не обращая внимания на насмешки товарищей, он упорно учился и окончил Академию блестяще. Как один из самых лучших учеников он был послан сначала в Петербургский университет, а потом для продолжения образования за границу. По возвращении из-за границы он работал в русской Академии наук. Тридцати четырех лет он уже был профессором химии и академиком.

Ломоносов вел непримиримую борьбу с «приказными от науки», с цеховыми учеными, замыкавшимися в глухом углу своих узких интересов, с засильем иностранных ученых в нашей Академии наук. С гордостью за свой народ Ломоносов заявлял: «Честь Российского народа требует, чтоб показать способность и остроту его в науках и что наше отечество может пользоваться собственными своими силами не только в военной храбрости и в других важных делах, но и в рассуждении высоких знаний».

О своей судьбе великого русского ученого в условиях засилья в Академии иностранцев сам М. В. Ломоносов в конце жизни заявил: «Что ж до меня надлежит, то я к сему себя посвятил, чтобы до гроба моего с неприятельми наук российских бороться...».

Умер Ломоносов в 1765 г.



Судьба Ломоносова характерна для судьбы многих русских ученых: в мрачных условиях царского самодержавия русские таланты не находили поддержки. Прогрессивная же часть человечества никогда не забудет величайших заслуг нашего гениального соотечественника М. В. Ломоносова. С полным основанием другой наш выдающийся соотечественник Белинский заметил: «На берегах Ледовитого моря, подобно северному сиянию, блеснул Ломоносов — ослепительно и прекрасно было это явление. Оно доказало собою, что... русский способен ко всему великому и прекрасному».

### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Какое вещество мы называем химически чистым? Приведите примеры.
2. Можно ли природную воду считать химически чистой?
3. Что такое «смесь»?
4. Приведите примеры наиболее известных смесей.
5. Как в смесях обнаруживают отдельные вещества?
6. Какими способами вещества выделяют из смесей?
7. Как получить смесь и соединение серы с железом?
8. Приведите примеры наиболее известных соединений.
9. По каким признакам можно отличить смесь серы с железом от сернистого железа?
10. Какая разница между веществами сложными и простыми?
11. Перечислите известные вам сложные и простые вещества.
12. Какие факты свидетельствуют о том, что вещества не сплошные, а состоят из мельчайших частиц — молекул?
13. Какие факты свидетельствуют о том, что молекулы веществ находятся в непрерывном движении?
14. Объясните переход вещества из одного состояния в другое на основе молекулярных представлений.
15. Какая разница между молекулой и атомом?
16. Что вам известно о величине и весе молекул и атомов?
17. Какая разница между весом атома и атомным весом?
18. Что такое молекулярный вес? Приведите примеры.
19. Что вам известно о взглядах М. В. Ломоносова на строение вещества?
20. В чем сущность атомно-молекулярного учения?
21. Определите с точки зрения атомно-молекулярного учения следующие понятия: смесь и соединение, вещество простое и сложное, химический элемент.
22. Назовите наиболее распространенные в природе элементы.
23. Запишите известные вам химические знаки элементов, назовите их и объясните, что они выражают.
24. Объясните, что выражают формулы FeS, CuO, CuSO<sub>4</sub>.
25. Как формулируется закон постоянства состава? Объясните его на конкретных примерах с точки зрения атомно-молекулярного учения.
26. Что такое валентность и как она измеряется?
27. Назовите элементы: одновалентные, двухвалентные и трехвалентные.
28. Определите валентность меди в соединениях: CuO и Cu<sub>2</sub>O.
29. Как на основе валентности составляется формула вещества?
30. Составьте и объясните формулы соединений: калия с кислородом, водорода с хлором, алюминия с кислородом.
31. Что называется химической реакцией?
32. Какие наиболее характерные признаки химических реакций вы знаете?
33. Какие типы химических реакций вы знаете? Приведите примеры.
34. Что выражает уравнение химической реакции? Приведите пример.
35. Как формулируется закон сохранения веса веществ?
36. Запишите уравнения известных вам химических реакций.
37. Что такое грамм-атом и грамм-молекула?

38. Вычислите весовой состав элементов в соединениях:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnS}$ .

39. Решите задачи:

а) Сколько серы и железа нужно взять для получения 10 г  $\text{FeS}$ ?

б) Сколько ртути и кислорода получится при нагревании 3 г  $\text{HgO}$ ?

## ГЛАВА II

### КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ

Каждое вещество имеет свои особенности, свои свойства. Однако при всем разнообразии у веществ есть и некоторые сходные, общие свойства. По этим общим свойствам вещества объединяют в группы или классы, классифицируют их.

Классификация вскрывает взаимную связь, родство между веществами и в то же время значительно облегчает изучение всего многообразия окружающих нас веществ. На основе общей характеристики класса можно говорить о свойствах очень многих конкретных веществ данного класса.

#### § 1. Металлы и металлоиды

По своим общим свойствам все простые вещества подразделяют на две группы: **металлы** и **металлоиды** (неметаллы).

Простые вещества, которые обладают характерным металлическим блеском, ковкостью, хорошей теплопроводностью и электропроводностью, относят к металлам. Те же простые вещества, которые не имеют перечисленных характерных металлических свойств, относят к металлоидам.

В таблице 1 (стр. 10) перечислены химические элементы. Подавляющее большинство элементов — металлы, их большинство. Металлоидов же всего лишь около 20. К ним относятся: кислород, водород, азот, сера, фосфор, хлор, бром, йод, углерод, кремний, инертные газы и некоторые другие.

Подразделение веществ на металлы и металлоиды довольно условно. Резкой грани между металлами и металлоидами провести не представляется возможным. Есть такие металлы, у которых проявляются и металлоидные свойства (на этом дальше, в главе VII, мы специально остановимся).

Сложные же вещества подразделяются на четыре класса: **окислы**, **основания**, **кислоты** и **соли**. С этими классами соединений вы уже несколько знакомы. Вспомним их, а также остановимся на связанных с ними реакциях окисления и восстановления.

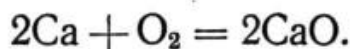
#### § 2. Окисление

Мы знаем, что простые вещества могут соединяться с кислородом, окисляться. Особенно легко окисляются металлы.

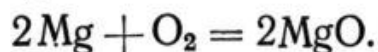
Натрий — блестящий металл: на воздухе быстро тускнеет, окисляется и превращается в серый порошок. Чтобы предохранить нат-

рий от разрушающего действия кислорода воздуха, его держат под керосином.

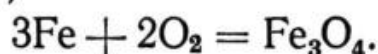
Кальций в присутствии кислорода воздуха также окисляется. Его сохраняют в плотно закрытом сосуде. Стружки кальция горят ярким пламенем и превращаются в белый порошок так называемой жженой извести  $\text{CaO}$ :



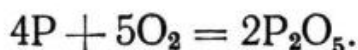
Магний также легко окисляется. Возьмем ленту магния и, держа ее у одного конца щипцами, другой конец немного нагреем на спиртовке. Вскоре лента загорится ослепительно ярким пламенем и превратится в белый порошок жженой магнезии  $\text{MgO}$ :



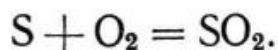
В чистом кислороде горит даже железо. Образуется железная окалина  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (рис. 13):



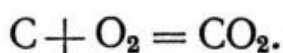
С кислородом могут взаимодействовать и металлоиды. Белый фосфор, как мы знаем, на воздухе сам воспламеняется и образует густой белый «дым». Красный фосфор при некотором нагревании также загорается и образует такой же белый «дым»  $\text{P}_2\text{O}_5$ :



Сера при нагревании на воздухе загорается и горит едва заметным, а в кислороде очень хорошо видимым сине-фиолетовым пламенем: образуется бесцветный с резким запахом сернистый газ  $\text{SO}_2$  (рис. 13):



На воздухе, а еще лучше в чистом кислороде, горит и уголь, образуя углекислый газ  $\text{CO}_2$  (рис. 13):



Следует иметь в виду, что окисляться могут не только простые, но и сложные вещества. Образование уксусной кислоты из вина, разложение растительных и животных организмов и целый ряд других процессов с участием кислорода — это тоже **окисление**.

*О к и с л е н и е м называются процессы взаимодействия веществ с кислородом<sup>1</sup>.*

Различают два вида окисления: **быстрое** — горение, и **медленное** — ржавление, гниение, тление; к медленному окислению относят и дыхание.

Процессы окисления имеют громадное практическое значение. Некоторые из них, особенно ржавление и гниение, для нас весьма нежелательны, и мы принимаем обычно все меры к тому, чтобы

<sup>1</sup> Определение процесса окисления с точки зрения строения атома см. стр 142.

предохранить от этого нужные нам вещества. Однако окислительные процессы играют весьма большую и положительную роль. Достаточно указать, что именно процессы окисления лежат в основе жизни организмов и в том числе человека, лежат в основе современной промышленности и сельского хозяйства.

Окислительные процессы, как и другие химические реакции, в случае необходимости можно или ускорять, или замедлять. Известно, например, что гниения продуктов можно не допускать. Замораживание, консервирование и многие другие средства как раз и сводятся к предупреждению процесса гниения — к созданию таких условий, при которых этот процесс становится невозможным. В нетающих льдах, в песках безводных пустынь, в изолированных от подпочвенных вод и непрерывного доступа воздуха пещерах, пирамидах, склепах, гробах и т. п. трупы организмов могут сохраняться. В древности были даже специалисты по сохранению трупов. Правда, люди, не знакомые с сущностью процесса окисления, сохранение трупов приписывали действию особой, божественной силы, а сохранившиеся трупы считали священными, так называемыми мощами, поклонялись им. Вся наивность этого религиозного предрассудка теперь полностью установлена: современной науке известны многие способы длительного искусственного сохранения трупов.

### § 3. Окислы

Когда сгорают магний, кальций, водород, сера, уголь и другие вещества, то получаются **окислы**:  $MgO$ ,  $CaO$ ,  $H_2O$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$ .

*О к и с л а м и называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.*

Окислы могут получаться не только при непосредственном соединении простых веществ с кислородом, но и косвенным путем.

При разложении известняка  $CaCO_3$  получаются два окисла: жженая, или негашеная, известь  $CaO$  и углекислый газ  $CO_2$ :



Малахит (углекислая медь) при нагревании (рис. 15) также разлагается; при этом получаются три окисла: вода  $H_2O$ , углекислый газ  $CO_2$  и окись меди  $CuO$ .

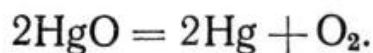
Окислы в обычных условиях бывают твердые:  $CaO$ ,  $MgO$ ,  $CuO$ ,  $Fe_3O_4$ ,  $P_2O_5$  и др.; жидкие:  $H_2O$ ; газообразные:  $CO_2$ ,  $SO_2$  и др.

Некоторые окислы довольно широко распространены и имеют большое практическое значение. Окись кальция (негашеная известь), в обиходе под названием *и з в е с т к а*, с водой и песком применяется в строительном деле. Окись железа — главная руда, из которой в промышленности получают железо. Окись железа состава  $Fe_2O_3$ , под названием *м у м и и*, применяется в качестве красной краски. Сернистый газ  $SO_2$  является почти единственным веществом для получения серной кислоты, а серная кислота — основа всей современной химической промышленности; исполь-

зуется сернистый газ также для беления шелка и соломы, для уничтожения плесени, для окуривания животных, заболевших чесоткой, и для других целей. Углекислый газ  $\text{CO}_2$ , как известно, необходим для жизни растений. Но он имеет большое значение и в промышленности — в производстве многих веществ, например соды, сахара и др. Он используется также в виде «с у х о г о л ь д а». Он применяется в огнетушителях, для получения газированных вод и т. п. О практическом же значении такого окисла, как вода, и говорить не приходится. Вода — основа жизни всей окружающей нас природы.

#### § 4. Окислительно-восстановительные реакции

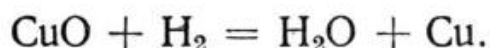
Характерным свойством окислов является то, что при некоторых условиях они могут терять свой кислород. Окись ртути (красный порошок) при нагревании в пробирке (рис. 14) разлагается. Выделяется кислород: тлеющая лучинка в пробирке воспламеняется, а на внутренних стенках пробирки появляются блестящие капельки ртути:



Ртуть при этом из окиси ртути *восстанавливается*.

*Процесс, обратный реакции окисления, называется в состоянии м<sup>1</sup>.*

Чаще всего окислы теряют свой кислород при взаимодействии с другими веществами. Если в пробирку с нагретой окисью меди (как показано на рис. 21) пропускать водород, то через некоторое время в пробирке вместо черной окиси меди появится красная медь, а кислород окиси меди соединится с водородом и образует воду:



При нагревании окиси меди с порошком древесного угля (рис. 21) в пробирке также выделяется свободная медь, а кислород с углем образует углекислый газ:



Углекислый газ обнаруживают действием известковой воды, которая в присутствии углекислого газа *мутнеет*.

В обоих этих случаях происходит не только восстановление меди, но одновременно и окисление — в первом случае водорода, а во втором случае углерода (угля). Здесь одновременно идут две реакции — и восстановление, и окисление.

*Реакции, при которых происходит одновременно и окисление, и восстановление, называются окислительно-восстановительными.*

<sup>1</sup> Определение процесса восстановления с точки зрения строения атома см. стр. 142.

В окислительно-восстановительных реакциях различают: **окислитель и восстановитель**.

*Окислитель — это вещество, способное отдавать кислород другим веществам, а восстановитель — это вещество, способное отнимать кислород от других веществ.*

В приведенных выше реакциях окись меди — окислитель, а водород и углерод — восстановители.

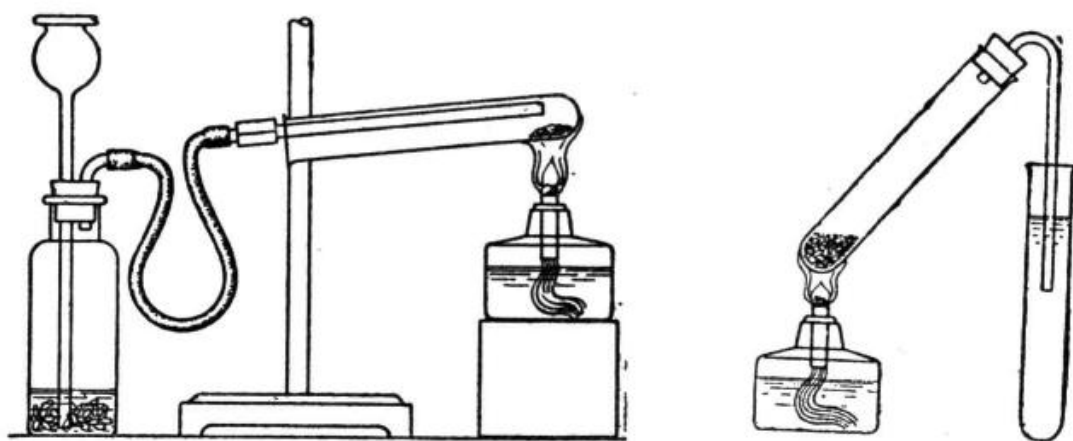


Рис. 21. Восстановление меди из окиси меди: *слева*) водородом, *справа*) углем.

В том случае, когда целью окислительно-восстановительной реакции является восстановление нужного нам вещества, мы называем реакцию восстановлением.

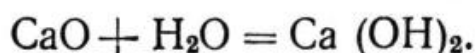
Реакция восстановления, как и реакция окисления, имеет громадное значение в природе и в хозяйственной жизни. Особенно большую роль реакция восстановления играет в добывании металлов из руд. Так, например, получают железо из его природных окислов.

### § 5. Химические свойства окислов

Реакция восстановления знакомит нас с одним важнейшим химическим свойством окислов. Оказывается, окислы могут окислять вещества, теряя кислород.

Другим весьма характерным химическим свойством окислов является их отношение к воде.

Если взять кусочек жженой извести  $\text{CaO}$ , поместить его в тарелку и понемногу обливать водой, то можно заметить небольшое шипение и выделение теплоты — характерный признак химической реакции (рис. 22). Окись кальция соединяется с водой, и получается новое вещество — гашеная известь  $\text{Ca(OH)}_2$ :



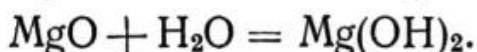
*Реакция соединения окисла с водой называется гидратацией окисла, а полученное при этой реакции вещество называется гидратом окисла.*

Таким образом, при гидратации окиси кальция  $\text{CaO}$  получается гидрат окиси кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Окись натрия  $\text{Na}_2\text{O}$  взаимодействует даже с влагой воздуха, а потому прямо на воздухе гидратируется:

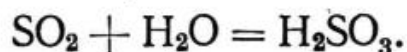


Окись магния  $\text{MgO}$ , хотя и не очень энергично, но также взаимодействует с водой — гидратируется:

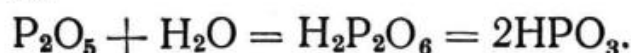


Получившиеся во всех перечисленных случаях гидраты окислов металлов растворимы в воде; их можно обнаружить по действию на индикаторы, т. е. вещества, которые в их присутствии изменяют свою окраску. В качестве индикаторов чаще всего применяют лакмус или фенолфталеин. От присутствия гидратов окислов кальция, натрия и магния фиолетовый раствор лакмуса синееет, а бесцветный раствор фенолфталеина становится малиновым.

Окислы металлоидов также могут взаимодействовать с водой. Например, при гидратации сернистого газа  $\text{SO}_2$  получается сернистая кислота:



При гидратации фосфорного ангидрида получается фосфорная кислота:



В присутствии гидратов этих окислов фиолетовый раствор лакмуса не синееет, а краснеет, бесцветный же раствор фенолфталеина остается без изменения.

Следовательно, при гидратации окислов металлов и окислов металлоидов получают разные гидраты.

*Гидраты окислов металлов, от которых лакмус синееет, а фенолфталеин становится малиновым, называют щелочами. Гидраты же окислов металлоидов, от которых лакмус краснеет, а фенолфталеин остается бесцветным, относят к особому классу веществ — к классу кислот.*

## § 6. Основания

При реакции гидратации окислов металлов, как мы видели, могут получаться щелочи, т. е. такие гидраты окислов металлов, от которых лакмус синееет, а фенолфталеин становится малиновым. Однако далеко не все гидраты окислов металлов получают при реакции гидратации и далеко не все они являются щелочами.



Рис. 22. Гашение извести.

Подавляющее большинство гидратов окислов металлов не получается взаимодействием окислов металлов с водой и к щелочам не относится.

Несмотря на различные способы получения и на некоторое различие в свойствах, все гидраты окислов металлов относятся к одному и тому же классу веществ — **основаниям**.

*Основания бывают нерастворимые в воде и растворимые в воде. Основания, растворимые в воде, называются щелочами.*

Щелочей очень немного. Важнейшие из них: едкий натр  $\text{NaOH}$ , едкое кали  $\text{KOH}$ , едкая известь  $\text{Ca(OH)}_2$ , едкий барит  $\text{Ba(OH)}_2$ .

Все эти щелочи — вещества твердые, растворимые в воде. Кожу, дерево, бумагу и многие другие вещества они разъедают, а потому называются **едкими щелочами**.

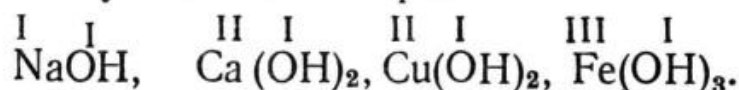
С едкими щелочами нужно обращаться очень осторожно. Растворы едких щелочей на ощупь мыльные.

Щелочи имеют большое практическое значение. Едкий натр — один из важнейших продуктов современной химической промышленности. В продаже он известен под названием **каустическая сода**, или просто — **каустик**. Огромное количество его употребляется в нефтяной промышленности для очистки нефтепродуктов. Применяется он также и в других отраслях промышленности: мыловаренной, бумажной, текстильной, при производстве искусственного шелка и др. Едкое кали  $\text{KOH}$  применяется главным образом в мыловаренной промышленности. Едкая известь  $\text{Ca(OH)}_2$ , как мы уже указывали, под названием **гашеная известь** широко используется в строительном деле.

Большинство оснований в воде не растворимо, но состав их такой же, как и состав щелочей.

*Молекула всех оснований состоит из металла и водного остатка, или гидроксила (OH).*

Гидроксил (OH) одновалентен. Отсюда нетрудно составить формулу любого основания. Нужно только знать валентность металла и правило валентности. В тех же случаях, когда валентность металла больше единицы, гидроксил заключается в скобки и тоже берется соответствующее число раз:



Название — гидраты окислов металлов относится ко **всем основаниям**, в том числе и к щелочам.

## § 7. Кислоты

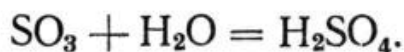
При ознакомлении с химическими свойствами окислов мы установили, что окислы некоторых металлоидов с водой образуют **кислоты**. Сернистый газ  $\text{SO}_2$  с водой дает сернистую кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .



Фосфорный ангидрид  $P_2O_5$  с водой дает фосфорную кислоту  $HPO_3$ .

С водой могут взаимодействовать и другие окислы металлоидов.

Серный ангидрид  $SO_3$  при взаимодействии с водой дает серную кислоту  $H_2SO_4$ :



Таким образом, кислотам  $H_2SO_3$ ,  $HPO_3$ ,  $H_2CO_3$ ,  $H_2SO_4$  соответствуют безводные окислы металлоидов:  $SO_2$ ,  $P_2O_5$ ,  $CO_2$  и  $SO_3$ .

*Окислы металлоидов, которым соответствуют кислоты, называют ангидридами кислот.*

Слово **ангидрид** значит **безводный**.

Теперь нам становится понятным название, например, таких окислов, как **фосфорный ангидрид**  $P_2O_5$ , **серный ангидрид**  $SO_3$ .

Углекислый газ  $CO_2$  и сернистый газ  $SO_2$  — это тоже ангидриды: первый — угольной кислоты, а второй — сернистой.

Кислоты могут получаться соединением ангидрида кислоты с водой. Однако следует иметь в виду, что не все ангидриды непосредственно соединяются с водой и дают кислоту. Так, например, чистый песок имеет состав  $SiO_2$ ; это — ангидрид кремниевой кислоты  $H_2SiO_3$ . Всем хорошо известно, что песок с водой не соединяется. Кремниевая кислота получается не гидратацией кремниевого ангидрида, а другим способом, с которым мы познакомимся в дальнейшем (в главе IX).

Следует также иметь в виду, что ангидриды имеют не все кислоты, а только те, которые содержат кислород. Например, соляная кислота  $HCl$  ангидрида не имеет. **Эта кислота бескислородная.** Сероводородная кислота  $H_2S$  также бескислородная. Есть и еще некоторые бескислородные кислоты.

*Бескислородные кислоты ангидридов не имеют.*

В молекулах всех кислот (и кислородных и бескислородных) обязательно содержится водород, который в формулах кислот записывается на первом месте.

Для успешного изучения дальнейшего материала должны быть хорошо известны следующие кислоты: серная  $H_2SO_4$ , сернистая  $H_2SO_3$ , угольная  $H_2CO_3$ , азотная  $HNO_3$ , метафосфорная  $HPO_3$ , ортофосфорная  $H_3PO_4$ , соляная  $HCl$ , сероводородная  $H_2S$ .

## § 8. Свойства кислот

Вспомним свойства некоторых важнейших кислот: серной, азотной и соляной.

**Серная кислота** — тяжелая маслянистая жидкость, без запаха, нелетуча; в воде растворима; раствор ее (очень разбавленный) имеет кислый вкус и окрашивает лакмус в красный цвет.

**Азотная кислота** — «дымящая» жидкость с характерным резким запахом; в воде растворима; раствор ее (также очень

разбавленный) имеет кислый вкус и окрашивает лакмус в красный цвет.

С о л я н а я к и с л о т а — тоже «дымящая» жидкость с очень резким раздражающим запахом; в воде растворима; раствор ее (разбавленный) также имеет кислый вкус и окрашивает лакмус в красный цвет.

Не все кислоты — жидкости. Есть кислоты и твердые. Так, например, борная кислота  $H_3BO_3$ , которую мы обычно применяем для полоскания горла, — вещество твердое, мало растворимое в воде. Фосфорные кислоты (метафосфорная  $HPO_3$  и ортофосфорная  $H_3PO_4$ ) в обычных условиях также вещества твердые, хорошо растворимые в воде.

Таким образом, по физическому состоянию, по запаху и растворимости кислоты отличаются друг от друга.

Однако у перечисленных выше кислот есть и некоторые общие свойства.

*Все они кислые на вкус, окрашивают лакмус в красный цвет и разрушающе действуют на органические вещества.*

С концентрированными кислотами следует обращаться очень осторожно.

*Наиболее характерным общим для всех кислот химическим свойством является их отношение к металлам.*

Это можно наблюдать на следующем опыте.

В пробирку осторожно опустим несколько кусочков цинка и прильем сюда же немного разбавленной серной кислоты. Вскоре заметим, что дно пробирки становится горячим и в жидкости появляются небольшие пузырьки. Это выделяется водород. Его можно собрать, как показано на рисунке 143.

Если перевернутую с водородом пробирку поднести к спиртовке, то произойдет характерный в этом случае для водорода хлопок.

Выделяющийся водород можно зажечь.

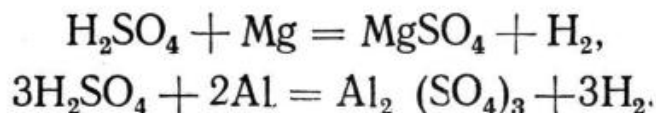
Когда выделение водорода из кислоты действием цинка заметно уменьшится, возьмем несколько капель получившегося раствора на кусочек жести или на стеклышко и осторожно выпарим. Мы обнаружим твердое вещество, совсем непохожее на первоначально взятые вещества.

Полученное вещество — соль.

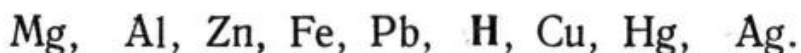
Таким образом, цинк из серной кислоты вытесняет водород, в результате получается соль:



Подействуем серной кислотой на другие металлы: Mg, Al и др. И эти металлы из серной кислоты также вытесняют водород и образуют соли:



Вытесняют водород из кислоты не все металлы одинаково: одни лучше, а другие хуже. Известные нам металлы по их способности вытеснять водород располагаются в следующий ряд:



Это — ряд активности металлов. В этом ряду все металлы, которые стоят до водорода, вытесняют из кислот водород; те же металлы, которые стоят после водорода, из кислот водород не вытесняют. Лучше всего вытесняют водород те металлы, которые стоят в самом начале. По мере же приближения металлов к водороду их активность уменьшается. В приведенном нами ряду активности металлов лучше всего водород из кислоты вытесняет магний Mg, хуже всего свинец Pb.

С одним и тем же металлом не все кислоты взаимодействуют одинаково.

Проделаем следующий опыт. В две пробирки положим по кусочку цинка и прильем в одну пробирку раствор сернистой или угольной кислоты, а в другую — раствор соляной кислоты. Реакция в пробирках пойдет неодинаково: в пробирке, где был прилит раствор угольной кислоты, реакция идет почти незаметно, а в пробирке, где был прилит раствор соляной кислоты, реакция идет хорошо.

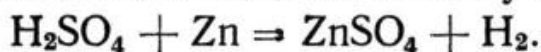
Различают кислоты сильные:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  и слабые:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HPO}_3$ .

Теперь можно определить, какие вещества называются кислотами.

*Кислота — это сложное вещество, окрашивающее лакмус в красный цвет и имеющее в своем составе водород, способный замещаться металлом с образованием соли.*

## § 9. Соли

При взаимодействии кислоты с металлом получается соль:



На основании приведенной реакции, а также других подобных этой реакций можно определить, что такое соль.

*Соль — это продукт замещения водорода кислоты металлом.*

Солей очень много. Наиболее известны: поваренная соль, бертолетова соль, горькая соль, медный купорос, сода, поташ, ляпис, мрамор, гипс, селитра, железный купорос и многие другие соли.

Горькая соль, медный купорос, сода и гипс в своих кристаллах содержат так называемую кристаллизационную воду. Формулы этих солей записывают так: горькая соль  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , медный купорос —  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , сода —  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , гипс —  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Но так как кристаллизационная вода входит только в состав кристаллов, а не самих молекул этих солей, то мы в даль-

нейшем для простоты формулы этих (как и других содержащих кристаллизационную воду) солей будем записывать без кристаллизационной воды.

Соли применяются в сельском хозяйстве в качестве удобрений, а также для борьбы с болезнями и вредителями сельскохозяйственных растений. Из солей в промышленности получают металлы, кислоты и другие нужные вещества. Соли используются в качестве строительных материалов. Применяются они также в медицине, в домашнем хозяйстве и т. д.

С важнейшими солями мы в дальнейшем ознакомимся более обстоятельно. Теперь же остановимся лишь на общей характеристике класса солей.

*В состав молекул всех солей входят металл и кислотный остаток.*

Количество атомов металла в молекулах солей неодинаково: в молекуле поваренной соли  $\text{NaCl}$  один атом натрия, а в молекуле соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  два атома натрия; в молекуле селитры  $\text{KNO}_3$  один атом калия, а в молекуле поташа  $\text{K}_2\text{CO}_3$  два атома калия.

*Количество атомов металла в молекуле соли зависит от валентности соединенного с ним кислотного остатка.*

Валентность проявляют не только отдельные элементы, но и целые группы элементов, которые, не разрушаясь, целиком переходят из одного вещества в другое. С одной такой группой — гидроксидом (ОН), как водным остатком, мы уже знакомы. Кислотные остатки тоже не разрушаются и целиком переходят в состав молекулы соли.

Мы знаем, что в гидроксиде (ОН) проявляется валентность не отдельных составляющих его элементов — кислорода и водорода, а группы в целом: гидроксил одновалентен. В кислотном остатке также проявляется валентность не отдельных составляющих его элементов, а кислотного остатка в целом.

*Валентность кислотного остатка зависит от основности кислоты. Основность кислоты определяется количеством атомов водорода, которые могут быть замещены металлом.*

Кислоты соляная  $\text{HCl}$ , азотная  $\text{HNO}_3$ , метафосфорная  $\text{HPO}_3$  — одноосновные, серная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и угольная  $\text{H}_2\text{CO}_3$  — двухосновные, ортофосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — трехосновная. Кислотный остаток кислот: соляной, азотной и метафосфорной — одновалентен, серной и угольной — двухвалентен, ортофосфорной — трехвалентен.

Формула соли составляется на основе валентности образующих ее металла и кислотного остатка.

Так, например, составим формулу соли, полученной взаимодействием двухвалентного металла магния и соляной кислоты.

Рассуждаем следующим образом. Мы знаем, что молекула соли состоит из металла (Mg) и кислотного остатка соляной кислоты (HCl). Магний двухвалентен, а кислотный остаток одноосновной соляной кислоты одновалентен. По правилу же валентности количество единиц валентности металла и кислотного остатка должно быть одинаково. Значит, формула этой соли должна иметь один атом магния и два атома хлора. Формула этой соли  $MgCl_2$ .

В том случае, когда кислотный остаток состоит не из одного, а из двух элементов и для составления формулы соли приходится брать несколько кислотных остатков, то такие кислотные остатки заключаются в скобки и с правой стороны внизу около скобок ставится цифра, показывающая, сколько таких кислотных остатков входит в состав молекулы данной соли. Например:  $Cu(NO_3)_2$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$  и т. п.

Существуют соли, в молекулах которых водород замещен металлом не полностью. Так, например, мы писали формулу соды  $Na_2CO_3$ . Это — формула соды, применяемой для стирки белья. Есть еще другая сода, формула которой  $NaHCO_3$ . Эта сода уже для стирки белья совсем не годится, она применяется в хлебопечении и для человека безопасна, ее принимают внутрь.

*Соли, в молекулах которых водород замещен металлом полностью, называются средними, а соли, в молекулах которых атомы водорода замещены неполностью, называются кислыми.*

В кислой соли оставшийся водород входит в состав кислотного остатка. Валентность такого кислотного остатка определяется уже не основностью кислоты, а количеством атомов водорода, замещенных в кислоте металлом. Так, например, в соде  $NaHCO_3$  кислотный остаток  $HCO_3$  одновалентен, потому что в двухосновной угольной кислоте  $H_2CO_3$  натрием замещен всего лишь один атом водорода.

Названия солям даются не случайно. Помимо обыденных названий отдельных солей (вроде: сода, поташ, ляпис, гипс и т. п.), применяются названия, общие для всех солей. Соли бескислородных кислот и соли кислородных кислот называют по-разному.

Названия солей бескислородных кислот образуются из названия металлоида, взятого в виде прилагательного, и из названия металла:  $NaCl$  — хлористый натрий,  $MgCl_2$  — хлористый магний,  $CaS$  — сернистый кальций.

Для солей кислородных кислот названия образуются из названия кислотного остатка и соответствующего металла:  $Na_2CO_3$  — углекислый натрий,  $CuSO_4$  — сернокислая медь,  $CaCO_3$  — углекислый кальций,  $NaNO_3$  — азотнокислый натрий,  $Na_2SO_3$  — сернистокислый натрий.

Для кислых же солей перед упомянутыми выше названиями прибавляют только слова к и с л а я или к и с л ы й. Например,  $\text{NaHCO}_3$  — кислый углекислый натрий,  $\text{CaHPO}_4$  — кислый фосфорнокислый кальций.

Помимо указанных названий, употребляются еще технические названия солей. Соли серной кислоты — с у л ь ф а т ы, азотной — н и т р а т ы, угольной — к а р б о н а т ы, фосфорной — ф о с ф а т ы, кремниевой — с и л и к а т ы:  $\text{CaSO}_4$  — сульфат кальция,  $\text{KNO}_3$  — нитрат калия,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — карбонат натрия,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — фосфат кальция,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  — силикат натрия.

### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Какие вещества относят к металлам и какие — к металлоидам?
2. Перечислите известные вам металлы и металлоиды.
3. Пользуясь таблицей 1, укажите количество металлов и металлоидов.
4. Можно ли провести резкую грань между металлами и металлоидами?
5. В чем сущность процесса окисления?
6. Приведите примеры окислительных процессов.
7. Какое значение имеют процессы окисления?
8. Какие вещества называются окислами?
9. Назовите известные вам окислы и запишите формулы этих окислов.
10. Какие окислы имеют особо важное практическое значение?
11. В чем сущность процесса восстановления?
12. Приведите примеры восстановительных процессов и укажите их практическое значение.
13. Что такое восстановитель и окислитель?
14. Объясните взаимодействие окиси меди.
15. Расскажите (с записью уравнения реакции) о гашении извести.
16. Объясните на конкретном примере, что такое: а) реакция гидратации и б) гидрат окиси.
17. Перечислите известные вам гидраты окислов.
18. На какие две группы подразделяются гидраты окислов?
19. Какие вы знаете индикаторы и как на них действуют щелочи и кислоты?
20. Какие вещества относятся к классу оснований?
21. Как подразделяются основания?
22. Назовите важнейшие щелочи (запишите их формулы) и укажите их наиболее характерные свойства.
23. На основе валентности составьте формулы: гидрата окиси кальция, гидрата окиси серебра, гидрата окиси алюминия и др.
24. Какие окислы называются ангидридами?
25. Перечислите известные вам ангидриды и запишите их формулы.
26. Какие вещества называются кислотами?
27. Напишите формулы важнейших кислот.
28. Охарактеризуйте кислоты: серную, азотную и соляную.
29. Укажите общие свойства всех кислот.
30. Какие вещества называют солями?
31. Объясните, как можно получить соль (на конкретных примерах).
32. Дайте понятие о ряде активности металлов и объясните, как им пользоваться при получении солей из кислот.
33. Назовите кислоты: кислородные и бескислородные, сильные и слабые.
34. Из каких частей состоит молекула любой соли?
35. От чего зависит валентность кислотного остатка?
36. Составьте формулу соли, полученной взаимодействием металла алюминия и серной кислоты.
37. Какие соли называют средними и какие кислыми?
38. Назовите соли:  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

## ВОДА И РАСТВОРЫ

## § 1. Природная вода

Природная вода, как мы уже отмечали, не относится к чистым веществам. Она содержит примеси. Одни из этих примесей мы видим простым глазом, а другие обнаруживаем только после выпаривания воды.

Что же это за примеси и откуда они появляются в природной воде?

Природная вода находится в непрерывном движении. Из водоемов океанов, морей, озер и рек вода испаряется и попадает в атмосферу. Отсюда в виде атмосферных осадков она возвращается на землю. При своем падении на землю вода проходит через воздух, растворяет находящиеся в нем газы, захватывает имеющуюся в воздухе пыль, увлекает с собой громадное количество самых разнообразных микроорганизмов и т. п. Впитываясь в землю, вода растворяет еще целый ряд веществ. Почвенная вода попадает в источники и реки, которые при своем течении также обогащаются растворимыми в воде веществами и механически увлеченными нерастворимыми частицами. Из водных источников и рек вся масса воды направляется опять в озера, моря, океаны, откуда она начала свой путь. Так природная вода совершает непрерывный круговорот.

Природная вода в разных местах увлекает с собой многие вещества, поэтому в ней находятся самые разнообразные примеси.

Вода многих источников жесткая. Такая вода плохо мылится, плохо разваривает овощи и образует накипь в самоварах, чайниках, котлах. В жесткой воде находятся растворенные вещества, которые после кипячения и выделяются в виде накипи.

Минеральные воды представляют собой растворы различных веществ: углекислого газа (Кисловодск), сероводорода (Мацеста, Пятигорск), соединений железа (Железноводск) и т. д. С лечебными свойствами природных минеральных вод связаны религиозные суеверия о существовании так называемых «святых источников» и поклонений этим источникам.

В действительности эти водные источники содержат растворенные вещества, которые используют для лечебных целей. Такие источники называются минеральными, а вода этих источников называется минеральной.

Природную воду очищают от нерастворимых примесей отстаиванием и фильтрованием, а от растворимых — перегонкой.

## § 2. Взвеси и растворы

Природная вода нередко бывает мутная: нерастворимые примеси (глина и др.) находятся в ней во взвешенном состоянии или, как говорят, в виде **взвеси**.

Взвешенные в природной воде твердые частички бывают разной величины. Более крупные и наиболее тяжелые быстро осаждаются. Менее крупные удерживаются во взвешенном состоянии долго.

Во взвешенном состоянии в воде могут быть не только твердые, но и жидкие вещества. Наглядным примером такой взвеси является молоко. Через микроскоп видно (см. рис. 9), что молоко представляет собой жидкость, содержащую мельчайшие капельки жира. Эти капельки жира легче воды. Они постепенно поднимаются на поверхность молока и образуют слой сливок.

Если взболтать две не растворяющиеся друг в друге жидкости, то можно также получить взвешенные в жидкости мельчайшие капельки второй жидкости. Возьмем в пробирку слабый раствор буры и прибавим к нему несколько капель растительного масла. При сильном и длительном взбалтывании мы получим мутную, похожую на молоко жидкость.

В зависимости от того, какие вещества — твердые или жидкие — находятся во взвешенном состоянии, взвеси подразделяют на два вида: **суспензии** и **эмульсии**.

| *В суспензии находится во взвешенном состоянии твердое вещество, а в эмульсии — жидкость.*

И в суспензиях, и в эмульсиях взвешенные вещества мы можем непосредственно видеть и довольно легко (например, фильтрованием) отделить. Иначе дело обстоит с **р а с т в о р а м и**.

В прозрачной природной воде, как мы знаем, содержится немало растворенных веществ. Но эти вещества даже через самый сильный микроскоп не обнаруживаются, не осаждаются и фильтром не удерживаются. Растворенное вещество находится в жидкости в очень раздробленном состоянии.

Растворы отличаются от взвесей еще и тем, что они во всех своих частях однородны. Во взвеси нижняя часть более мутная, чем верхняя, — количество взвешенных частиц в нижней и верхней частях неодинаково. В растворе же количество растворенного вещества во всех частях одинаково.

| *Р а с т в о р ы в отличие от взвеси во всех своих частях совершенно одинаковы: молекулы образующих их веществ распределены между собой вполне равномерно.*

Взвеси и растворы имеют большое практическое значение.

Взвешенные вещества в ряде случаев нам совершенно нежелательны. Мы избавляемся от них фильтрованием жидкости. Так например, для двигателей, особенно для двигателя самолетов, требуется, чтобы горючее (бензин, керосин) было совершенно чистое. Это достигается с помощью специальных фильтров. Но многие взвеси с успехом используются в домашнем хозяйстве (например, молоко), в производстве (различные эмульсии) и др.

Особенно большое практическое значение имеют растворы. Растворы очень важны в жизни природы. Известно, что рас-



тения могут усваивать из почвы только вещества, находящиеся в растворе. Минеральные удобрения усваиваются растениями также в растворенном состоянии. Пьем мы воду, содержащую целый ряд растворенных веществ. Лекарства принимаем чаще всего в растворе. В быту и на производстве, буквально на каждом шагу, мы имеем дело с растворами.

Ознакомимся с растворами более обстоятельно.

### § 3. Растворы истинные и коллоидные

Различают растворы истинные и коллоидные.

В коллоидных растворах частицы растворенного вещества значительно крупнее, чем в истинных растворах. В истинных растворах вещество раздроблено до молекул, а в некоторых случаях (в растворах, проводящих электрический ток) даже еще мельче (этого вопроса мы здесь разбирать не будем). Видеть эти частицы

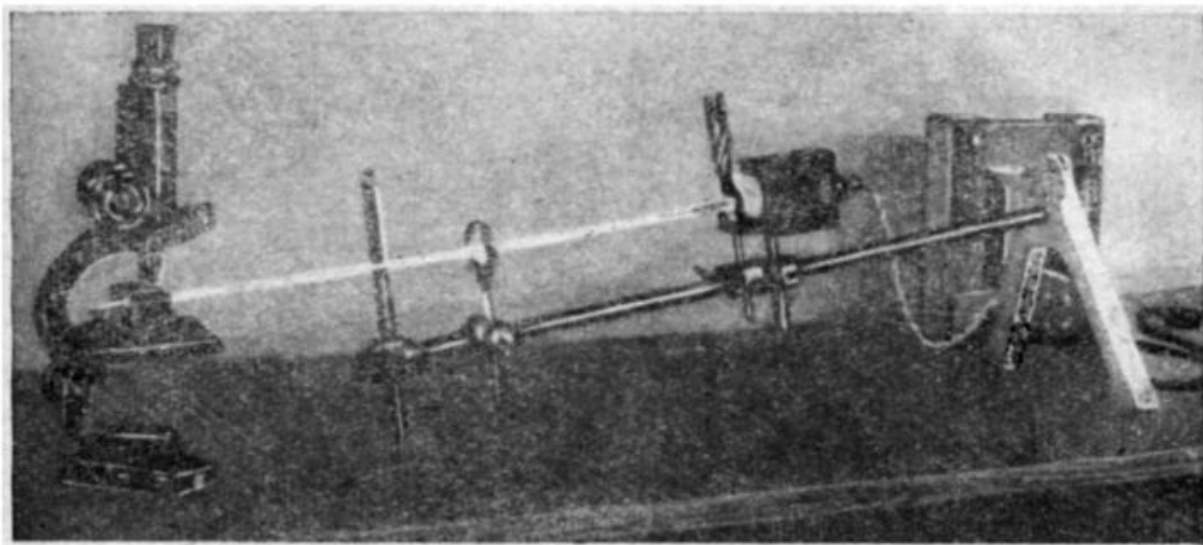


Рис. 23. Ультрамикроскоп.

даже с помощью самых сильных микроскопов не представляется возможным. В коллоидных же растворах частицы более крупные. Правда, при рассматривании невооруженным глазом они тоже невидимы. Но их можно обнаружить с помощью особого прибора — ультрамикроскопа (рис. 23).

Ультрамикроскоп устроен несколько иначе, чем обыкновенный микроскоп. В нем жидкость освещается не снизу, а сбоку. Луч бокового света, попадая на исследуемую жидкость, от частиц отражается и становится видимым. Этот же луч от мельчайших частиц истинного раствора совсем не отражается, в ультрамикроскопе он невидим. По этому характерному признаку истинные растворы и отличают от коллоидных растворов.

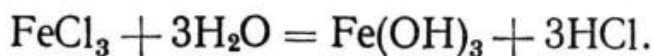
Коллоидный раствор можно сравнительно легко приготовить. Взять крахмал, немного смочить его водой и тщательно растереть в фарфоровой ступке. Полученный порошок опустить в пробирку

с водой, взболтать и профильтровать через плотный фильтр. Получится совершенно прозрачный раствор — частицы растворенного вещества в нем невидимы. Действием же йода эти частицы можно обнаружить: крахмал от йода синее.

Для размельчения веществ в тончайший порошок в настоящее время применяют особые машины, так называемые коллоидные мельницы.

Коллоидные растворы получают не только механическим измельчением вещества, но и целым рядом других способов. Такие, например, вещества, как яичный белок, мыло, гуммиарабик (клей), желатина и др., образуют коллоидные растворы при обыкновенном растворении.

Многие коллоидные растворы получают при химических реакциях. Так, например, при взаимодействии хлорного железа с водой (кипячением) получают коллоидный раствор гидрата окиси железа  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :



Коллоидные растворы металлов получают также электрическим распылением металла (рис. 24). Для этого две проволоки распыляемого металла опускают в воду.

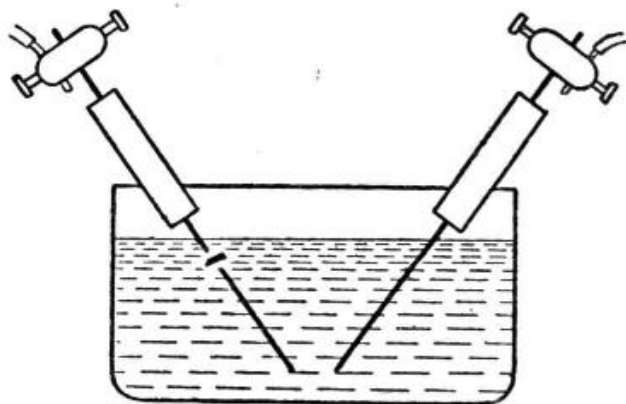


Рис. 24. Получение коллоидного раствора металла.

Наружные концы их соединяют с источником электрического тока. Погруженные в воду концы проволоки находятся друг от друга на таком расстоянии, что между ними образуется электрическая дуга. Часть металла при этом испаряется, а затем при охлаждении в воде превращается в мельчайшие коллоидные частицы.

Между коллоидными и истинными растворами имеется и еще одно существенное различие.

Частицы истинного раствора совсем не осаждаются. Частицы же коллоидных растворов хотя и через очень долгое время, а все-таки осаждаются. А при нагревании или при прибавлении кислот, солей или щелочей частицы многих коллоидных растворов очень быстро укрупняются и выпадают в виде хлопьев.

Таким образом, коллоидные растворы представляют собой как бы переход от взвесей к истинным растворам.

Раньше все вещества делили на две группы: коллоиды и кристаллоиды (название «коллоид» происходит от греческого слова «колла», что значит клей). Считали, что кристаллоиды — это особые вещества, способные кристаллизоваться и давать истинные растворы, а что коллоиды не могут кристаллизоваться и давать истинные растворы. Думали, что коллоиды и кристаллоиды — это совсем разные вещества. Теперь же установлено, что одно и

то же вещество может давать растворы и истинные и коллоидные. Так, например, поваренная соль обычно образует истинный раствор. Однако при некоторых условиях (если в качестве растворителя вместо воды взять, например, бензол) поваренная соль образует коллоидный раствор. В настоящее время правильнее говорить не о коллоидах и кристаллоидах как особых веществах, а лишь о коллоидном и кристаллоидном состоянии веществ.

С коллоидным состоянием веществ, с коллоидными растворами нам приходится иметь дело буквально на каждом шагу. Производство клея, мыла, чернил, красок, лаков, каучука, искусственного шелка и многие другие производства основаны на свойствах коллоидных растворов. Кровь животных организмов — это тоже коллоидный раствор.

#### § 4. Растворители

В природной воде, как мы уже отмечали, находится немало растворенных веществ. Вода является растворителем. В спирте, бензине, эфире вещества также могут растворяться. Это тоже **растворители**.

*Вещество, в котором растворяются другие вещества, называется растворителем, а вещество, которое способно растворяться в данном растворителе, называется растворимым веществом.*

Вода — наиболее распространенный растворитель.

Совершенно нерастворимых в воде веществ не существует. Некоторые вещества мы считаем нерастворимыми. Но это неправильно. Так, например, гипс как будто в воде не растворим, но при более внимательном исследовании оказывается, что и он в воде тоже растворяется. Даже такое вещество, как мрамор, и то в воде растворяется. В воде растворяются все вещества, только одни лучше, а другие хуже. Те вещества, которые очень мало растворяются, называются практически нерастворимыми.

В разных растворителях вещества растворяются по-разному. Так, например, жир очень плохо растворяется в воде, но хорошо растворяется в бензине или эфире. Йод — твердое вещество, очень плохо растворяется в воде, но хорошо растворяется в спирте. Этим свойством разных растворителей и пользуются в практической жизни: бензином или эфиром выводят жирные пятна, извлекают (экстрагируют) жир из семян; на спирте приготавливают «йодную настойку» и т. п.

Кстати следует заметить, что используемый нами в качестве индикатора фенолфталеин представляет собой раствор твердого фенолфталеина не в воде, в которой он растворяется очень плохо, а в винном спирте.

В воде могут растворяться не только твердые вещества, но и жидкости. Так, например, спирт хорошо растворяется в воде, а вода хорошо растворяется в спирте. В том случае, если вещества растворяются друг в друге, растворителем считают то вещество, какого в данном растворе больше. Известно, что спирт обычно применяется не химически чистый, а с некоторым количеством воды; здесь растворителем является спирт. Водка же, наоборот, представляет собой раствор спирта в воде; здесь растворителем является уже не спирт, а вода.

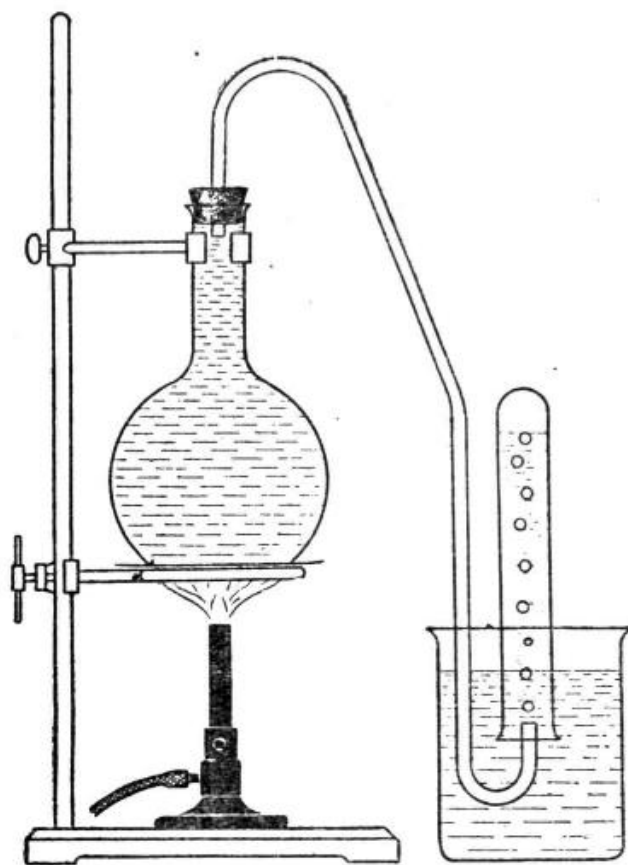


Рис. 25. Выделение из воды растворенных в ней газов.

Растворяются в воде и газы. В природной воде всегда находятся растворенные газы. В этом нетрудно убедиться. Если колбу наполнить доверху водой и заткнуть пробкой с газоотводной трубкой, как показано на рисунке 25, то при очень слабом нагревании колбы из воды по трубке будут выделяться пузырьки газов; эти газы можно собрать в пробирку. Пузырьки растворенных в воде газов можно наблюдать и в том случае, если графин с холодной водой принести в теплую комнату.

При нагревании растворенные в воде газы выделяются. В холодной воде газов больше, чем в теплой. В природной воде воздуха растворено значительно больше, чем в кипяченой. Благодаря присутствию в природной воде растворенного воз-

духа в ней могут жить рыбы. В кипяченой же воде, из которой длительным кипячением воздух удален, рыбы жить не могут. В нарзане содержится довольно значительное количество растворенного углекислого газа. На способности газов растворяться в воде основано производство газированных вод.

Вода как растворитель играет колоссальную роль в сельском хозяйстве. Она растворяет находящиеся в почве соли и тем обуславливает нормальное питание растений. Без воды как растворителя жизнь растений совершенно невозможна.

Растворителями могут быть не только такие вещества, как вода, спирт, бензин и т. п., но даже и металлы. Расплавленные металлы хорошо растворяют другие металлы и металлоиды, например углерод. Ртуть хорошо растворяет большинство металлов и поэтому часто применяется для их растворения. Растворы металлов в ртути называются амальгама-

ми. Ртуть, например, применяют для извлечения золота из руды; из получившейся амальгамы ртуть удаляют нагреванием.

*Затвердевшие растворы металлов или других веществ в металлах называют сплавами.*

В технике чаще всего применяют не чистые металлы, а самые различные их сплавы. Чугун, сталь, бронза, латунь и др. — все это сплавы, т. е. твердые растворы. (Более подробно сплавы будут рассмотрены дальше — в главе X.)

Растворителями могут быть и газы. Так, например, в азоте воздуха растворены кислород, углекислый газ, инертные и некоторые другие газы.

Таким образом, в зависимости от состояния (в обычных условиях) растворителя и растворенных веществ различают растворы трех видов: жидкие, твердые и газообразные.

Растворители (вода, спирт, эфир, ртуть и др.) лежат в основе нашей производственной жизни. Достаточно сказать, что большинство химических процессов происходит между растворами веществ.

## § 5. Растворимость веществ

Ознакомимся с растворением различных веществ. Возьмем в четыре пробирки одинаковое количество (не больше  $\frac{1}{3}$  пробирки) воды, имеющей комнатную температуру. В каждую пробирку опустим примерно одно и то же количество различных веществ: в первую — селитры, во вторую — медного купороса, в третью — поваренной соли и в четвертую — растертого в порошок стекла. Хорошо взболтаем. В первых трех пробирках вещества растворятся, а в четвертой измельченное стекло не растворится.

Прибавим в первые три пробирки еще одинаковое количество всех веществ. Жидкость опять взболтаем. В первой и во второй пробирках вещества полностью растворятся, а в третьей — часть вещества останется нерастворенной.

Постепенно прибавляя в первые две пробирки понемногу веществ, мы, наконец, заметим, что, несмотря на самое энергичное встряхивание жидкости, и во второй, и в первой пробирках часть вещества тоже останется нерастворенной. Наблюдаемые нами явления дают возможность сделать общее заключение.

Взятые нами вещества растворяются неодинаково. Лучше всего растворяется селитра, хуже — медный купорос и еще хуже — поваренная соль. Стекло же почти не растворяется; его растворение мы даже не замечаем. Но если жидкость из пробирки с порошкообразным стеклом слить и на влажное, оставшееся в пробирке стекло капнуть фенолфталеином, то мы заметим появление малиновой окраски. Это показывает, что в пробирке появилась щелочь. А щелочь может появиться только как продукт растворения стекла, так как в состав стекла входят соли кремниевой кислоты, которые в растворе дают щелочную реакцию.

В определенном количестве воды при данной температуре растворяется не произвольное, а только определенное количество каждого вещества. В зависимости от количества находящегося в растворе вещества различают растворы **насыщенные** и **ненасыщенные**.

*Раствор, в котором при данной температуре новые количества вещества уже не растворяются, называется **насыщенным**. Раствор же, в котором при данной температуре вещество еще может растворяться, называется **ненасыщенным**.*

Каждое вещество имеет свой определенный **коэффициент растворимости**.

*Максимальное количество вещества (для твердых или жидких веществ в граммах, а для газов в миллилитрах), которое при данной температуре в 100 г растворителя образует насыщенный раствор, называется **коэффициентом растворимости** или **простой растворимостью** этого вещества.*

Растворимость твердых веществ самая разнообразная. Так, например, в 100 г воды при 20° может раствориться следующее количество веществ: сахара 200 г, поваренной соли 36 г, медного купороса 21,5 г, бертолетовой соли 7 г, углекислого кальция 0,00013 г, йодистого серебра 0,00000095 г.

Некоторые жидкости, как например спирт и вода, могут растворяться друг в друге в любых количественных соотношениях. Большинство же жидкостей тоже имеет определенный предел растворимости. Эфир, бензин, масло и многие другие, как и твердые вещества, тоже образуют насыщенные растворы. Но есть и такие жидкости, как вода и ртуть, которые друг в друге почти совсем не растворяются.

Газы растворяются также неодинаково. Например, хлористый водород растворяется в воде очень хорошо: при обыкновенной температуре в 1 мл воды растворяется хлористого водорода около 500 мл. Кислород и азот растворяются в воде плохо: в 100 объемах воды при обыкновенной температуре растворяется кислорода примерно 4 объема, а азота всего лишь 1,7 объема. Водород растворяется в воде еще хуже. Вот почему кислород и водород при получении мы обычно собираем над водой. Совсем нерастворимых в воде газов нет.

На растворимость газов влияет **давление**. Под давлением растворимость газов увеличивается. Это свойство газов и используют в приготовлении шипучих вод. В бутылки с этими водами углекислый газ вводят под давлением.

При этом углекислого газа растворяется в воде значительно больше его коэффициента растворимости при обычных условиях. Когда же бутылки открывают и давление в них становится нормальным, излишнее количество растворенного в воде газа с шипением выделяется из раствора.

## § 6. Зависимость растворимости от температуры

Растворимость вещества — величина непостоянная. Она зависит от температуры раствора.

Если в пробирку с небольшим количеством воды постепенно при постоянном взбалтывании прибавлять какое-либо вещество, например селитру, то в конце концов мы получим насыщенный раствор. Но этот раствор остается насыщенным только при обычной, комнатной температуре. Стоит только этот раствор немного нагреть, как он станет ненасыщенным: новые порции вещества продолжают в нем растворяться. Прибавляя в нагретый раствор новые порции селитры, мы снова получим ее насыщенный раствор. Однако при дальнейшем нагревании и этот раствор станет ненасыщенным. Чтобы получить насыщенный раствор, нам придется прибавлять еще новые порции вещества.

Растворимость селитры с повышением температуры увеличивается. Это относится и к большинству других твердых веществ.

Растворимость веществ при различных температурах принято выражать графически, с помощью так называемых **кривых растворимости**, как показано на рисунке 26. Здесь на вертикальной линии отложены коэффициенты растворимости, а на горизонтальной — температуры. Каждое деление на вертикальной линии обозначает 10 г вещества (в 100 г воды), а на горизонтальной линии  $10^{\circ}$ .

По кривой растворимости мы можем определить растворимость вещества при любой указанной на чертеже температуре.

Пусть, например, нам требуется определить растворимость бертолетовой соли при  $80^{\circ}$ . Для этого из той точки горизонтальной линии, которая обозначает  $80^{\circ}$ , мысленно проводим под прямым углом прямую линию до пересечения ее с кривой, показывающей растворимость бертолетовой соли. Затем смотрим, какой точке на вертикальной линии соответствует точка пересечения. Это

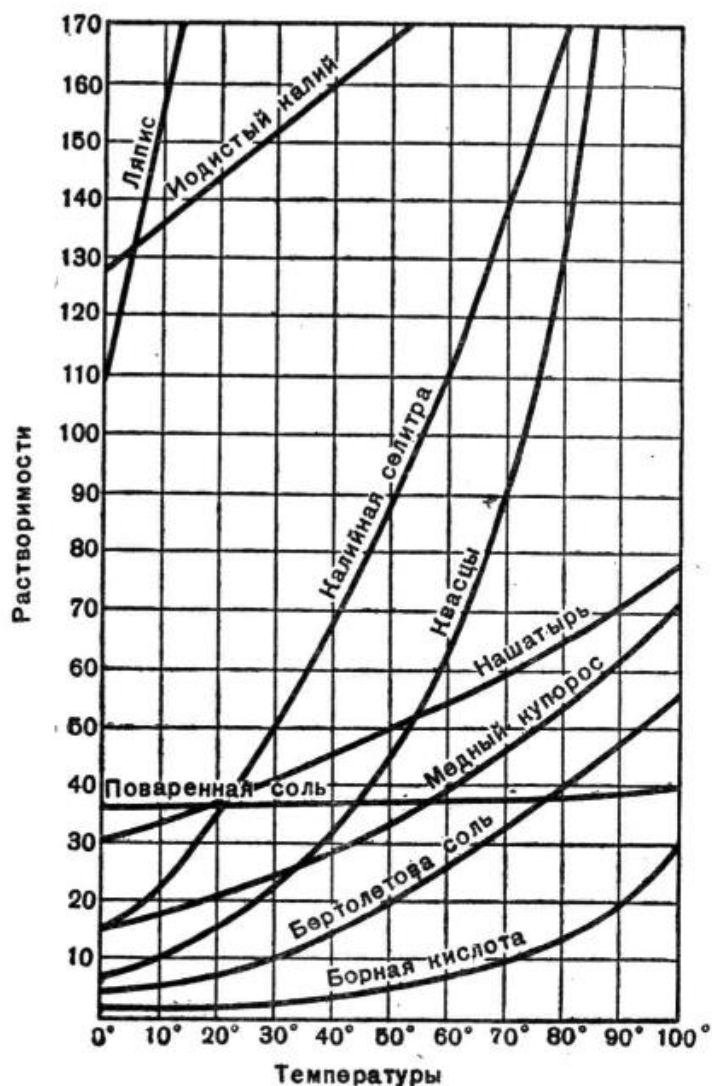


Рис. 26. Кривые растворимости.

число 40. Значит, в 100 г при 80° бертолетовой соли может раствориться 40 г.

Кривая растворимости показывает, что с повышением температуры растворимость твердых веществ увеличивается неодинаково: у одних (калийная селитра, квасцы) очень сильно, у других (бертолетова соль, борная кислота) сравнительно умеренно и у третьих (поваренная соль) совершенно незначительно.

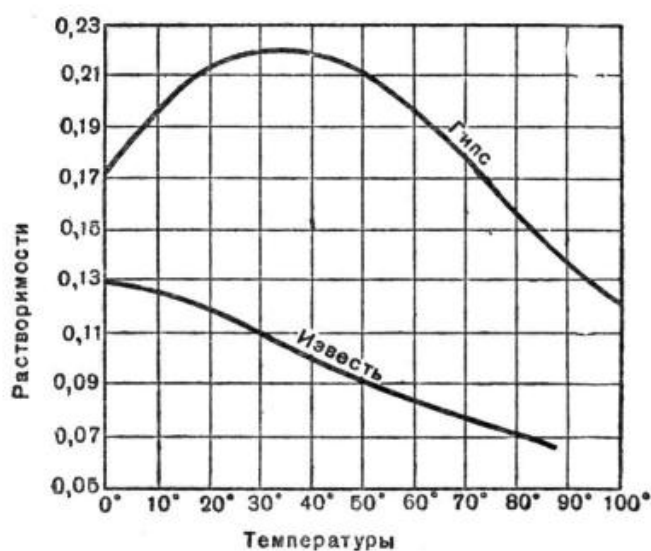


Рис. 27. Растворимость извести и гипса.

с повышением температуры растворимость не увеличивается, а, наоборот, уменьшается, а у гипса с повышением температуры растворимость сначала увеличивается, а потом уменьшается.

Растворимость газов с повышением температуры не увеличивается, как у твердых веществ, а, наоборот, уменьшается. Зависимость растворимости газов от температуры графически выражена на рисунке 28.

### § 7. Кристаллизация

Растворимость почти всех твердых веществ с повышением температуры увеличивается, а с понижением температуры уменьшается. На этом основано выделение растворенного вещества из раствора.

Если насыщенный раствор вещества, например селитры, получить при температуре кипения, а потом этот раствор постепенно охлаждать, то из раствора нач-

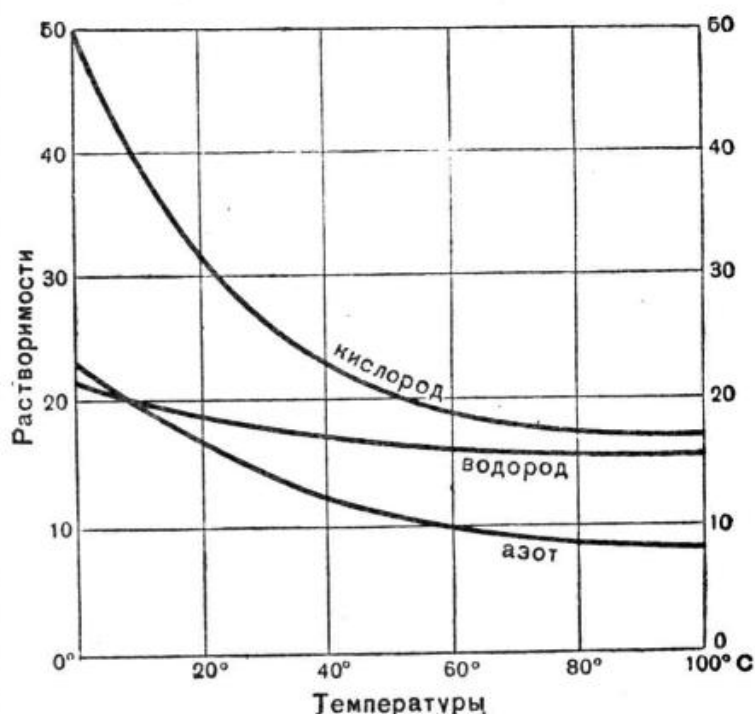


Рис. 28. Зависимость растворимости газов от температуры.



нут выделяться кристаллы селитры. При быстром охлаждении кристаллы получатся мелкие, при медленном — более крупные.

*Процесс выпадения кристаллов из раствора при его охлаждении называется кристаллизацией.*

Выпавшие из раствора кристаллы каждого вещества имеют свою совершенно определенную форму.

Явление кристаллизации имеет большое практическое значение. Например, при кристаллизации на заводе получают сахарный песок. Кристаллизация используется также как один из способов очистки веществ. Для этого загрязненное вещество сначала растворяют в горячей воде (или в других растворителях) и фильтруют. Потом насыщенный при кипении водный раствор постепенно охлаждают. Из раствора выпадают кристаллы химически чистого вещества.

## § 8. Процесс растворения

Что же происходит с веществом при его растворении? В чем сущность процесса растворения? Процесс растворения объясняется молекулярным строением веществ.

Как мы уже знаем, все вещества состоят из непрерывно движущихся молекул. Самопроизвольным, никогда не прекращающимся движением молекул, обусловлены такие явления, как диффузия, броуновское движение и др. Характером движения молекул определяется и различное состояние веществ: твердое, жидкое и газообразное.

Когда вещество попадает в воду, то под влиянием непрерывно движущихся молекул воды молекулы растворимого вещества начинают значительно легче отрываться. Свободные молекулы пронизывают воду по всем направлениям. Ударяясь о стенки сосуда, они резко изменяют свое направление и снова возвращаются на поверхность массы растворимого вещества (рис. 29).

Движение молекул происходит двусторонне: от массы растворимого вещества и обратно к этой же массе.

Процесс растворения можно ускорить различными способами: размельчением растворимого вещества, непрерывным перемешиванием жидкости, нагреванием раствора и др. Все эти средства лишь содействуют отрыву молекул от массы растворимого вещества и значительно ускоряют движение свободных молекул.

Процесс растворения состоит в том, что молекулы растворимого вещества сравнительно равномерно распределяются между молекулами растворителя.

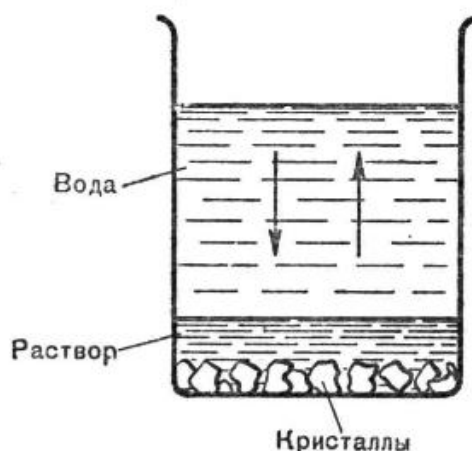


Рис. 29. Процесс растворения.

## § 9. Тепловые явления при растворении

При растворении происходят и такие явления, которые мы можем непосредственно наблюдать.

Нальем в пробирку (не больше  $\frac{1}{3}$ ) воды, имеющей температуру воздуха в комнате. Опустим в нее немного калийной селитры и хорошо взболтаем. Обратим внимание на температуру раствора — коснемся рукой дна пробирки. Жидкость в пробирке стала значительно холоднее.

Понижение температуры при растворении особенно заметно при демонстрации следующего опыта. В стакан (примерно на  $\frac{1}{4}$ )

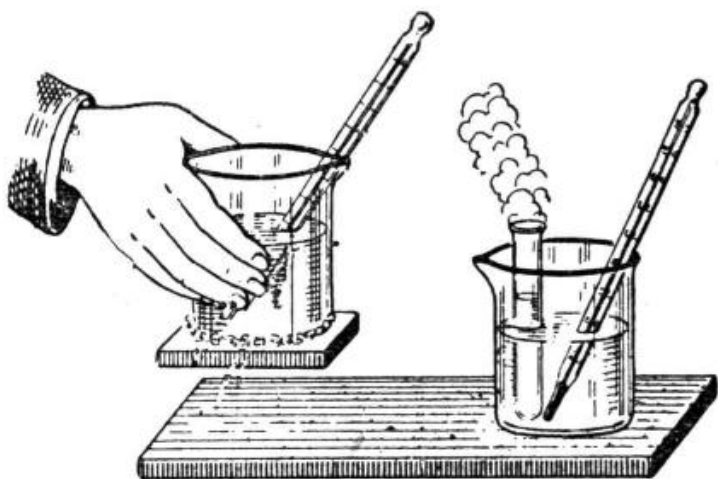


Рис. 30. Поглощение и выделение тепла при растворении веществ.

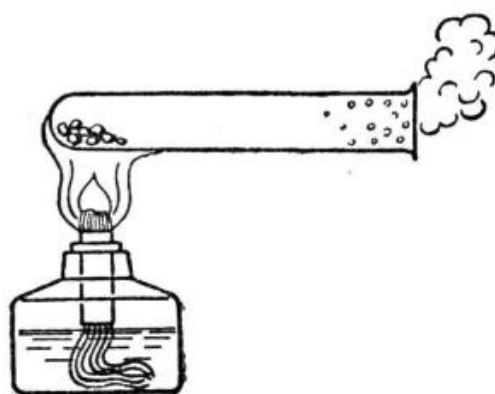


Рис. 31. Обезвоживание медного купороса.

наливают воды. В воду опускают термометр и замечают его показание. Дно стакана смачивают водой и ставят его на деревянную подставку. В стакан насыпают азотнокислый аммоний. Раствор все время тщательно помешивают стеклянной палочкой. Вскоре термометр показывает большое понижение температуры. Раствор охлаждается так сильно, что стакан даже примерзает к подставке (рис. 30).

При растворении некоторых веществ происходит не охлаждение, а, наоборот, разогревание раствора.

Возьмем в пробирку (не больше  $\frac{1}{3}$ ) воды и прильем к ней немного концентрированной серной кислоты. Пробирку осторожно встряхнем. Прикоснемся рукой ко дну пробирки. Дно пробирки становится горячим.

Разогревание раствора наблюдают и на следующем весьма наглядном опыте.

В стакан с водой опускают термометр и замечают его показание. В воду понемногу приливают концентрированную серную кислоту. Раствор все время тщательно помешивают стеклянной палочкой. Температура раствора быстро поднимается. Эфир в пробирке, опущенной в раствор, даже закипает (рис. 30).

Таким образом, при растворении веществ происходит иногда поглощение, а иногда, наоборот, выделение теплоты.

## § 10. Образование гидратов

Чем можно объяснить тепловые явления при растворении веществ?

Чтобы ответить на этот вопрос, проведем наблюдения за медным купоросом. В пробирке, как показано на рисунке 31, нагреем несколько кристалликов медного купороса. На внутренних стенках пробирки мы заметим капли выделяющейся воды.

Приподняв немного дно пробирки, чтобы вода стекала к холодной части пробирки, продолжим нагревание. Кристаллы медного купороса вскоре совсем разрушатся. Вся вода испарится. Вместо синих кристалликов в пробирке образуется белый порошок.

Охладим пробирку. К белому порошку прильем немного воды. Порошок снова посинеет, а дно пробирки станет горячим.

В другую пробирку возьмем несколько кристалликов медного купороса. Прильем немного воды и тщательно встряхнем. Кристаллы растворятся, а дно пробирки заметно охладится.

Значит, кристаллы медного купороса растворяются с поглощением теплоты, а обезвоженный порошок этой же соли растворяется, наоборот, с выделением теплоты.

Объясним этот факт.

Из наблюдения ясно, что кристаллики медного купороса в своем составе содержат воду, которая при нагревании кристаллов легко выделяется. Эта вода входит в состав не молекулы сернокислой меди  $\text{CuSO}_4$ , а лишь ее кристаллов. Ее называют кристаллизационной водой.

*Вещества, содержащие в своем составе кристаллизационную воду, называются кристаллогидратами.*

Медный купорос — кристаллогидрат. Его формула не  $\text{CuSO}_4$  (как мы в главе II § 9 уже отмечали), а  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Молекула медного купороса содержит пять молекул кристаллизационной воды. Формулу же  $\text{CuSO}_4$  имеет лишь обезвоженный порошок этой соли.

Кристаллогидраты образуют и другие вещества, например гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , кристаллическая сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , железный купорос  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и др.

Выяснение состава медного купороса помогает нам понять и самый процесс растворения медного купороса. Распад кристаллов медного купороса — явление физическое. Растворение же обезвоженного медного купороса — явление иного порядка. При этом к молекулам  $\text{CuSO}_4$  присоединяется кристаллизационная вода и выделяется теплота. Выделение же теплоты, как мы знаем, есть признак химического явления. Растворение обезвоженного медного купороса — явление химическое.

Растворение серной кислоты, как мы отмечали, сопровождается выделением большого количества теплоты. Здесь также происхо-

дит не только механическое распределение молекул серной кислоты между молекулами воды, но и химическое взаимодействие между этими веществами. Здесь также образуются своеобразные соединения серной кислоты с водой — гидраты  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и др. Только эти гидраты находятся в жидком состоянии. Гидратную теорию растворов впервые предложил и обстоятельно разработал наш великий русский химик Дмитрий Иванович Менделеев.

Таким образом, мы приходим к следующему заключению, что при растворении веществ в воде могут происходить явления и физические, и химические: растворение есть процесс физико-химический.

## § 11. Природа раствора

Мы знаем, что вещества при взаимодействии между собой образуют либо смесь, либо соединение.

А что же собой представляют растворы — смеси или соединения?

Для того чтобы решить этот вопрос, сравним растворы со смесями и соединениями.

1. Образование смесей — явление физическое. Это механическое распределение молекул одного вещества между молекулами другого вещества. В смеси молекулы веществ свои свойства сохраняют.

Образование соединений — явление химическое. Оно сопровождается выделением, а в ряде случаев поглощением теплоты. В соединении свойства образующих его веществ уже не сохраняются.

При растворении же веществ, как мы установили, могут происходить и физические, и химические явления. Молекулы растворимого вещества при этом либо сохраняются без всякого изменения, либо (как в случае растворения  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$  и др.) с молекулами растворителя образуют своеобразное соединение — гидраты, в котором молекулы растворимого вещества и растворителя не изменяются, а только присоединяются друг к другу.

Растворение похоже на образование смеси, и на образование соединений.

2. Смесь по составу неоднородна — не во всех своих частях одинакова; образующие смесь вещества нетрудно обнаружить. Соединение же совершенно однородно — свойство его во всех частях одинаково.

Раствор тоже однороден. Но он все-таки отличается от соединения. В соединении свойства образующих его веществ уже не сохраняются. В растворе же растворимое вещество и растворитель все еще не теряют своей самостоятельности.

По составу растворы похожи и на смеси, и на соединения.

3. Вещества смешиваются в любых, а соединяются в строго определенных количественных отношениях (на основе закона постоянства состава).

Растворяются же вещества по-разному. Некоторые вещества (как, например, спирт и вода) растворяются в любых отношениях. Большинство же веществ имеет предел — коэффициент растворимости.

В этом отношении растворы тоже похожи и на смеси и на соединения.

Таким образом, растворы строго нельзя отнести ни к смесям, ни к соединениям. Они занимают промежуточное положение между смесями и соединениями.

Растворы по своей природе представляют как бы переходную ступень от смесей к соединениям.

## § 12. Концентрация раствора

Когда мы говорим, что при  $80^\circ$  растворимость бертолетовой соли 40, это значит, что при  $80^\circ$  в 100 г воды максимально может раствориться 40 г бертолетовой соли. Значит, растворимость вещества определяет количественное соотношение между растворимым веществом и растворителем. Но это количественное соотношение характеризует только момент получения насыщенного раствора. Для определения же количественного соотношения между растворимым веществом и растворителем пользуются более широким понятием: **концентрация раствора**.

*Концентрацией раствора называется количество вещества, растворенное в определенном количестве растворителя.*

Растворимость также можно назвать концентрацией, но только концентрацией насыщенного раствора.

Для приготовления растворов вещество берут либо по объему, либо по весу. Когда говорят, что концентрация серной кислоты 1 : 5, это значит, что на каждые пять объемов воды в растворе берется один объем концентрированной серной кислоты. Когда говорят, что концентрация раствора поваренной соли 1 : 10, это значит, что на каждые десять весовых частей воды в растворе берется одна весовая часть поваренной соли.

Чаще же всего концентрацию растворов выражают в процентах. Различают растворы 10-процентные, 20-процентные и т. д. В 10-процентном растворе содержится растворенного вещества 10%; это значит, что в каждых 100 г данного раствора содержится 90 г воды и 10 г растворенного вещества.

Не следует смешивать понятий «насыщенный раствор» и «концентрированный рас-

т в о р». Далеко не всякий насыщенный раствор является раствором концентрированным и не всякий концентрированный раствор является насыщенным. У вещества с малым коэффициентом растворимости (например, у углекислого кальция  $\text{CaCO}_3$ , растворимость которого при обыкновенной температуре 0,00003 г) насыщенный раствор имеет концентрацию совершенно незначительную. У вещества же с большим коэффициентом растворимости (например, у сахара, растворимость которого при обыкновенной температуре 200 г) и далеко не насыщенный раствор может быть очень концентрированным.

## ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Какие примеси содержатся в природной воде?
2. Что такое взвесь?
3. Приведите примеры взвесей.
4. Что такое суспензия и эмульсия?
5. Приведите примеры суспензии и эмульсии.
6. Какая разница между взвесью и раствором?
7. Какое практическое значение имеют взвеси и растворы?
8. Приведите примеры растворов.
9. Какие растворы называются истинными и коллоидными?
10. Чем коллоидные растворы отличаются от истинных растворов?
11. Приведите примеры коллоидных растворов.
12. Какое практическое значение имеют коллоидные растворы?
13. Что такое растворитель?
14. Охарактеризуйте воду как растворитель.
15. Как обнаружить растворенные в воде газы?
16. Какие растворители вам известны помимо воды?
17. Что собой представляют амальгама и сплав?
18. Назовите вещества хорошо растворимые, плохо растворимые и практически нерастворимые.
19. Чем различаются между собой растворы насыщенные и ненасыщенные?
20. Что такое коэффициент растворимости?
21. Укажите коэффициенты растворимости наиболее распространенных веществ.
22. Какое влияние на растворимость газов оказывает давление?
23. Как с повышением температуры изменяется растворимость твердых и газообразных веществ?
24. Что такое кривые растворимости и каково их практическое значение?
25. Пользуясь кривой растворимости (рис. 26), решите следующие задачи:
  - а) Какова растворимость бертолетовой соли при  $40^\circ$ ?
  - б) В 100 г воды при  $65^\circ$  растворили 25 г бертолетовой соли. Какой получится раствор — насыщенный или ненасыщенный?
  - в) Насыщенный при  $80^\circ$  раствор бертолетовой соли охладили до  $50^\circ$ . Сколько граммов бертолетовой соли при этом выделится из 200 г раствора?
  - г) Насыщенный при  $30^\circ$  раствор бертолетовой соли нагрели до  $80^\circ$ . Сколько граммов бертолетовой соли еще потребуется на 150 г воды, чтобы при этой температуре раствор опять стал насыщенным?
26. При каких условиях происходит кристаллизация веществ и каково практическое значение этого процесса?
27. В чем сущность процесса растворения с молекулярно-кинетической точки зрения?

28. Назовите вещества, растворение которых в воде сопровождается охлаждением раствора.

29. Назовите вещества, растворение которых в воде сопровождается разогреванием раствора.

30. Объясните явления поглощения и выделения теплоты при растворении веществ.

31. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры.

32. Докажите, что раствор представляет собой как бы переход от смесей к соединениям.

33. Что называется концентрацией раствора?

34. Какова концентрация раствора, полученного растворением 5 г поваренной соли в 45 г воды?

## ГЛАВА IV

### ХЛОР, БРОМ И ЙОД.

Приступим к изучению отдельных химических элементов. Начнем с наиболее характерного металлоида — хлора.

#### § 1. Хлор (ат. вес 35,5)

Хлор в свободном состоянии — газ желто-зеленого цвета. Отсюда и его название «хлор» (греческое слово «хлорос» означает желтый).

Хлор имеет резкий удушающий запах. Он раздражает слизистые оболочки дыхательных путей, вызывает кашель и удушье. При вдыхании его более значительного количества появляется кровохарканье и может наступить смерть.

Хлор — газ тяжелый, примерно в  $2\frac{1}{2}$  раза тяжелее воздуха. Чистый хлор при повышенном давлении довольно легко превращается в жидкость. Для этого требуется давление всего лишь в 6—7 атмосфер.

Жидкий хлор хранят в специальных стальных сосудах — «баллонах» (рис. 32). В баллоне хлор находится под давлением своих паров, а при открытии баллона на воздухе он почти моментально переходит в газообразное состояние. В баллонах хлор и применялся для газовой атаки в первую мировую войну. Хлор как тяжелый газ распространялся над поверхностью земли в виде густого желтовато-зеленого облака (рис. 33).

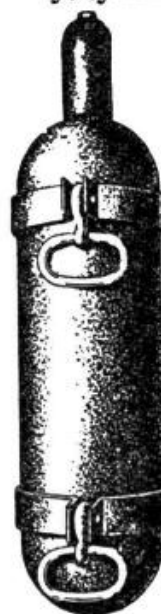


Рис. 32. Баллон с хлором.

Важно также еще одно свойство хлора — он сравнительно хорошо растворяется в воде. В 1 объеме воды растворяется 2,5 объема хлора. На этом свойстве и была основана первая защита от хлора — использование мокрых повязок. Повязки пропитывались взаимодействующими с хлором веществами: со-



Н. Д. Зелинский (1861 — 1953)

дой, гипосульфитом. Только после этого были использованы уже сухие противогазы (рис. 34).

Первый сухой противогаз разработал наш русский ученый Н. Д. Зелинский.

Николай Дмитриевич Зелинский—выдающийся советский химик. Он изобрел универсальный угольный противогаз. Впервые обратил внимание на кожно-нарывное действие случайно полученного им иприта. Открыл много важнейших реакций, особенно в области химической переработки нефти. С его именем связаны создание современной теории органического катализа, получение синтетического каучука, установление строения молекул простейших белковых веществ и др.

Н. Д. Зелинский имеет свыше 500 научных работ. Он награжден званием Героя Социалистического Труда.



Рис. 33. Газовое облако:



## § 2. Отношение хлора к металлам

Хлор в химическом отношении — один из самых активных элементов. Однако следует иметь в виду, что совершенно сухой хлор химически недейтелен — с другими веществами не взаимодействует. Хлор хранят в стальных баллонах и в больших количествах в особых железных баках, перевозят только в отсутствии влаги. При самом же незначительном количестве влаги хлор становится очень активным — хорошо взаимодействует с другими веществами, особенно с металлами.

С металлами хлор соединяется непосредственно.

Сурьма (порошок) в хлоре сама собой загорается (рис. 35). Образуется пятихлористая сурьма  $SbCl_5$  с некоторой примесью треххлористой сурьмы  $SbCl_3$  — белого цвета.

Железо (порошок), предварительно нагретое, в хлоре также загорается. Образуется хлорное железо  $FeCl_3$  бурого цвета.

Если в тугоплавкой стеклянной трубке нагревать металл натрий и через эту трубку пропускать хлор (рис. 36), то натрий тоже загорается и горит ослепительно ярким желтым пламенем. Образуется хлористый натрий  $NaCl$ :

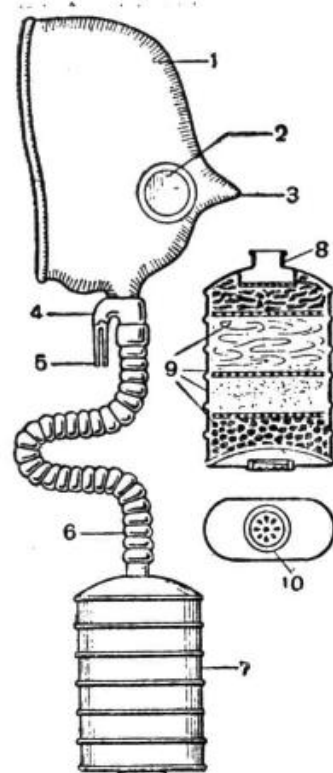
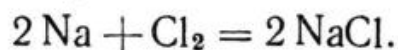


Рис. 34. Противогаз: 1 — маска, 2 — стекла (очки), 3 — отросток для протирания стекла, 4 — тройник, 5 — клапан для выдыхания, 6 — трубка, 7 — коробка, 8 — разрез коробки, 9 — решетки, разделяющие слои поглощающих веществ, 10 — клапан для выдыхания (коробка снизу).



Рис. 35. Горение сурьмы в хлоре.

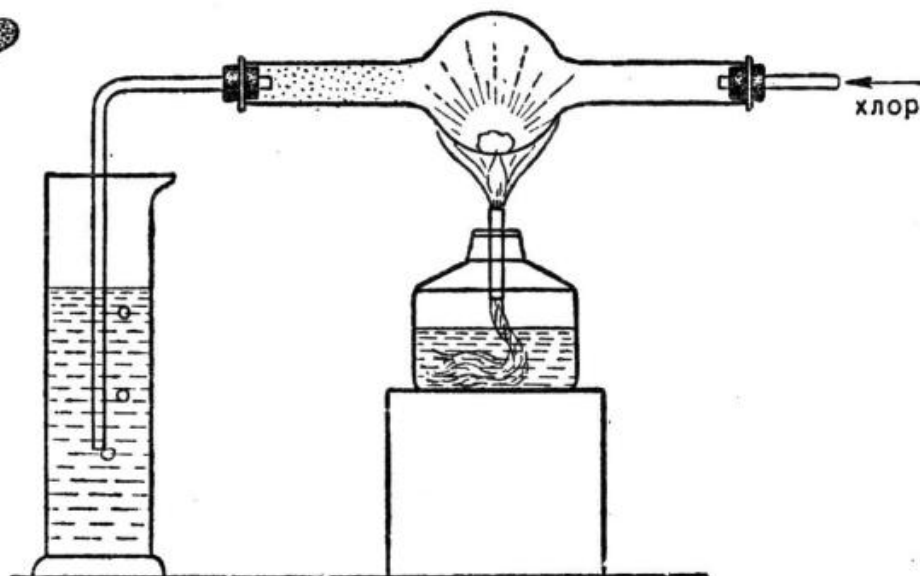


Рис. 36. Горение натрия в хлоре.

Другие металлы также взаимодействуют с хлором — одни сами загораются, а другие соединяются более спокойно. С х л о р о м могут непосредственно соединяться все металлы.

При непосредственном соединении хлора с металлами получают соли: поваренная соль, хлорное железо и др. Вот почему хлор в свободном состоянии в природе не встречается, а находится главным образом в соединениях с металлами — в виде солей: NaCl, KCl, MgCl<sub>2</sub> и др.

### § 3. Отношение хлора к металлоидам

С металлоидами хлор также активно взаимодействует. Только с кислородом он непосредственно не соединяется. Правда, соединения хлора с кислородом существуют, но все они получены не непосредственным соединением хлора с кислородом, а косвенным путем.

Из всех металлоидов лучше всего хлор взаимодействует с водородом. Это можно доказать, выполняя следующий опыт.

В два равных по объему

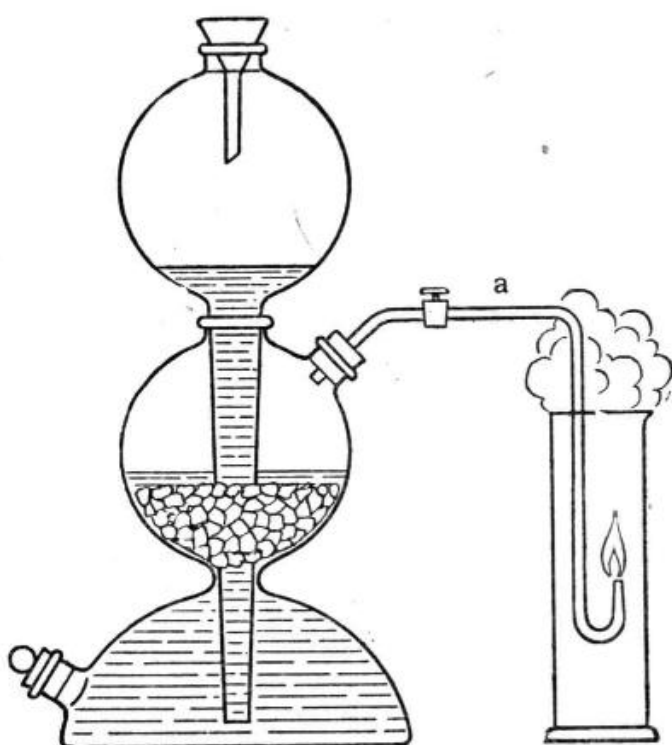


Рис. 37. Горение водорода в хлоре.

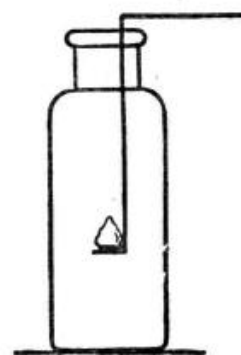
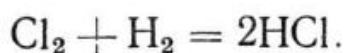


Рис. 38. Горение фосфора в хлоре.

цилиндра собрать газы — в один хлор, а в другой водород. Отверстия цилиндров соединить и газы перемешать. На цилиндры с полученной смесью направить яркий солнечный свет или свет горящего магния. Происходит сильный взрыв, подобный взрыву гремучего газа. Хлор соединяется с водородом. Образуется х л о р и с т ы й в о д о р о д HCl:



Можно сделать и иначе. Водород из прибора К и п п а, предварительно проверив на чистоту (рис. 144), зажечь; изогнутую

стеклянную трубку с горящим водородом опустить в цилиндр с хлором (рис. 37). Горение водорода в хлоре продолжается. Образуется также хлористый водород. При этом из отверстия появляются клубы тумана, так как хлористый водород жадно поглощает из воздуха влагу и образует мелкие капельки соляной кислоты. Соляную кислоту можно обнаружить так: прилить в цилиндр немного воды и подействовать лакмусом — лакмус краснеет.

Красный фосфор в хлоре сам загорается (рис. 38). Образуется треххлористый фосфор  $PCl_3$ .

Таким образом, мы видим, что хлор — очень активный химический элемент. Он довольно легко вступает в реакцию и непосредственно соединяется почти со всеми элементами.

Ознакомившись с горением веществ в хлоре, мы теперь должны несколько расширить наше представление о процессе горения. До сих пор мы горением считали быстрое соединение веществ с кислородом (глава II, § 2). Теперь же нам ясно, что горение может происходить и без кислорода.

*Горением называют всякую реакцию между данным веществом и газом с выделением теплоты и света.*

#### § 4. Отношение хлора к водородсодержащим сложным веществам

Хлор взаимодействует не только со свободным водородом, но и с водородом, находящимся в соединениях.

Зажженная стеариновая свеча (рис. 39) в банке с хлором продолжает гореть. При этом выделяется большое количество копоти. Это явление объясняется следующими обстоятельствами. Стеариновая свеча состоит из углерода, водорода и кислорода. Хлор при горении свечи соединяется с водородом. С другими же элементами — углеродом и кислородом — хлор непосредственно не соединяется. Углерод с кислородом образует при этом углекислый газ. Излишнее же количество углерода выделяется в свободном состоянии в виде копоти.

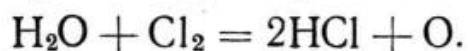
Бумажка, смоченная скипидаром, в хлоре сама загорается и горит также с выделением большого количества копоти; так как чистый скипидар состоит из водорода и углерода, хлор соединяется с водородом, а углерод (уголь) выделяется в свободном состоянии.

Хлор может отнимать водород и от такого соединения, как вода. Мы уже отмечали, что хлор в воде растворяется. Однако хлор в воде не только растворяется. Хлор разлагает воду — соединяется с водородом, а кислород вы-



Рис. 39. Горение свечи в хлоре.

деляется в свободном состоянии; кислород при этом выделяется не в виде молекул ( $O_2$ ), а в виде отдельных атомов (O):



Разложение воды хлором непосредственно наблюдают на таком опыте.

Приготавливают раствор хлора в воде. Этот раствор (желтовато-зеленоватого цвета) наливают в колбу. Колбу опускают в банку с водой (рис. 40). Через несколько десятков дней, а при ярком освещении значительно скорее раствор обесцвечивается и в колбе собирается достаточное количество кислорода, который можно обнаружить тлеющей лучинкой.

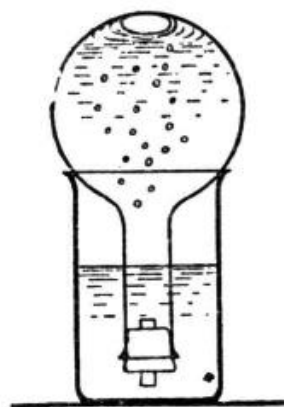


Рис. 40. Взаимодействие хлора с водой.

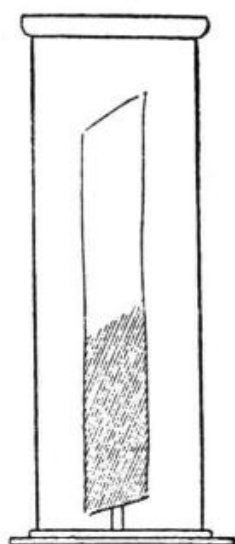


Рис. 41. Обесцвечивание ткани хлором.

О взаимодействии хлора с водой можно судить и на основании свойств получившейся при этом жидкости. Это уже не обычная вода. Свойства ее иные. Кусочек цветной ткани в обычной воде совсем не изменяется. Тот же кусочек цветной ткани в этой жидкости обесцвечивается. Эта жидкость в отличие от обычной воды называется х л о р н о й в о д о й.

Свободный кислород, находящийся в хлорной воде, обесцвечивает раствор индиго, чернила и т. п. В момент выделения в виде отдельных атомов кислород обладает очень сильной окислительной способностью.

Следует обратить внимание на то, что обесцвечивает краски именно атомарный кислород, а не х л о р. Та же цветная ткань в сухом виде, опущенная в сухой хлор, без наличия атомарного кислорода не обесцвечивается. На рисунке 41 показано, как мокрая часть цветной ткани в банке с хлором обесцвечивается, а сухая часть не обесцвечивается.

Хлорная вода довольно широко используется в практической жизни как белящее средство.

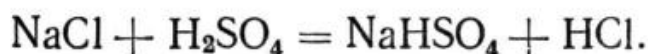
## § 5. Хлористый водород

Мы уже отмечали, что при взаимодействии хлора с водородом получается х л о р и с т ы й в о д о р о д  $HCl$ . При растворении хлористого водорода в воде получается с о л я н а я к и с л о т а. Хлористый водород и соляная кислота — важнейшие соединения хлора.

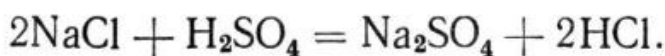
Хлористый водород, как мы знаем, может получаться при непосредственном соединении хлора с водородом. В лаборатории хлористый водород получают также из природного соединения — поваренной соли.

Собирают прибор, как показано на рисунке 42. В пробирку *a* насыпают немного поваренной соли и приливают серной кислоты в таком количестве, чтобы она только смочила соль. Конец газотводной трубки опускают в другую, совершенно сухую пробирку *b*.

Реакция начинается уже при обыкновенной температуре, но идет довольно медленно: при этом выделяется хлористый водород и образуется кислый сернокислый натрий  $\text{NaHSO}_4$ :



При нагревании же эта реакция проходит быстрее и с образованием уже не кислой, а средней соли — сернокислого натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



Собирающийся в пробирке хлористый водород незаметен. Хлористый водород — бесцветный газ. Он немного, примерно в  $1\frac{1}{3}$  раза, тяжелее воздуха, поэтому его собирают (рис. 42) в открытую пробирку. Обнаруживают его по резкому раздражающему запаху.

Когда пробирка *b* наполнится хлористым водородом, то у ее отверстия появляется белый «дымок», так как хлористый водород с влагой воздуха образует мельчайшие капельки соляной кислоты.

Чтобы наблюдать растворимость хлористого водорода, пробирку с собранным газом закрывают большим пальцем, переворачивают, опускают в чашку с водой и палец отнимают. Хлористый водород в воде растворяется настолько хорошо, что в пробирке создается пустое пространство, и она сразу же почти полностью заполняется засосавшейся в нее жидкостью (рис. 43).

В одном объеме воды при обыкновенной температуре растворяется около 500 объемов хлористого водорода.

В пробирке образуется раствор хлористого водорода. Лакмус в нем краснеет. Это уже с о л я н а я к и с л о т а.

## § 6. Соляная кислота

Растворимость хлористого водорода и получение соляной кислоты демонстрируют еще более наглядно. Сухую склянку *B* наполняют хлористым водородом, закрывают плотно зажимом и, как показано на рисунке 43, соединяют с другой склянкой *A*, наполненной подкрашенной синим лакмусом водой. Зажим *b* на соединяющей склянку резиновой трубке снимают, а через другую трубку *d* вдувают воздух. Давлением воздуха вода из склянки поднимается по трубке вверх. Как только хотя несколько капель воды попадают

в склянку с газом, хлористый водород почти моментально растворяется. В склянке образуется сильно разреженное пространство. Благодаря атмосферному давлению в это пространство по трубке из склянки А вырывается непрерывная струя воды. От раствора хлористого водорода (соляной кислоты) фиолетовый лакмус краснеет. Наблюдается довольно долго действующий своеобразный цветной фонтан.

В описанных опытах при растворении хлористого водорода получается очень слабый раствор соляной кислоты. Соляную кислоту более концентрированную и в более значительном количестве можно получить в специальном приборе (рис. 44).

В этом приборе хлористый водород поглощается водой в нескольких банках. Наиболее концентрированная соляная кислота получается во второй банке.

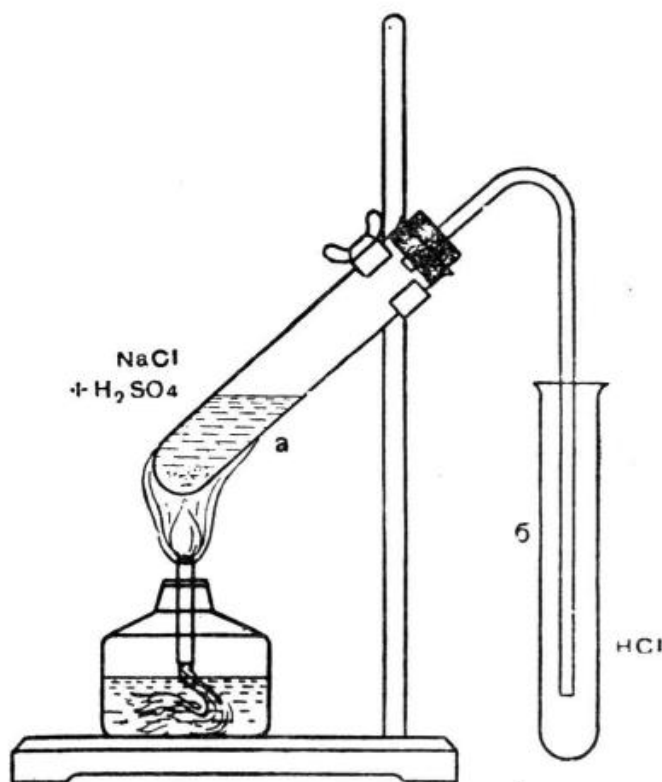


Рис. 42. Получение хлористого водорода.

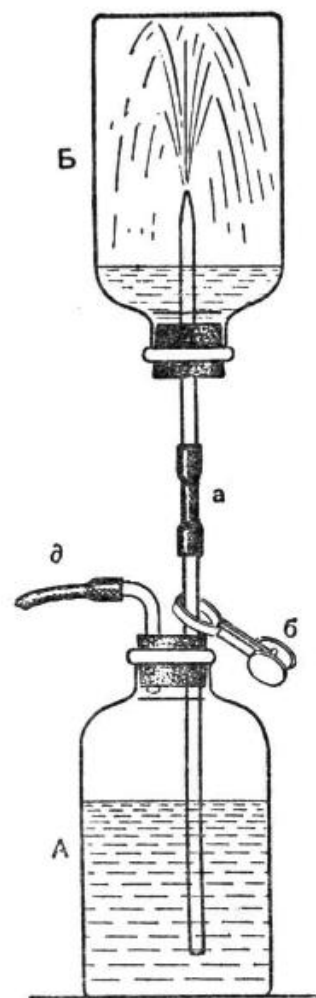
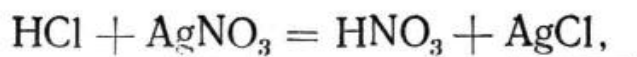


Рис. 43. Растворение хлористого водорода.

Концентрированная соляная кислота на воздухе «дымит»: из нее выделяется газообразный хлористый водород, который с влагой воздуха, как мы уже отмечали, образует мельчайшие капельки соляной кислоты. Разбавленная же соляная кислота на воздухе не «дымит».

Соляную кислоту можно отличить от других кислот с помощью раствора азотнокислого серебра  $\text{AgNO}_3$ . Азотнокислое серебро только с соляной кислотой дает творожистый осадок  $\text{AgCl}$ :



который не растворяется в разбавленной азотной кислоте.

Азотнокислое серебро служит для обнаружения не только соляной кислоты, но и ее солей. С солями соляной кислоты (NaCl, KCl, MgCl<sub>2</sub> и др.) азотнокислое серебро также дает осадок AgCl. Этот осадок в отличие от осадков, образуемых азотнокислым серебром с солями других кислот, в азотной кислоте не растворяется. Азотнокислое серебро AgNO<sub>3</sub> является реактивом на соляную кислоту и ее соли.

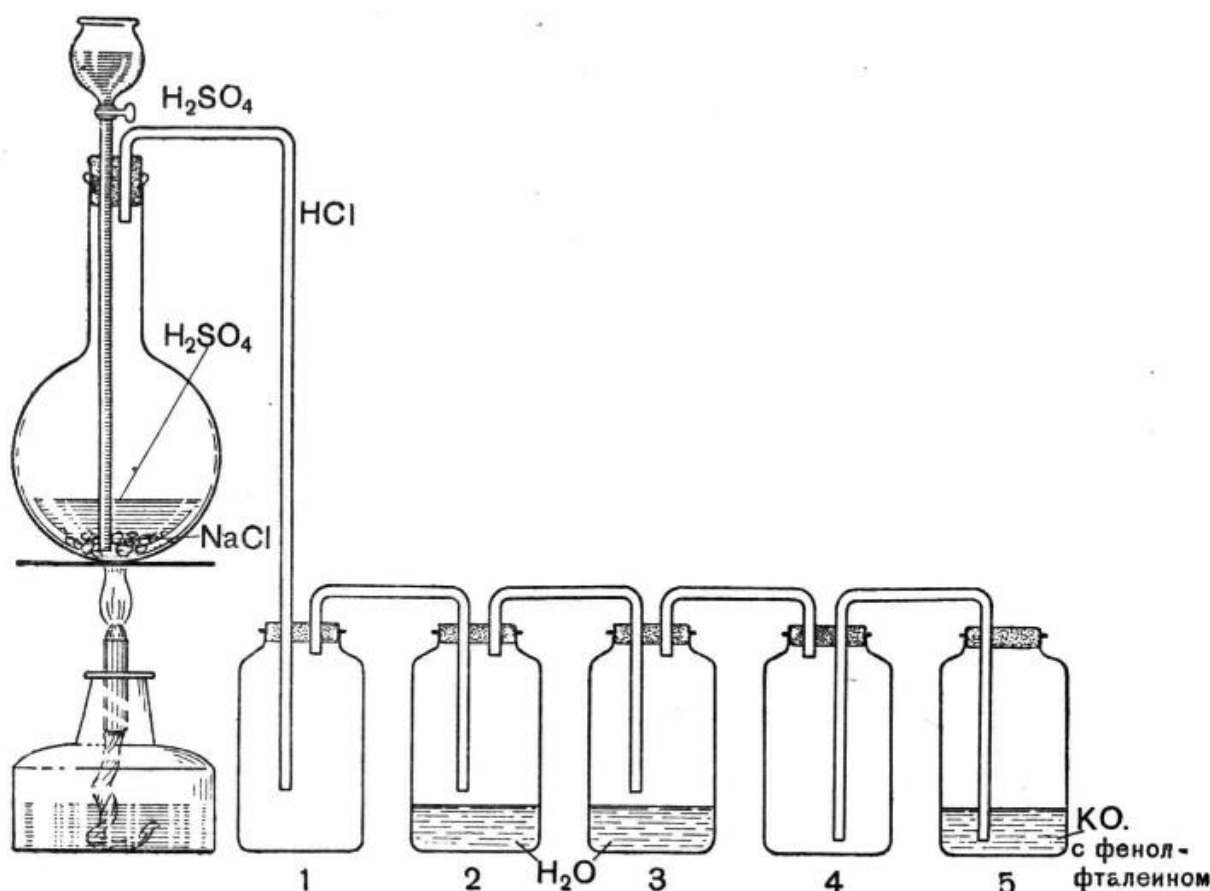


Рис. 44. Получение соляной кислоты в лаборатории.

Применяется соляная кислота в лаборатории для получения хлора, а в технике — в паяльном деле, в кожевенной промышленности (при специальной обработке кож), а также в химической промышленности — для получения ее солей.

### § 7. Получение соляной кислоты в промышленности

Долгое время соляную кислоту в промышленности получали взаимодействием поваренной соли с концентрированной серной кислотой:



Так как при этом, помимо соляной кислоты, получался еще и сульфат натрия ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), то этот способ называется с у л ь ф а т н ы м (рис. 45).

В сульфатном способе происходит самый процесс взаимодействия поваренной соли с серной кислотой в сульфатной печи, а поглощение образовавшегося хлористого водорода водой — в ос-

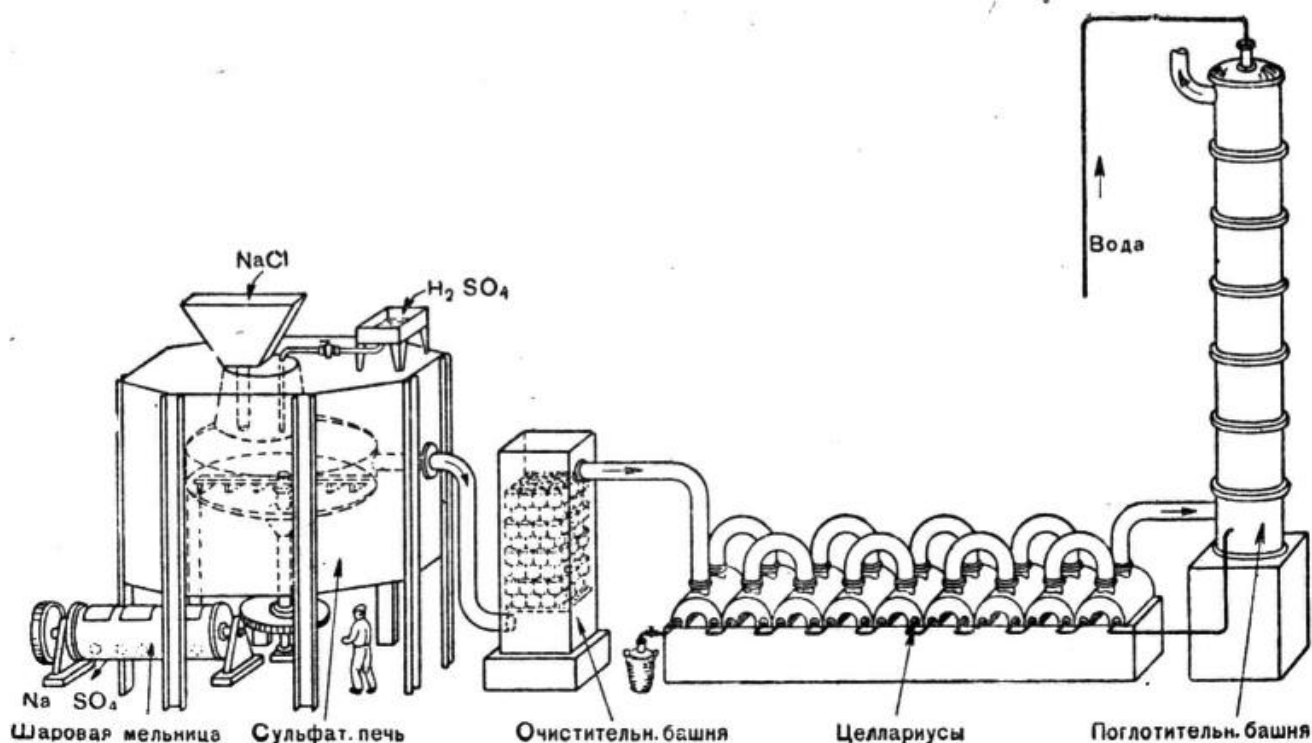


Рис. 45. Производство соляной кислоты сульфатным способом.

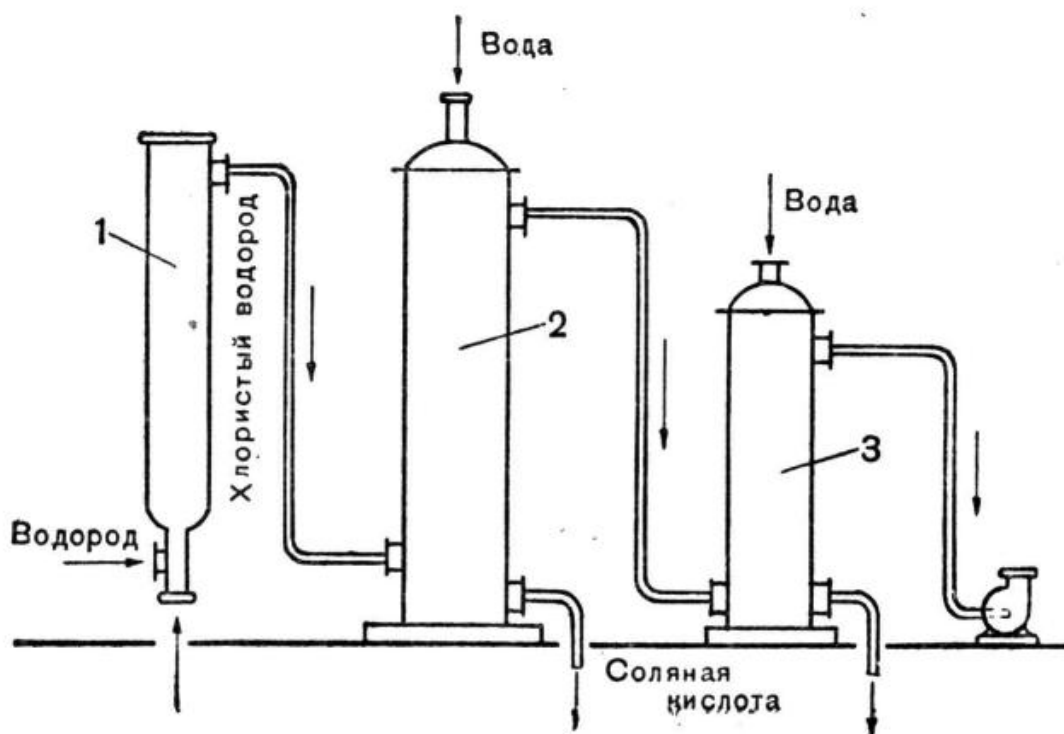
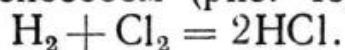


Рис. 46. Производство соляной кислоты синтетическим способом.

бых сосудах, так называемых целлариусах, расположенных с небольшим уклоном в сторону печи.



Последнее время соляную кислоту стали получать в промышленности непосредственным взаимодействием водорода с хлором — синтетическим способом (рис. 46):



Синтез соляной кислоты в промышленности, как и в лаборатории, составляет две стадии: 1) взаимодействие хлора с водородом — образование хлористого водорода и 2) поглощение хлористого водорода водой.

Образование хлористого водорода (сжигание водорода в хлоре) происходит в так называемой контактной печи, сделанной из нержавеющей стали или кварца. Из контактной печи хлористый водород поступает в поглотительную колонну, облицованную изнутри кислотостойкой пластмассой. Здесь хлористый водород охлаждается до 200—250° и лучше поглощается водой. Поглотительная колонна заполнена керамическими кольцами, увеличивающими поверхность соприкосновения хлористого водорода и воды, передвигающихся по принципу противотока. В первой колонне все-таки поглощается не весь хлористый водород. Для последующего его поглощения существует вторая колонна. В первой колонне поглощения получается соляная кислота более концентрированная. Движение газов через всю производственную установку осуществляется под действием специального насоса.

Полученная синтетическим способом кислота значительно чище и концентрированнее кислоты, полученной сульфатным способом.

Необходимые для производства соляной кислоты исходные продукты — хлор и водород — получают электролизом раствора поваренной соли; таким образом, сырьем для получения соляной кислоты синтетическим, как и сульфатным способом, служит поваренная соль.

## § 8. Соли соляной кислоты

Наиболее распространенной в природе и практически важной солью соляной кислоты является хлористый натрий, или поваренная соль  $\text{NaCl}$ .

Поваренная соль находится в воде морей (около 3%), некоторых озер и соляных источников, а также в виде залежей каменной соли. Природные запасы хлористого натрия в СССР буквально неисчерпаемы. Особенно большие запасы каменной соли имеют месторождения: Илецкое — в 70 км от Чкалова, Брянцевское — около Артемовска, Соликамское — в верховьях Камы.

В зависимости от характера залегания каменную соль добывают или прямо с поверхности, или под землей. Иногда же для добычи соли устраивают буровые скважины; через скважину в пласт соли подают воду; полученный раствор выкачивают на поверхность земли и выпаривают.

Из воды морей (Черного и Каспийского) поваренная соль получается выпариванием. Для этого на берегу моря делают громад-

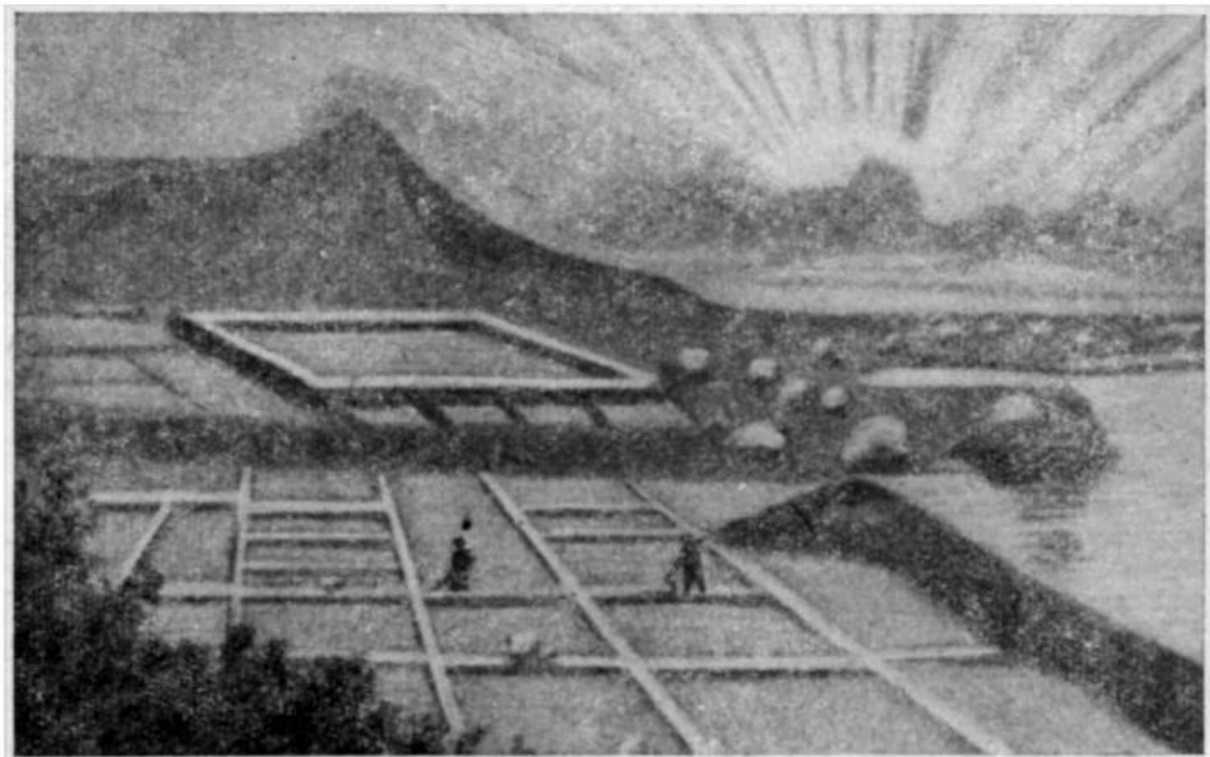


Рис. 47. Добывание соли из морской воды.

ные водоемы — бассейны — и располагают их на различной высоте подобно лестнице, уступами (рис. 47). Накачивают воду сначала в верхние бассейны. От солнца эта вода частично испаряется. Более густой рассол спускают в следующие бассейны, а в верхние опять накачивают морскую воду. В каждом последующем бассейне рассол делается все гуще и гуще. В конце концов рассол ста-

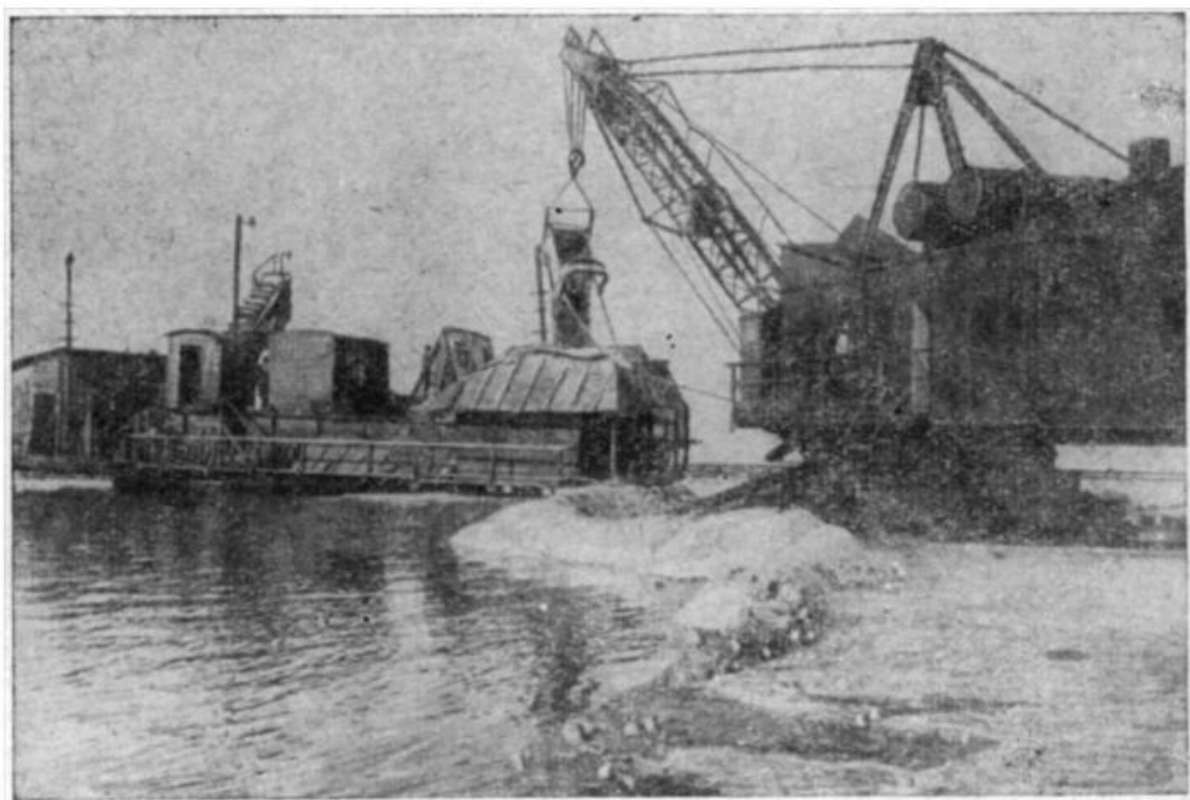


Рис. 48. Механизация соляных промыслов

новится насыщенным поваренной солью, и она выпадает в виде кристаллов.

Во многих озерах вода представляет собой насыщенный раствор поваренной соли. В летнее время вода этих озер испаряется, а соль осаждается на дно. Такая соль называется самосадочной солью.

Из соляных озер СССР наиболее замечательны Эльтон и Баскунчак. Площадь Баскунчакского озера около 100 км<sup>2</sup>. В летнее

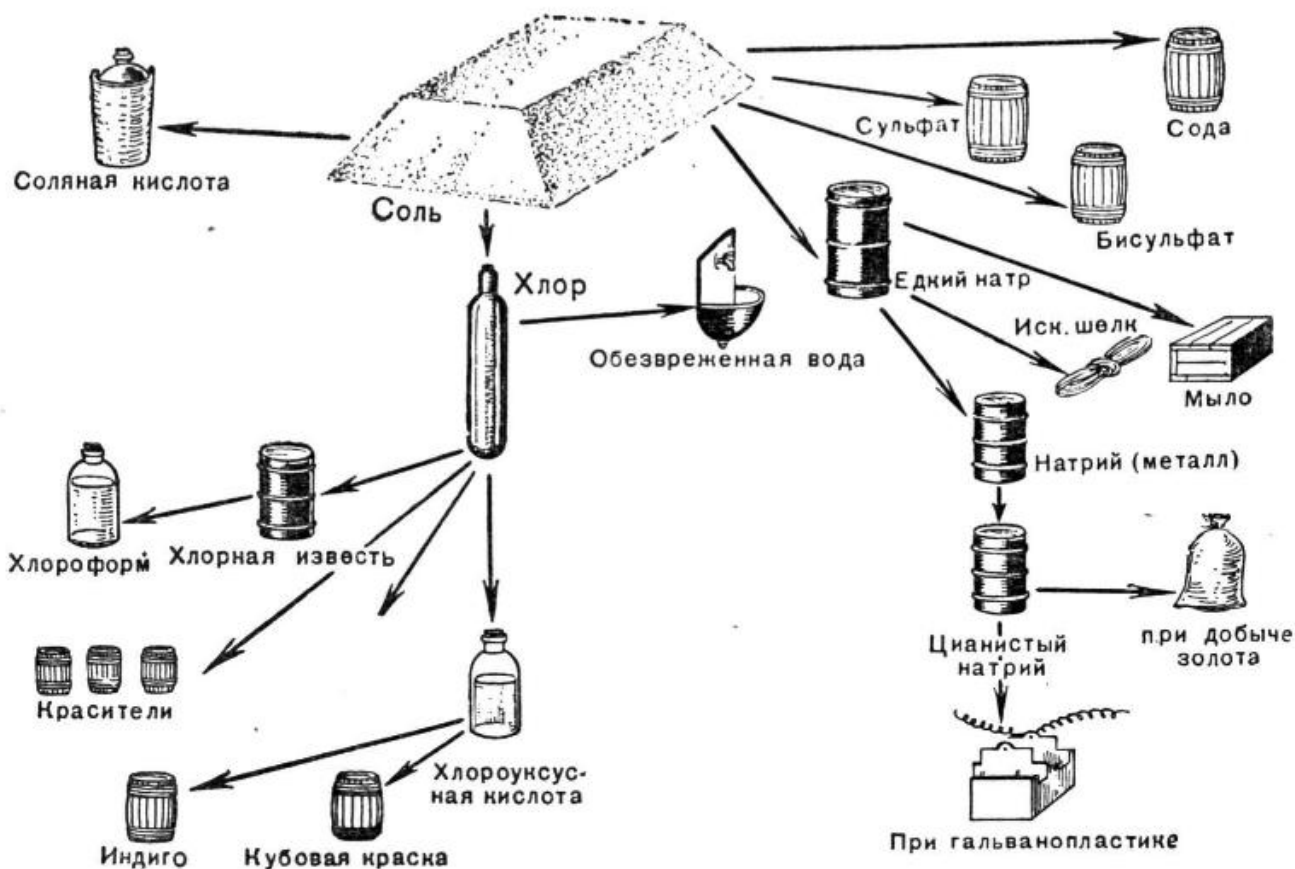


Рис. 49. Продукты из поваренной соли.

время вода из него испаряется и озеро превращается в белоснежную соляную равнину толщиной более 250 м. Раньше эта соль выбивалась ломанами и вывозилась на верблюдах. Теперь этот процесс механизирован. Машина вырезает глыбы соли весом до 2 т и передает их в дробилки. Тут же по поверхности озера проложен рельсовый путь для железнодорожных вагонов (рис. 48).

Поваренная соль имеет очень большое практическое значение. Она идет в пищу, применяется для консервирования скоропортящихся продуктов и особенно широко в химической промышленности — как сырье для получения большого количества других важнейших веществ: хлора, соляной кислоты, едкого натра, соды и многих других (рис. 49).

Вместе с поваренной солью обычно встречается и другая соль соляной кислоты — хлористый калий  $KCl$ .

Хлористый калий — одно из важнейших минеральных удобрений. Без калия растение нормально разви-

ваться не может. На рисунке 50 показано развитие растения при разных условиях: в присутствии всех необходимых для жизни растения веществ (I) и в присутствии всех необходимых веществ за исключением калия (II).

Громадные залежи калийных солей находятся у нас в Соликамском районе — между предгорьями Урала и р. Камой на большой площади. По своему богатству эти залежи являются первыми в мире. Хлористый калий здесь залегает главным образом в составе минералов сильвинита и карналлита. Сильвинит представляет собой соединение, состоящее из двух, еще сохранивших свою самостоятельность молекул: хлористого калия и хлористого натрия; состав сильвинита  $KCl \cdot NaCl$ . Состав карналлита  $KCl \cdot MgCl_2$ . Соликамский химический комбинат добывает такое количество соли, которое не только обеспечивает калийными удобрениями наше сельское хозяйство, но и позволяет вывозить соль за границу.



Рис. 50. Значение калия для жизни растений.

## § 9. Получение хлора

Хлор — химически активный элемент. В свободном виде он в природе не встречается. Его получают при разложении (электрическим током) поваренной соли  $NaCl$  и окислении соляной кислоты  $HCl$ .

В лаборатории хлор получают из соляной кислоты.

Чтобы из соляной кислоты освободить хлор, на соляную кислоту действуют окислителями, т. е. веществами, легко отдающими свой кислород, необходимый для отнятия от хлора соединенного с ним водорода. В качестве окислителей используют, например, бертолетову соль  $KClO_3$ .

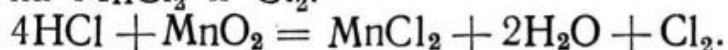
В пробирку с бертолетовой солью приливают немного соляной кислоты. Бертолетова соль  $KClO_3$  разлагается на кислород и хлористый калий. Кислород в момент выделения, как мы уже указывали при ознакомлении с хлорной водой, отличается особой химической активностью. Кислород отрывает от молекулы соляной кислоты водород и образует воду. Хлор же при этом освобождается.

Эту реакцию можно выразить в следующем виде:

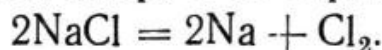


В лаборатории для получения хлора используют наиболее дешевый природный окислитель — двуокись марганца  $MnO_2$ .

В пробирку (рис. 51) с двуокисью марганца приливают концентрированную соляную кислоту. Пробирку осторожно нагревают. Двуокись марганца при этом теряет свой кислород. Кислород в момент выделения взаимодействует с водородом соляной кислоты и образует воду. Освободившийся хлор соединяется с марганцем и образует соединение  $MnCl_4$ . Но это соединение очень непрочное. Оно сразу же разлагается на  $MnCl_2$  и  $Cl_2$ :



В промышленности хлор получают из поваренной соли действием на нее электрического тока, электролизом. Берут насыщенный раствор поваренной соли и пропускают через него электрический ток. На положительном электроде выделяется хлор, а на отрицательном натрий:



Выделяющийся натрий сразу же взаимодействует с водой, вытесняет из нее водород и образует едкий натр  $NaOH$ :

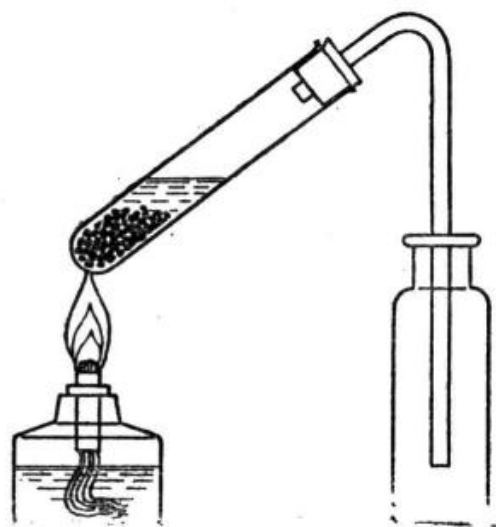
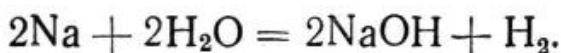


Рис. 51. Получение хлора в лаборатории.

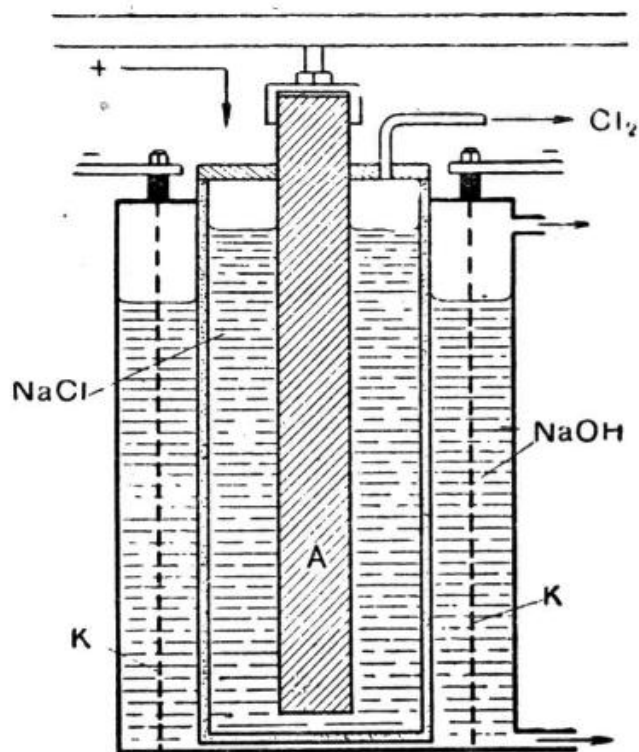


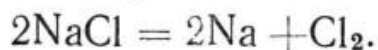
Рис. 52. Электролиз раствора поваренной соли.

При электролизе раствора поваренной соли получается три продукта: хлор, водород и едкий натр. Все эти три продукта имеют промышленное значение.

На рисунке 52 изображена схема прибора для электролиза поваренной соли. Посередине сосуда, в котором ведется электролиз, сделана пористая перегородка для отделения хлора от едкого натра. На отрицательном электроде выделяется водород, в растворе образуется щелочь, а на положительном электроде собирается хлор.

За последнее время хлор больше получают электролизом не раствора, а самой поваренной соли в ее расплавленном состоянии. При этом получают прямо хлор и натрий.

На рисунке 53 показана схема этого процесса. Поваренную соль расплавляют в огнеупорном закрытом сосуде *а*. В этот сосуд опущены угольные стержни *е*, служащие положительным электродом. В этот же сосуд опущен колокол *бб* с металлической пластинкой *в*, служащей отрицательным электродом. Расплавленная поваренная соль при действии электрического тока разлагается:



На положительном электроде выделяется хлор, а на отрицательном — металлический натрий.

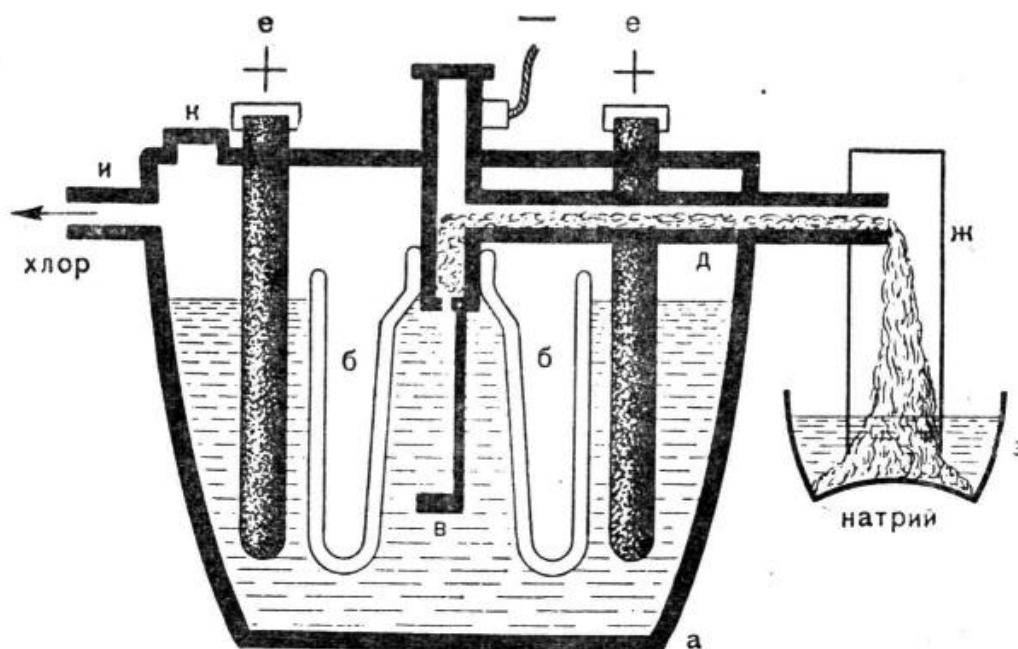


Рис. 53. Получение хлора в промышленности.

Н а т р и й — металл очень легкий (легче воды). Он всплывает вверх и по трубке *д* в расплавленном состоянии стекает в сосуд *з*, наполненный минеральным маслом, которое защищает металл от кислорода воздуха. Под минеральным маслом натрий охлаждается и сохраняется. Хлор же по особой трубке *и* отводят в другое место, где его охлаждают — превращают в жидкость, которой и наполняют специальные баллоны (рис. 32) для дальнейшего практического использования.

## § 10. Применение хлора

Применение хлора, как и всякого другого вещества, основано на его характерных свойствах.

Как газ тяжелый и удушливый, хлор в первую мировую войну был использован в качестве боевого отравляющего вещества. Сделали это немцы. 22 апреля 1915 г. на западном фронте немцы провели первую газовую атаку против английской и французской армий. Для последних нападение было полной неожиданностью. Более 5000 трупов осталось на месте, а общее число пострадавших

превышало 15 000 человек. Вскоре, в ночь на 18 мая, под Балимовым немцы впервые атаковали хлором и русские войска. В результате этой атаки было отравлено свыше 9000 человек, из них 6183 умерло.

Теперь хлор свое боевое значение уже потерял. Но он, как известно, использовался для приготовления целого ряда сложных веществ, таких, как фосген, иприт, льюизит и др.

Широкое применение имеет хлор и в мирной жизни. Хлор, взаимодействуя с водой, как мы знаем, образует соляную кислоту и освобождает атомарный кислород. Оба эти вещества убивают находящиеся в воде бактерии. Поэтому хлор используют для обезвреживания воды (на городских водопроводах). От прибавления самого незначительного количества хлора, почти совсем незаметного на вкус и не действующего на организм, природная вода становится безвредной.

В качестве сильно дезинфицирующего средства применяется также соединение хлора — хлорная известь. Хлорная известь — вещество крайне непрочное и очень легко выделяет свободный хлор. Именно поэтому хлорной известью и засыпают всякие места, могущие служить распространителями заразы, — выгребные ящики, мусорные ямы, уборные и т. д.

Хлор используется как одно из средств борьбы с сусликами, саранчой, долгоносиком и прочими вредителями сельского хозяйства. Раньше для уничтожения сусликов хлор выпускали непосредственно в их норки. За последнее же время для борьбы с сусликами вместо хлора стали применять более удобное его соединение — жидкость хлорпикрин.

Хлор применяется также для беления тканей, приготовления красок, лекарственных веществ, хлорной извести и т. д.

За последнее время, как мы уже отмечали (глава IV, § 7), хлор расходуется и для получения соляной кислоты — непосредственным соединением хлора с водородом.

## § 11. Бром и йод

Ознакомимся еще с двумя типичными металлоидами — с бромом и йодом.

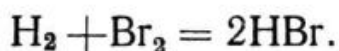
Бром  $\text{Br}$  (ат. вес 80) — тяжелая (в три с лишним раза тяжелее воды) жидкость красно-бурого цвета. Жидкость эта легко образует красно-бурые пары с очень резким неприятным запахом. Отсюда и название брома: слово «бром» значит «зловонный».

Жидкий бром вызывает на коже сильные, долго не заживающие ожоги. Пары брома сильно раздражают слизистые оболочки и вызывают удушье.

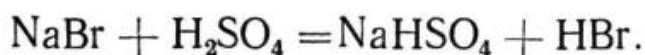
В воде бром хорошо растворяется и образует бромную воду, обладающую, как и хлорная вода, окислительными свойствами.

Бром легко соединяется со многими металлами.

При нагревании бром соединяется с водородом и образует бромистый водород  $\text{HBr}$ :



При взаимодействии бромистого натрия  $\text{NaBr}$  с концентрированной серной кислотой получается бромистый водород  $\text{HBr}$ :

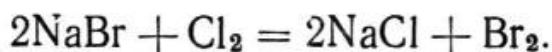


Бромистый водород, как и хлористый водород, — бесцветный газ, на воздухе дымит. При растворении в воде он образует бромистоводородную кислоту, похожую по своим свойствам на соляную.

Бром, как химически активный элемент, в свободном виде в природе не встречается. Бром можно получить из бромистоводородной кислоты с помощью тех же окислителей, которые применяются для получения хлора.

По химическим свойствам бром очень похож на хлор. Он взаимодействует с теми же веществами, с какими взаимодействует и хлор, только бром менее активен, чем хлор.

Бром из соединений (например, из бромистого натрия) можно вытеснить хлором. Этим свойством также пользуются для получения брома:



Так главным образом и получают бром в производстве. Сырьем для получения брома служат его природные соединения — соли бромистоводородной кислоты. Богатейшим источником соединений брома является наше Соликамское месторождение. Кроме того, эти соли добываются из рассола ряда озер, например Сакского озера в Крыму, а также из буровых скважин нефтеносных районов.

Бром применяется для изготовления некоторых красителей, лекарственных и отравляющих (слезоточивых) веществ.

Широкое применение имеют бромистый натрий  $\text{NaBr}$  и бромистый калий  $\text{KBr}$  — в медицине, как вещества, успокаивающие нервную систему, бромистое серебро  $\text{AgBr}$  — для приготовления фотографических пластинок, бумаги, пленок, кинолент.

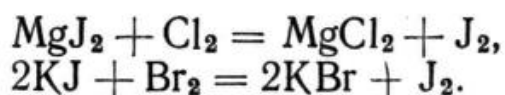
Йод  $\text{I}$  (ат. вес 127) в свободном состоянии — твердое вещество темного цвета. Кристаллы йода имеют металлический блеск.

Йод в воде почти не растворяется, а хорошо растворяется в спирте и некоторых других растворителях (эфире, бензоле, бензине и др.). В медицине как дезинфицирующее средство применяется не чистый йод, а его спиртовой (примерно 10-процентный) раствор.

При нагревании йод соединяется с водородом и образует йодистый водород  $\text{HI}$ , водный раствор которого представляет собой йодистоводородную кислоту.



Йод соединяется со многими металлами. Однако йод менее активен, чем хлор и бром. Из йодистых соединений йод вытесняется хлором и бромом:



Таким методом йод и получают в производстве из природных соединений.

Йод в свободном виде в природе не встречается. Незначительное количество соединений йода содержится в воде морей, озер и источников. В царской России йод совсем не добывался. Теперь он добывается главным образом из морских водорослей и из вод нефтяных месторождений. Последний способ наша страна применила первая в мире.

Йод широко применяется в медицине как в виде йодной тинктуры, так и в виде целого ряда важнейших соединений, например йодистого калия, йодоформа и др.

Йод является также необходимой составной частью организма животных и человека.

## § 12. Группа галогенов

Хлор, бром и йод различны по физическим свойствам. В химическом же отношении они очень сходны.

Например, они соединяются с водородом и образуют бесцветные газообразные вещества, растворы которых — сходные по свойствам — **кислоты**.

$\text{HCl}$  — хлористоводородная (соляная),

$\text{HBr}$  — бромистоводородная,

$\text{HI}$  — йодистоводородная.

Все они непосредственно соединяются с металлами и образуют аналогичного состава **соли**:

$\text{NaCl}$  — хлористый натрий,

$\text{NaBr}$  — бромистый натрий,

$\text{NaI}$  — йодистый натрий.

В соединениях (за исключением кислородных) все они одновалентны.

На этом основании мы можем отметить следующую **общую закономерность**: хлор, бром и йод как химические элементы образуют группу сходных элементов.

Так как все элементы этой группы непосредственно с металлами образуют соли, то эту группу называли **галогены** (или иначе **солеводы**, от греческого слова «галос», что значит **соль**).

Все галогены вступают в одинаковые химические реакции, но их химическая активность неодинакова; самый активный — хлор, затем бром и, наконец, йод. К галогенам относится также фтор — металлоид, еще более активный, чем хлор; на изучении его мы не останавливаемся.

Степень химической активности отдельных галогенов находится в тесной, неразрывной связи с их основным свойством—атомным весом: самый легкий фтор (ат. вес 19), затем хлор (ат. вес 35,5), бром (ат. вес 80) и, наконец, йод (ат. вес 127).

На этом основании мы можем отметить еще одну **общую закономерность**: у галогенов, как типичных металлоидов, по мере возрастания атомного веса степень химической активности уменьшается.

## ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Перечислите физические свойства хлора.
2. Где практически используется хлор?
3. Почему хлор не находится в природе в свободном состоянии?
4. Что вам известно об отношении хлора к металлам?
5. Как хлор относится к кислороду, фосфору и водороду? Объясните на примерах.
6. Какой процесс называется горением?
7. Что такое хлорная вода?
8. Каковы свойства хлорной воды и для чего ее используют в практической жизни?
9. Как можно получить хлористый водород?
10. Перечислите свойства хлористого водорода.
11. Что собой представляет раствор хлористого водорода в воде?
12. Как получают соляную кислоту: а) в лаборатории? б) в промышленности?
13. Какой реактив на соляную кислоту и ее соли вы знаете?
14. Назовите и охарактеризуйте важнейшие соли соляной кислоты.
15. Как получают хлор: а) в лаборатории? б) в промышленности?
16. Какое значение имеет хлор в быту, в сельском хозяйстве, промышленности?
17. Перечислите свойства брома (физические и химические).
18. Назовите важнейшие соединения брома.
19. Перечислите свойства йода (физические и химические).
20. Назовите важнейшие соединения йода.
21. Для чего применяют бром и йод, а также их важнейшие соединения?
22. В каком виде бром и йод находятся в природе и как их получают в промышленности?
23. В чем сходство хлора, брома и йода?
24. Почему хлор, бром и йод называют галогенами?
25. В чем выражается связь между химическими свойствами и атомными весами элементов группы галогенов?

## ГЛАВА V

### КИСЛОРОД И СЕРА

#### § 1. Кислород и озон

Кислород O (ат. вес 16) — самый распространенный в природе элемент. Он находится в природе как в свободном состоянии — в воздухе, так и в составе очень многих природных химических соединений — важнейших горных пород, воды и др.

В свободном состоянии он встречается в двух видах. Известно, что после грозы в воздухе появляется какая-то своеобразная све-

жесть. Известно также, что во время грозы процессы окисления веществ несколько усиливаются — хозяйки, например, об этом знают потому, что во время грозы молоко скисает быстрее, чем в обычное время. Усиление процессов окисления во время грозы объясняется тем, что в это время в воздухе появляется особый кислород. В отличие от обыкновенного кислорода его называют **озон**; слово «озон» греческое, по-русски означает «пахучий».

С озоном можно ознакомиться и в лаборатории. Его получают с помощью прибора — **о з о н а т о р а** (рис. 54).

Основную часть озонатора составляет стеклянная трубка. Внутри трубки вставлена проволока, а снаружи трубка обвита второй проволокой. Концы и первой, и второй проволок свободны; они соединяются с источником электрического тока высокого напряжения. В верхней части с правой стороны прибора имеется тоненькая трубочка для подачи воздуха (или чистого кислорода), а внизу — другая, изогнутая трубочка для выхода полученного озона.

Как только прибор соединяется с источником тока высокого напряжения, появляются электрические разряды. Эти разряды проходят не только через кислород внутри трубки, но и пробивают стекло — проходят через стенки трубки. Появляется характерный запах озона. Озон проходит через газоотводную трубку и растворяется в воде.

Кислород и озон — вещества различные. Кислород — газ без цвета и запаха; сравнительно мало растворяется в воде. Озон же — газ синеватого цвета со своеобразным резким запахом; растворяется в воде лучше, чем кислород, тяжелее кислорода; вступает в реакции гораздо энергичнее кислорода.

Кислород и озон хотя вещества и различные, но образованы атомами одного и того же элемента — кислорода. Это **аллотропные** видоизменения кислорода.

*Такое явление, когда элемент образует нескольких простых веществ, отличающихся по своим свойствам, называется аллотропией, а простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называются аллотропными видоизменениями данного элемента.*

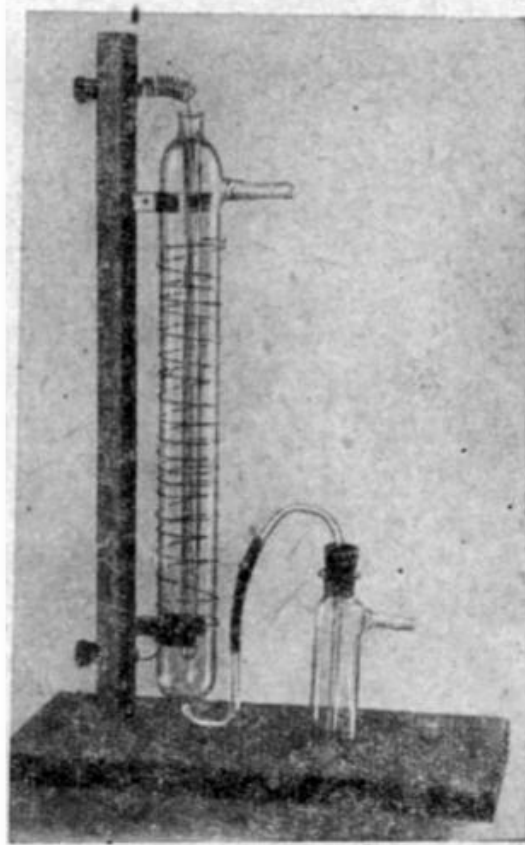
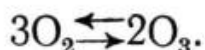


Рис. 54. Озонатор.

Количество атомов кислорода в молекулах этих веществ неодинаково. Молекула кислорода состоит из двух атомов — имеет формулу  $O_2$ . Молекула же озона состоит из трех атомов — имеет формулу  $O_3$ . В условиях электрических разрядов молекулы кислорода расщепляются на отдельные атомы, а из них уже затем образуются молекулы озона:

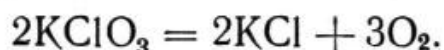


О з о н — вещество непрочное. Он легко теряет один атом кислорода и снова превращается в обыкновенный кислород. Процесс образования озона обратимый: одновременно происходит не только образование, но и разложение озона. Этот процесс в химическом уравнении выражают стрелками в двух противоположных направлениях. Процесс образования и разложения озона сопровождается выделением свободных атомов кислорода. А мы знаем, что свободные атомы в момент их выделения обладают особо сильными окислительными свойствами. Вот почему окислительные процессы во время электрических (например, грозových) разрядов проходят значительно энергичнее.

В лаборатории кислород можно получить разложением при нагревании (см. практические работы) марганцовокислого калия:



или бертолетовой соли:



Обратим внимание на химические свойства кислорода. Известно, что кислород находится в природе и в свободном состоянии, и в весьма многочисленных соединениях. Уже один этот факт дает некоторую возможность судить о химических свойствах кислорода. Если такое значительное количество кислорода (около  $\frac{1}{5}$  объема воздуха) находится в свободном состоянии, значит, кислород взаимодействует не со всеми элементами. С другой стороны, если в природе очень много самых разнообразных кислородных соединений, значит, кислород как химический элемент все-таки довольно активен.

Известно, что в кислороде вещества горят лучше, чем в воздухе. Это также свидетельствует о значительной активности кислорода.

Предварительно раскаленное железо (проволока) в кислороде сгорает (гл. II, § 2). Некоторые металлы (натрий, калий и др.) на воздухе держать нельзя — они очень быстро разрушаются, окисляются. Кислород в той или иной степени соединяется почти со всеми металлами. Именно поэтому кислородные руды металлов так широко распространены в природе. С кислородом не соединяются только золото, платина и серебро.

С металлоидами кислород взаимодействует по-разному: с фосфором (белым) — при обычных условиях, с водородом и серой — при высокой температуре, с углем — только после его предварительного накаливания. Но есть и такие металлоиды, с которыми кислород непосредственно не соединяется. Например с галогенами, как мы уже знаем, кислород непосредственно не взаимодействует.

## § 2. Сера (ат. вес 32)

С е р а — твердое кристаллическое вещество желтого цвета. Она не растворяется в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде, бензоле, спирте и других растворителях. Если эти растворы

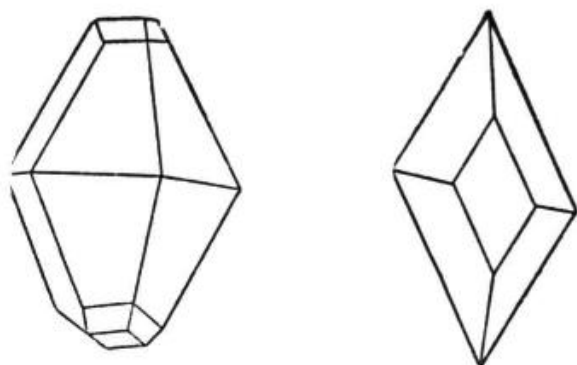


Рис. 55. Кристаллы октаэдрической (ромбической) серы.

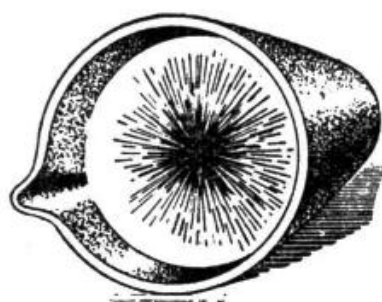


Рис. 56. Тигель с призматической серой.

испарить, то сера выделится в виде прозрачных желтых кристаллов, имеющих форму октаэдров (восьмигранников), у которых обычно часть углов или ребер как бы срезана. Такая сера называется октаэдрической (рис. 55); называется она также и ромбической.

Если же серу расплавить в тигле и при медленном застывании слить, то на стенках тигля образуются длинные игольчатые кристаллы, имеющие форму длинных призм (рис. 56). Такая сера называется призматической; называется она также и моноклинической.

Сера октаэдрическая и сера призматическая отличаются друг от друга не только по форме кристаллов, но и по другим физическим свойствам: цвету, удельному весу и температуре плавления. Это разные простые вещества. Но оба эти вещества образованы атомами одного и того же элемента — серы.



Рис. 57. Пластическая сера.

Сера октаэдрическая и сера призматическая — это аллотропные видоизменения серы. Состав молекулы обоих этих аллотропных видоизменений один и тот же —  $S_8$ . Фор-

мы же кристаллов — расположение молекул в кристаллах — у них разные.

Этот вид аллотропии является частным случаем явления полиморфизма (от греческого «поли» — много и «морфе» — форма).

*Полиморфизмом называется способность некоторых веществ (не только простых, но и сложных) образовывать видоизменения различной кристаллической формы.*

Призматическая сера весьма неустойчива. При обыкновенной температуре она постепенно превращается в октаэдрическую серу. Правда, ее кристаллы все еще продолжают сохранять общую форму призм, но при внимательном рассмотрении (через увеличительное стекло) можно обнаружить, что эти кристаллы состоят уже из мельчайших октаэдров.

Если серу нагреть почти до кипения, а затем вылить тонкой струей в холодную воду, то получается прозрачная, мягкая, растягивающаяся в нити, похожая на резину, масса. Это — третье аллотропное видоизменение серы — пластическая сера (рис. 57). Пластическая сера также неустойчива: она постепенно, как и призматическая, превращается в октаэдрическую. Известны еще и другие видоизменения серы, но на них мы останавливаться не будем.

Все они неустойчивы и постепенно тоже превращаются в октаэдрическую серу.

Наиболее устойчивая форма серы — октаэдрическая. Вот почему в природе встречается сера только октаэдрическая.

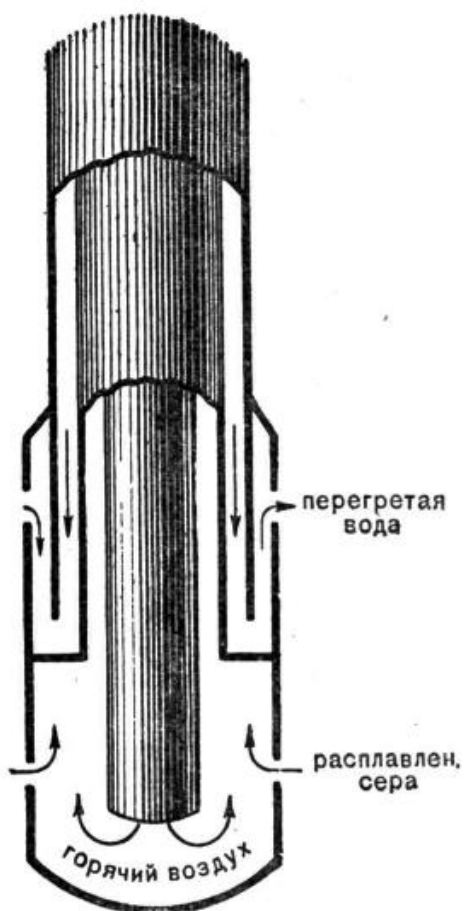


Рис. 58. Трубы для добычи серы из-под земли.

### § 3. Сера в природе и ее использование

Сера в природе находится и в свободном состоянии и в соединениях. В СССР самородная сера встречается во многих местах: в Туркменистане (в пустыне Кара-Кум), Узбекистане, на Кавказе, на Керченском полуострове, по берегам Волги и др.

Природная сера обычно содержит примеси горных пород, среди которых она залегает. Для отделения от примесей серу плавят. В тех случаях, когда примесей немного, серу расплавляют непосредственно под землей с помощью спе-

циальной системы труб (рис. 58). Система состоит из трех труб, вложенных друг в друга. Между наружной и средней трубами пропускают перегретую воду. Сера расплавляется. По внутренней трубе накачивается горячий воздух. Давлением этого воздуха расплавленная сера и подается на поверхность земли. Сера получается совершенно чистой. В тех же случаях, когда сера бывает перемешана с известняком, гипсом и другими горными породами, ее выплавляют и очищают в особых печах (рис. 59).

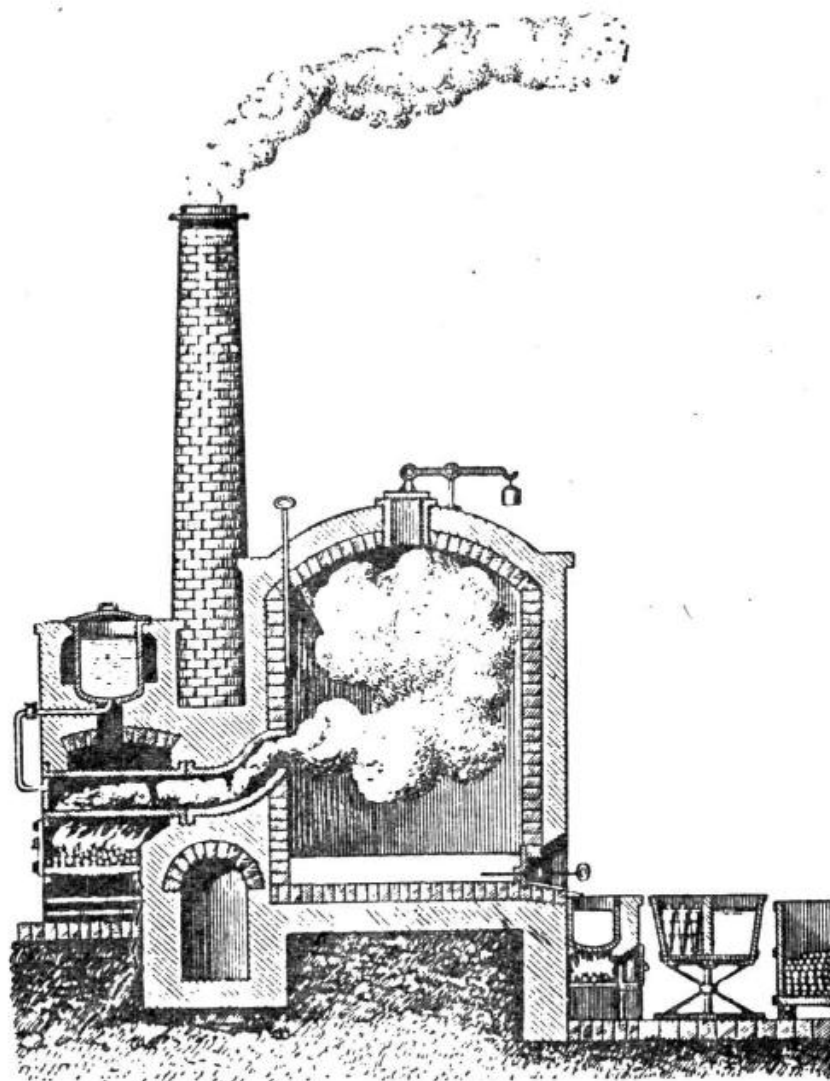


Рис. 59. Очистка серы перегонкой.

Серу сжигают в печи при малом доступе воздуха. При этом часть серы сгорает, а остальная расплавляется и стекает в приемники. Полученная такой выплавкой сера называется комовой. Она еще содержит некоторое количество примесей. Ее очищают затем перегонкой (рис. 59).

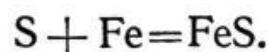
Когда пары серы охлаждаются быстро, то получают порошкообразную серу, так называемый серный цвет. Когда же расплавленную серу отливают в деревянные формы в виде палок, черенков, то получают черенковую серу.

В природе довольно распространены соединения серы с металлами: серный (железный) колчедан, иначе называемый пирит  $\text{FeS}_2$ , медный колчедан  $\text{CuFeS}_2$ , свинцовый блеск  $\text{PbS}$ , цинковая обманка  $\text{ZnS}$  и др. Встречаются в природе и некоторые соли серной кислоты: гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , тяжелый шпат  $\text{BaSO}_4$ , горькая соль  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и др. В небольших количествах сера входит в состав белковых веществ.

Сера имеет очень широкое применение. Серный цвет в больших количествах используется для борьбы с вредителями сельского хозяйства, особенно на виноградниках и хлопковых плантациях. Сера — важнейший материал в производственном процессе в у л к а н и з а ц и и к а у ч у к а — превращения каучука (липкого, ломкого) в эластичную резину. Она идет на производство с е р о у г л е р о д а  $\text{CS}_2$  — ядовитого вещества, применяемого для борьбы с вредителями сельского хозяйства и для растворения целого ряда веществ (каучука, жиров и др.). Сера применяется также в производстве черного пороха, пиротехнических составов.

#### § 4. Химические свойства серы

Мы уже знаем, что если серу смешать с железом (в порошке) и несколько подогреть, то начинается очень энергичная реакция — вся масса самораскаляется, образуется сернистое железо:



Со многими металлами, например с медью, цинком, алюминием и др., сера также соединяется непосредственно с выделением большого количества теплоты и образует при этом сернистые соединения:  $\text{CuS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$  и др.

Такие соединения серы с металлами называются с у л ь ф и д а м и. Сульфиды очень распространены в природе.

С металлоидами сера также соединяется, но уже

не так легко, как с металлами. Если серу в пробирке (рис. 60) нагреть до кипения и в пары серы пропускать водород, то из пробирки будет выделяться газ с запахом тухлых яиц — с е р о в о д о р о д  $\text{H}_2\text{S}$ .

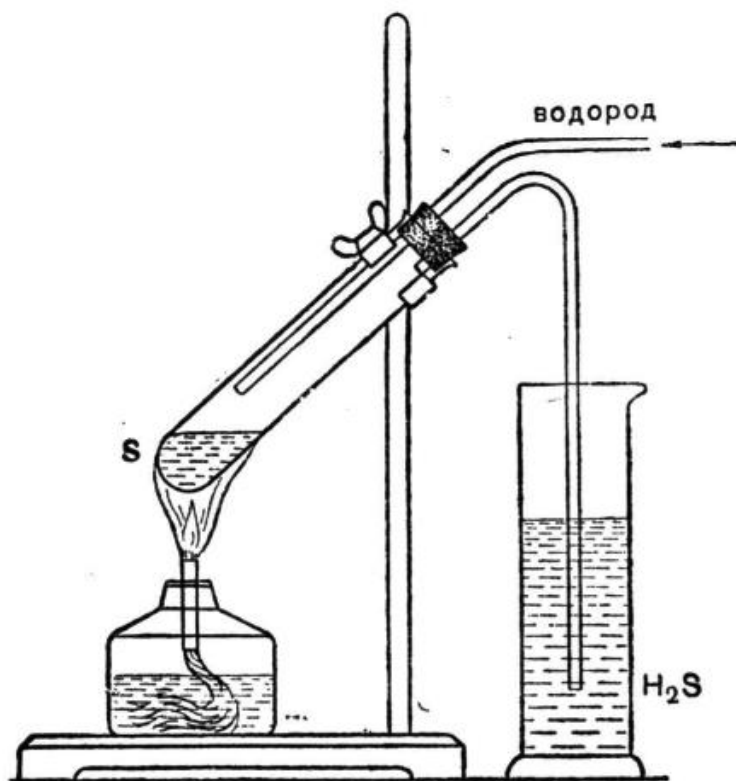


Рис. 60. Взаимодействие серы с водородом.



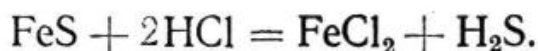
При горении на воздухе или в кислороде сера образует сернистый ангидрид  $\text{SO}_2$  и небольшое количество серного ангидрида  $\text{SO}_3$ .

### § 5. Сероводород

Сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  — бесцветный газ немного тяжелее воздуха; имеет характерный запах тухлых яиц; на воздухе горит голубоватым пламенем; ядовит: вдыхание его в значительных количествах может вызвать обморочное состояние и даже смерть. В воде он растворяется и дает слабую сероводородную кислоту.

Сероводород встречается в природе. Он находится в газах вулканических извержений и в водах минеральных источников в Пятигорске, Мацесте, Старой Руссе и в других местах. Эти воды отличаются целебными свойствами. Образуется сероводород и при гниении органических (белковых) веществ.

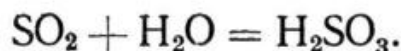
В лаборатории сероводород, как мы уже отмечали, может быть получен (при высокой температуре) непосредственным соединением серы с водородом. Но чаще всего в лаборатории сероводород получают действием разбавленной соляной (или серной) кислоты на сернистое железо  $\text{FeS}$ :



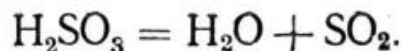
### § 6. Сернистый ангидрид и сернистая кислота

Сернистый ангидрид  $\text{SO}_2$  — бесцветный тяжелый газ с резким удушливым запахом. Он вызывает сильное раздражение слизистых оболочек глаз и дыхательных органов, для здоровья вреден; губительно действует на растения. Сернистый газ убивает микроорганизмы. Применяется он для уничтожения плесени (в хранилищах, подвалах, амбарах), а также для борьбы с чесоткой у животных.

С водой сернистый газ образует сернистую кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_3$ :



Сернистая кислота существует только в растворе. Она очень непрочная — легко разлагается с выделением сернистого газа:



Выделяющийся при этом сернистый газ обесцвечивает некоторые краски. Вот почему сернистую кислоту используют в качестве белящего средства.

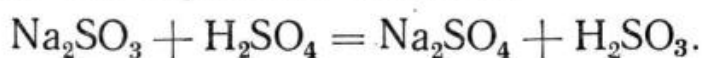
Лепестки красной розы, фиалки, астры (рис. 61), красящее вещество фуксин, ярко окрашенные кусочки ткани сернистой кис-

лотой также обесцвечиваются. При этом наблюдается довольно своеобразное явление. Обесцвеченное сернистой кислотой красящее вещество, например фуксин, при нагревании снова восстанавливается. Объясняется это тем, что сернистая кислота не разрушает самого красящего вещества: она лишь образует с ним бесцветное соединение, которое при нагревании разлагается с образованием первоначальных веществ.

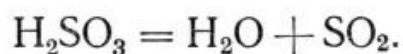


Рис. 61. Обесцвечивание цветов сернистым газом.

Сернистую кислоту, как кислоту непрочную, используют для получения в лаборатории чистого сернистого ангидрида. Берут соль сернистой кислоты  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и действуют на нее серной кислотой. При этом сначала получается сернистая кислота:



Сернистая кислота затем легко распадается на воду и сернистый газ:



Сернистый газ в промышленности в больших количествах расходуется на получение серного ангидрида и серной кислоты.

## § 7. Серный ангидрид и серная кислота

Чистый серный ангидрид  $\text{SO}_3$  при обыкновенных условиях — бесцветная жидкость, которая при  $44,6^\circ$  кипит, а при  $16,8^\circ$  застывает в кристаллическую прозрачную массу. При хранении, особенно в присутствии следов влаги, серный ангидрид превращается в длинные шелковистые кристаллы: молекулы  $\text{SO}_3$  образуют более сложные молекулы  $\text{S}_2\text{O}_6$  (рис. 62).

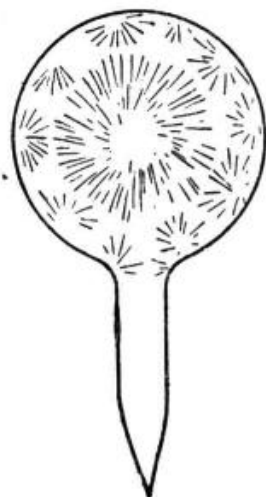
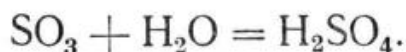


Рис. 62. Серный ангидрид.

Серный ангидрид жадно соединяется с водой с выделением большого количества теплоты и образует серную кислоту:



Серная кислота — бесцветная, мало летучая, маслянистая жидкость, почти в два раза тяжелее воды (уд. вес 1,84). По виду она напоминает масло, а так как в старину ее получали накаливанием железного купороса ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ), то ее иногда называют «купоросным маслом».

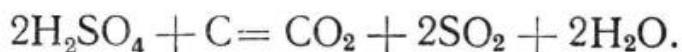
В воде серная кислота, как мы уже знаем (глава III, § 9), растворяется с выделением большого количества теплоты, так как она

взаимодействует с водой и образует гидраты ( $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Если на поверхность концентрированной серной кислоты попадет немного воды, то вода быстро превращается в пар, и происходит разбрызгивание жидкости.

*При смешивании серной кислоты с водой нужно обязательно вливать кислоту в воду, а не наоборот; в противном случае брызги кислоты могут попасть на кожу и вызвать сильные ожоги (!).*

Дерево, сахар и некоторые другие органические вещества в крепкой серной кислоте обугливаются. Объясняется это отношением серной кислоты к воде. Дело в том, что эти органические вещества состоят из углерода, водорода и кислорода, причем водород и кислород в них находятся в таком же количественном соотношении, как и в воде. Например, дерево состоит главным образом из клетчатки, формула которой  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$  или  $[\text{C}_6(\text{H}_2\text{O})_5]_n$ . Формула сахара  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  или  $\text{C}_{12}(\text{H}_2\text{O})_{11}$ . Когда на эти органические вещества действует серная кислота, то происходит разложение их как бы на два вещества: углерод и воду; вода поглощается серной кислотой, а углерод в виде угля выделяется.

Если на сахар (в порошке) подействовать серной кислотой, то масса сахара не только обуглится, но и сильно вспучится (рис. 63). Такое необычное явление происходит потому, что серная кислота при этом не только отнимает воду, но и соединяется с углем — окисляет его в углекислый газ:



Выделяющиеся газы (углекислый и сернистый) и вспучивают образовавшуюся черную массу.

Образование углекислого газа при обугливании сахара свидетельствует об очень важном свойстве серной кислоты: концентрированная серная кислота может действовать как окислитель — отдавать часть своего кислорода и превращаться в сернистый газ и воду.

Этим свойством объясняется отношение серной кислоты к металлам: разведенная и концентрированная серная кислота относится к металлам неодинаково. Разведенная серная кислота — кислота сильная; она действует на многие металлы: магний, цинк, алюминий, железо и др.; при этом, как обычно при взаимодействии кислот с металлами, выделяется водород и получается соль. На такие металлы, которые в ряду активности (глава II, § 8) находятся после

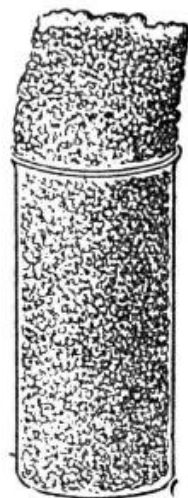
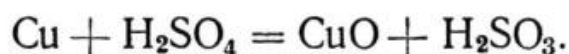


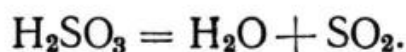
Рис. 63.  
Обугливание сахара серной кислотой.

водорода, например на медь, серебро, ртуть и др., разведенная серная кислота не действует. Концентрированная же серная кислота даже с такими металлами, как железо и алюминий, при обычных условиях почти не взаимодействует: на поверхности этих металлов она образует пленку, которая предохраняет их от дальнейшего действия кислоты. Это весьма важное свойство серной кислоты имеет практическое значение: концентрированную серную кислоту хранят в железных баках и перевозят в железных цистернах. При нагревании же концентрированная серная кислота взаимодействует не только с железом и алюминием, но даже и с такими металлами, как медь. Только при этом выделяется уже не водород, а сернистый газ.

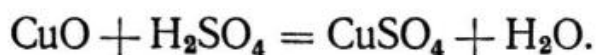
При действии на медь концентрированная серная кислота сначала окисляет медь в окись меди, а сама превращается в сернистую кислоту:



Сернистая кислота при этом сразу же разлагается и выделяет сернистый газ:



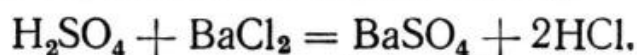
Образующаяся окись меди затем взаимодействует с остатком серной кислоты и образует соль:



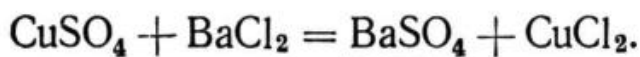
Все эти процессы можно выразить общим уравнением:



Отличают серную кислоту от других кислот действием на нее хлористым барием  $\text{BaCl}_2$ , дающим с ней нерастворимый в кислотах белый осадок сернокислого бария  $\text{BaSO}_4$ :



Этот же характерный осадок с хлористым барием дают и соли серной кислоты:



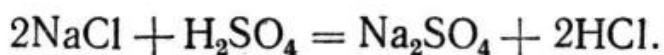
| Хлористый барий — это реактив на серную кислоту и ее растворимые соли.

## § 8. Применение серной кислоты

Серная кислота в химической промышленности играет колоссальную роль. Объясняется это ее особыми свойствами.

Серная кислота, как кислота наиболее сильная и мало летучая, широко применяется для получения других кислот и многочислен-

ных солей. Так, например, при взаимодействии серной кислоты с поваренной солью, как известно, получается соляная кислота и сульфат натрия:



Серная кислота, как окислитель, разрушает некоторые органические вещества; поэтому она применяется для очистки нефтяных продуктов, сахара, растительных масел и др.

Способность серной кислоты жадно поглощать воду используется для осушки газов и для целого ряда реакций, требующих отнятия воды.

Серная кислота применяется также для производства соды, красок, взрывчатых веществ, искусственного волокна, целлулоида и т. д. Нет почти ни одной отрасли химической промышленности, где бы не применялась серная кислота.

Серная кислота — один из важнейших продуктов так называемой **основной химической промышленности**.

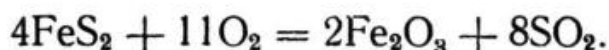
Основная химическая промышленность производит все кислоты, основания и соли. К основной же химической промышленности относится и производство минеральных удобрений.

Основная химическая промышленность, и в том числе производство серной кислоты, особенно большое значение приобретает в связи с историческими решениями XXII съезда КПСС.

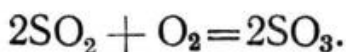
## § 9. Производство серной кислоты

В основе сернокислотного производства лежат три химические реакции, как говорят, три фазы:

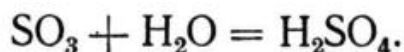
1. Обжиг сернистых металлов (главным образом серного колчедана) — получение сернистого газа:



2. Окисление сернистого газа — получение серного ангидрида:



3. Соединение серного ангидрида с водой — получение серной кислоты:



Для получения сернистого газа используют не только сернистые металлы, но и обжиговые газы цветной металлургии, а также отбросы (как говорят, «хвосты»), остающиеся после обогащения медных, цинковых и других руд.

Окисляют сернистый газ в серный ангидрид двумя способами: **контактным и камерным**.

Окисление контактным способом происходит при высокой температуре и с участием катализатора в специальном так называемом контактном аппарате. Схема производства серной кислоты контактным способом с указанием важнейших аппаратов дана на рисунке 64.

Поверхность катализатора должна быть очень чистая, поэтому сернистый газ предварительно (в пылевой камере, а также в промывной и осушительной башнях) тщательно очищают.

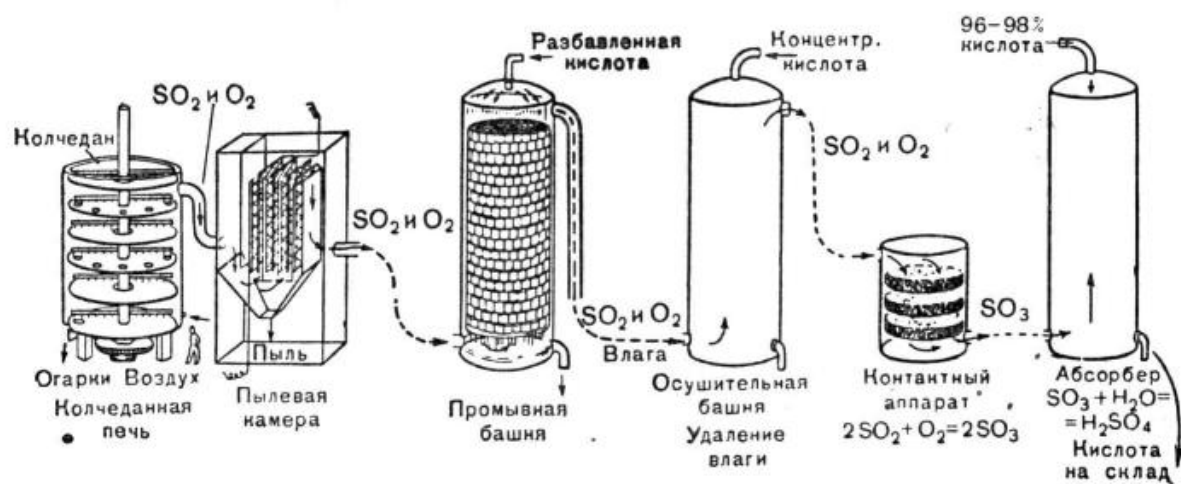


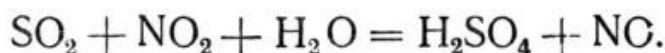
Рис. 64. Схема получения серной кислоты контактным способом.

При камерном способе сернистый газ окисляется окислами азота. Этот процесс происходит в огромных свинцовых камерах, откуда и сам способ получил название камерного. В камеры направляется не только сернистый газ, но и двуокись азота  $\text{NO}_2$ . Двуокись азота — вещество непрочное и легко распадается с выделением атомарного кислорода:

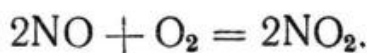


Атомарный кислород обладает большой окислительной способностью. Он и окисляет сернистый газ. Окисление происходит в присутствии воды.

В общей форме этот процесс можно выразить следующим уравнением:



Образующаяся при реакции окись азота  $\text{NO}$  легко окисляется кислородом воздуха и превращается снова в двуокись азота:



Двуокись азота опять идет на окисление новых порций сернистого ангидрида. Таким образом, в камерном способе получения серной кислоты двуокись азота является передатчиком кислорода воздуха сернистому газу.

При контактном способе окисления получающийся серный ангидрид улавливают не водой, а 96—98-процентной серной кислотой. Получают дымящую серную кислоту о л е у м. Разбавлением олеума затем готовят чистую серную кислоту любой концентрации.

При камерном способе в камерах сразу же получается серная кислота. Только эта кислота очень разбавленная и содержит довольно много примесей. Камерную кислоту упаривают, а для очистки от посторонних примесей подвергают перегонке.

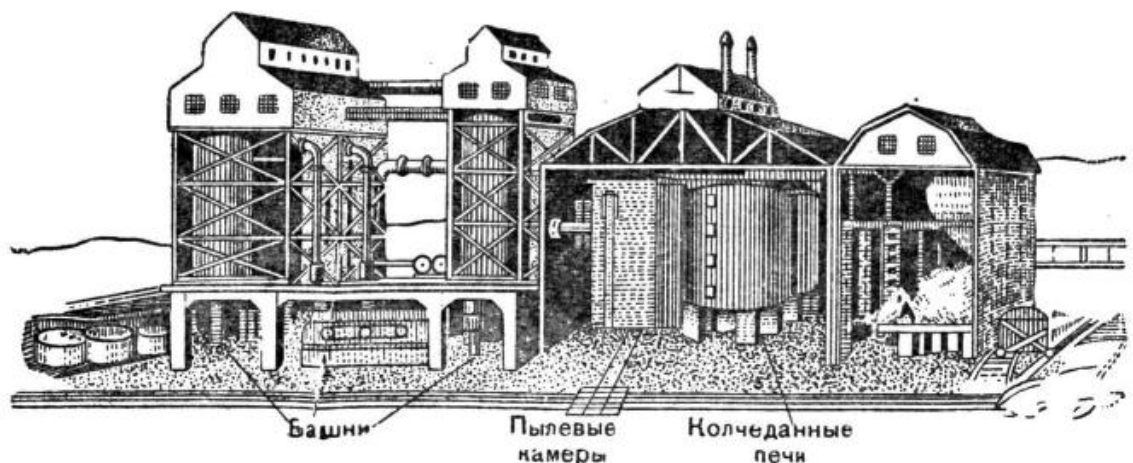


Рис. 65. Производство серной кислоты башенным способом.

Камерный способ за последнее время вытесняется новым, более выгодным — башенным способом (рис. 65). Башенный способ основан на тех же химических реакциях, что и камерный. Разница лишь в том, что эти процессы происходят не в камерах, а в башнях. В башнях кислота получается значительно более концентрированной, чем в камерах. Преимущество башенного способа перед камерным состоит еще и в том, что сам процесс образования серной кислоты в башнях проходит значительно быстрее, чем в камерах.

В основе всех способов производства серной кислоты лежит один и тот же принцип: поток и противоток веществ — во всех этих производствах реагирующие вещества передвигаются в противоположных направлениях. Так, колчедан в колчеданной печи направляется сверху вниз, а необходимый для его обжига воздух — снизу вверх; сернистый газ в промывной башне и в камерах направляется снизу вверх, а разбавленная серная кислота (в промывной башне) и вода (в камерах) — сверху вниз; сернистый газ в осушительной башне направляется снизу вверх, а концентрированная серная кислота — сверху вниз и т. д. Поток и противоток веществ — один из основных принципов не только производства серной кислоты, но и всех современных химических производств. Этот принцип

обеспечивает более быстрое и более тесное соприкосновение, а следовательно, и взаимодействие участвующих в химическом производстве веществ. Поток и противоток, а также катализаторы и тепловой режим служат важнейшими средствами ускорения происходящих в аппаратах процессов, а следовательно, средством повышения производительности современных химических производств.

## § 10. Соли серной кислоты

Серная кислота образует довольно много солей. Соли серной кислоты называются с у л ь ф а т а м и.

Ознакомимся с некоторыми наиболее важными сульфатами.



Рис. 66. Глауберова соль в заливе Кара-Богаз-Гол.

Г и п с  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Довольно распространенный в природе минерал. В каждой молекуле содержится две молекулы кристаллизационной воды. Кристаллы бесцветны, прозрачны, непрочны.

При нагревании не выше  $170^\circ$  гипс теряет часть своей кристаллизационной воды. В таком виде он употребляется для изготовления украшений, статуй, для наложения гипсовых повязок и т. п. С водой он образует жидкую тестоподобную массу, которая довольно быстро затвердевает и снова превращается в  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Гипс употребляется также как примесь к извести, в штукатурных и строительных работах.

Г л а у б е р о в а с о л ь  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Находится в очень большом количестве в заливе Кара-Богаз-Гол, на восточном побережье Каспийского моря (рис. 66). Зимой при понижении температуры она выделяется из раствора, откуда и добывается. Применяется для получения соды и приготовления стекла.



Горькая соль  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ . Содержится в морской воде. Применяется как слабительное.

Медный купорос  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Кристаллы синего цвета. Применяется для получения чистой меди, для покрытия металлов медью и для получения различных соединений меди. Применяется и как ядовитое вещество для борьбы с вредителями сельскохозяйственных растений.

Железный купорос  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . Кристаллы светло-зеленого цвета. Употребляется для изготовления чернил, в красильном деле, а также и как средство для уничтожения некоторых вредителей сельского хозяйства.

## § 11. Сходство серы с кислородом

Сера и кислород в свободном состоянии как простые вещества совершенно непохожи друг на друга. Сера — твердое, кристаллическое вещество, желтого цвета, в воде не растворяется. А кислород — бесцветный газ; в воде хотя немного, но все-таки растворяется.

Сравним их в химическом отношении:

Свойства	Элементы	
	Кислород O	Сера S
Соединения с металлами . . . . .	ZnO	ZnS
Водородные соединения . . . . .	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S
Кислородные соединения . . . . .	—	SO <sub>2</sub> и SO <sub>3</sub>

Из приведенной таблицы видно, что и кислород и сера взаимодействуют с одними и теми же элементами — с металлами и с водородом. Причем в соединениях с этими элементами оба они двухвалентны.

Сера и кислород в химическом отношении сходны между собой. Вместе с некоторыми другими элементами (Se — селеном и Te — теллуром) они составляют общую группу, которую называют группой кислорода.

Однако химическая активность у кислорода и серы неодинакова. Кислород взаимодействует с металлами несколько лучше, чем сера, — металлоидные свойства у серы выражены слабее, чем у кислорода. Кислород и с водородом взаимодействует несколько лучше, чем сера; в этом отношении металлоидные свойства у серы выражены также слабее, чем у кислорода.

Если ко всему сказанному еще прибавить, что сера (при горении) может взаимодействовать и с самим кислородом — образо-

вывать окислы ( $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$ ), в которых сера уже не двухвалентна, а четырех- и шестивалентна, кислород же во всех соединениях двухвалентен, то станет вполне ясно, что сера и кислород в химическом отношении друг от друга несколько отличаются.

Металлоидные свойства у серы выражены несколько слабее, чем у кислорода. Эта особенность химических свойств серы и кислорода находится в связи с их основным свойством — атомным весом: элемент кислород с меньшим (ат. вес 16), чем сера (ат. вес 32), атомным весом, как металлоид активнее серы.

На основе всего изложенного мы можем, наконец, отметить следующую общую закономерность:

*Кислород и сера относятся к одной и той же группе сходных элементов. В группе кислорода, как и в группе галогенов, по мере возрастания атомного веса металлоидные свойства элементов ослабевают, а металлические усиливаются.*

#### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Что такое аллотропия?
2. Чем озон отличается от обыкновенного кислорода?
3. Как получают озон?
4. На каком основании озон и обыкновенный кислород считают аллотропными видоизменениями кислорода?
5. Как получают кислород?
6. Охарактеризуйте химические свойства кислорода.
7. Какие аллотропные видоизменения серы вам известны? Охарактеризуйте их.
8. Перечислите физические и химические свойства серы.
9. В каком виде сера находится в природе и как ее добывают?
10. Какую серу называют комовой, черенковой и какую серным цветом?
11. Для чего применяется сера?
12. Каковы свойства сероводорода?
13. В каком виде сероводород встречается в природе и как его получают?
14. Укажите наиболее распространенные в природе сульфиды.
15. Охарактеризуйте сернистый газ и сернистую кислоту — их свойства, применение и получение.
16. Что вы знаете о серном ангидриде?
17. Перечислите свойства серной кислоты и подтвердите соответствующими примерами.
18. В чем особенность серной кислоты по отношению к металлам?
19. Какой реактив на серную кислоту и ее соли вы знаете?
20. Охарактеризуйте практическое значение серной кислоты.
21. Что такое основная химическая промышленность и каково ее значение в хозяйственной жизни страны?
22. В чем сущность производства серной кислоты контактным, камерным и башенным способами?
  - а) укажите их основные фазы (запишите уравнения реакций);
  - б) перечислите важнейшие аппараты и укажите их роль в процессе производства;

в) охарактеризуйте имеющие здесь место принципы, общие для всех современных химических производств.

23. Какие вы знаете наиболее важные соли серной кислоты?

24. Укажите сходство серы с кислородом.

25. В чем выражается связь между химическими свойствами и атомными весами элементов группы кислорода?

## ГЛАВА VI

### АЗОТ И ФОСФОР

#### § 1. Азот (ат. вес 14)

Название «азот» происходит от греческого слова «азотос», что значит «безжизненный», или иначе «непригодный для жизни». И действительно, животные, помещенные в сосуд с азотом, быстро умирают; происходит это не потому, что азот ядовит, а из-за отсутствия необходимого для жизни животных кислорода. В азоте жизнь организмов невозможна.

Вместе с тем известно, что главной частью всех организмов (и животных и растений) являются белковые вещества (на них мы остановимся особо); белковые вещества составляют основу всех жизненных процессов — без белка нет жизни. Обязательной же составной частью белка является азот. Для жизни организмов азот необходим.

Таким образом, азот в жизни природы играет **двойственную роль**. Зависит это от того, что свойства азота в свободном состоянии и свойства азота в соединениях неодинаковы.

Ознакомимся со свойствами азота более обстоятельно.

Азот в свободном состоянии — бесцветный газ, без запаха; очень мало растворим в воде; немного легче воздуха (литр воздуха при нормальных условиях весит около 1,29 г, а литр азота около 1,25 г).

При сильном охлаждении, под высоким давлением, азот превращается в жидкость, которая кипит при  $-196^{\circ}$ . На температуре кипения азота основано его выделение из воздуха, где его содержится по объему около 78%.

В химическом отношении азот неактивен. Горение веществ он не поддерживает: горящая лучинка в нем гаснет. Это свойство азота в учебной обстановке обычно используют для отделения азота от кислорода воздуха (см. практические работы, § 9).

В обыкновенных условиях азот не горит и горение не поддерживает. А так как горение в воздухе есть процесс соединения веществ с кислородом, то мы можем сделать еще одно заключение: азот при обыкновенных условиях с кислородом не соединяется. Это свойство азота исключительно важное — именно оно обуславливает нахождение азота в воздухе в свободном состоянии.

Однако следует иметь в виду, что азот не соединяется с кислородом лишь при обыкновенных условиях. При изменении же условий азот тоже может гореть.

Горение азота в кислороде демонстрируют следующим образом.

В большую колбу, как показано на рисунке 67, вводят металлические стержни. Наружные концы стержней соединяют с индукционной катушкой — прибором, дающим электрические искры.

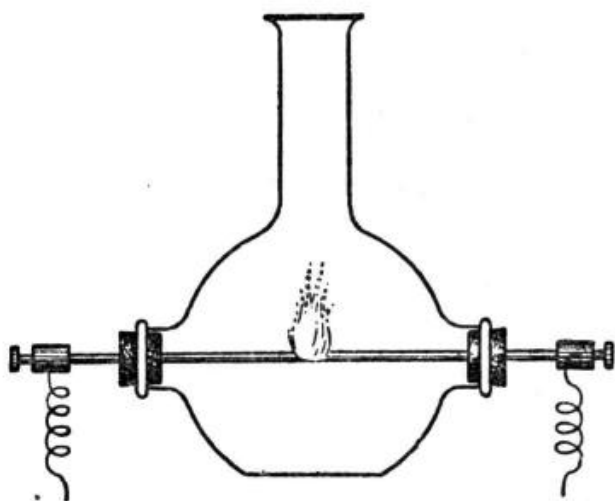


Рис. 67. Горение азота в кислороде.

При включении электрического тока через воздух в колбе проходят сильные электрические искры. Между концами стержней в колбе появляется желтоватое пламя. Азот горит в кислороде воздуха. Воздух в колбе постепенно буреет — образуется соединение азота с кислородом  $\text{NO}_2$  — газ бурого цвета. Азот соединяется с кислородом и в природе — при атмосферных грозовых разрядах.

Азот соединяется с кислородом при высокой температуре или при действии электрических разрядов.

С водородом в обычных условиях азот не соединяется. Однако при особых условиях (о них мы скажем далее) азот с водородом образует аммиак  $\text{NH}_3$ .

## § 2. Аммиак

Применяемый в медицине и в домашнем быту так называемый нашатырный спирт, как известно, имеет очень резкий, действующий на слизистые оболочки запах. Это запах аммиака.

Аммиак  $\text{NH}_3$  при обычных условиях — газ бесцветный, легче воздуха. Он очень хорошо растворяется в воде. В одном объеме воды при обыкновенной температуре растворяется более 700 объемов аммиака. Если пробирку с аммиаком перевернуть и опустить в чашку с водой, то аммиак почти моментально растворяется; в пробирке создается пустое пространство; под действием атмосферного давления это пространство сразу же почти полностью заполняется засосавшейся в него жидкостью. Если в пробирку с полученным раствором аммиака опустить несколько капель фенолфталеина, то раствор покраснеет.

При растворении аммиака можно наблюдать своеобразный фонтан, подобный тому, какой получается при растворении хлористого водорода (рис. 43). Если к воде, в которой растворяется аммиак, предварительно прилить немного фенолфталеина, то фонтан получится малинового цвета.

Раствор аммиака в воде действует на индикаторы: в нем фенолфталеин краснеет, а лакмус синее. Известно, что фенолфталеин краснеет, а лакмус синее от действия растворимого основания — щелочи. Значит, аммиак в воде не только растворяется — он с водой взаимодействует, образует новое вещество — основание.

Всякое основание характеризуется тем, что в составе его молекулы имеется гидроксильная группа (ОН). Значит, в процессе

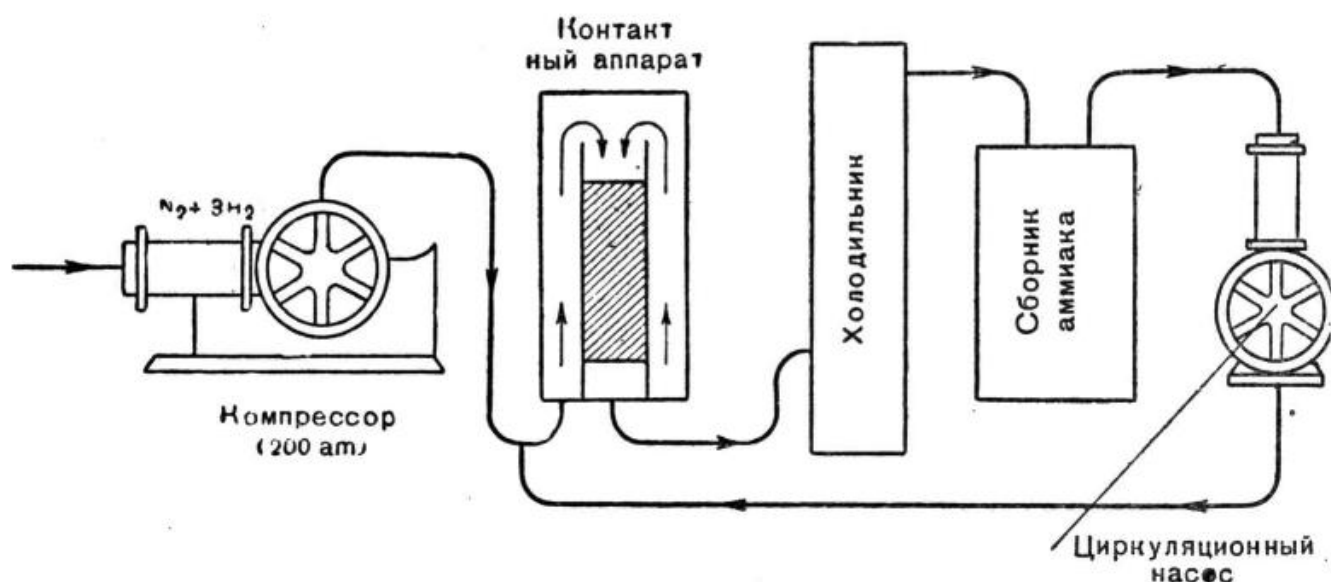
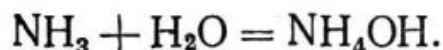


Рис. 68. Схема производства аммиака синтетическим путем в промышленности.

растворения аммиака в воде образуется соединение, имеющее состав NH<sub>4</sub>OH:



Известно, что молекула всякого основания состоит из гидроксильной группы и металла. В данном же соединении металла нет. В нем группа NH<sub>4</sub> — аммоний — в химических реакциях ведет себя подобно одновалентному металлу.

Соединение NH<sub>4</sub>OH носит название гидрат окиси аммония. Это соединение крайне непрочное. Даже при обычных условиях оно разлагается снова на аммиак и воду:



Процессы взаимодействия аммиака с водой и разложения образовавшегося соединения происходят одновременно; их выражают стрелками в противоположных направлениях:



Следует заметить, что разложение NH<sub>4</sub>OH происходит быстрее, чем образование соединения. Поэтому гидрата окиси аммония, NH<sub>4</sub>OH, в растворе остается совершенно незначительное количество. Считают, что раствор аммиака в воде почти исключительно

состоит из молекул аммиака и воды. Такой раствор аммиака в воде и называют нашатырным спиртом.

При нагревании нашатырного спирта процесс его разложения и выделения аммиака из раствора значительно ускоряется. В лаборатории это используют для получения аммиака.

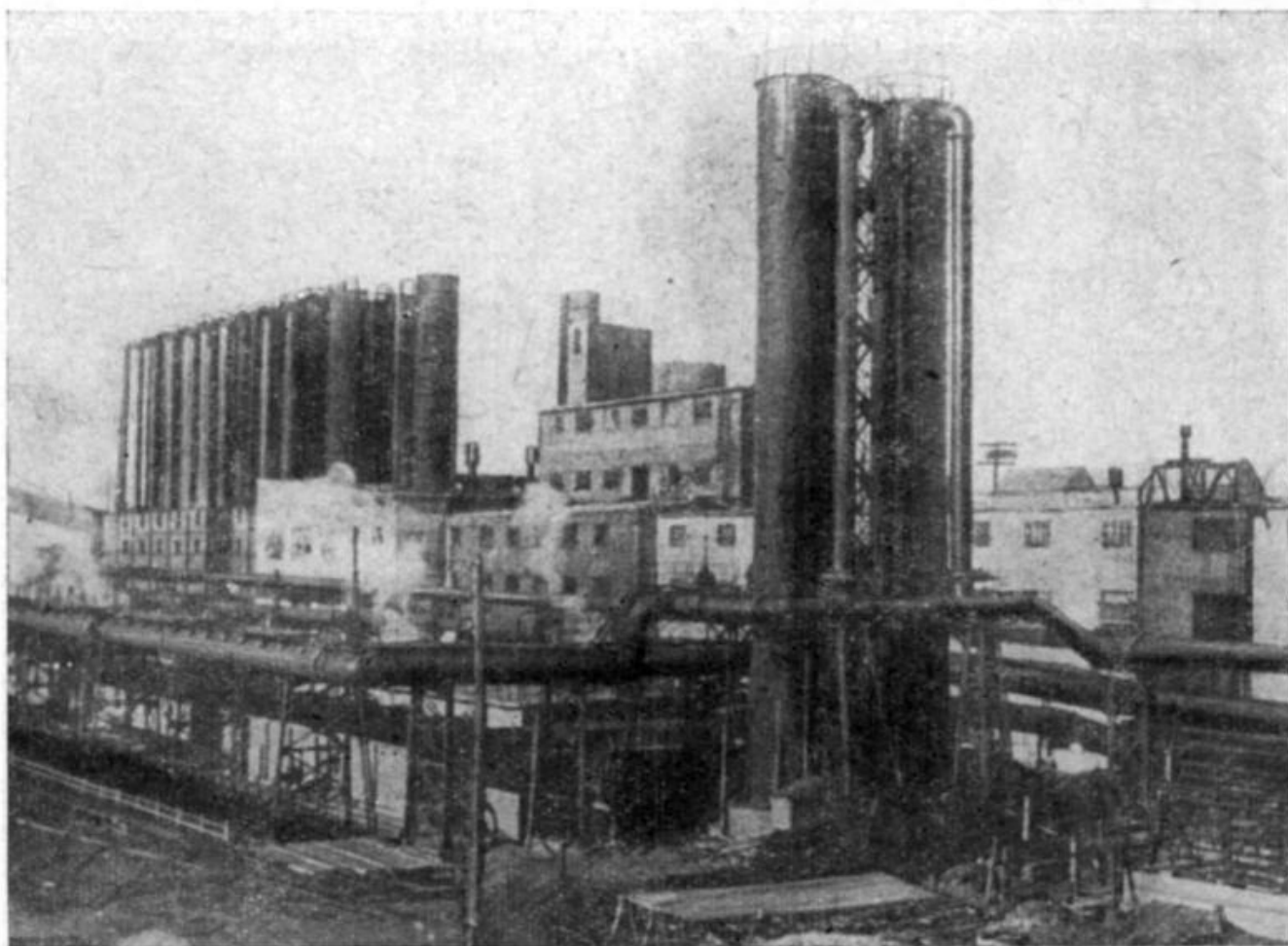
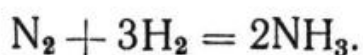


Рис. 69. Современный аммиачный завод.

В промышленности же (рис. 68 и 69) в больших количествах аммиак получают непосредственным соединением (синтезом) азота с водородом:



Этот процесс идет при повышенной температуре под давлением и в присутствии катализатора в специальном так называемом контактом аппарате (см. рис. 68).

Аммиак сравнительно легко превращается в жидкость. Для этого при обыкновенной температуре достаточно давления всего лишь в несколько атмосфер. При понижении же давления аммиак сразу переходит опять в газообразное состояние. На этом свойстве аммиака основано его хранение и использование. Хранят аммиак под давлением в стальных баллонах. Достаточно вентиль этого баллона открыть и тем понизить давление, как аммиак испаряется и выделяется в виде газа. Испарение аммиака происходит очень

быстро. При испарении аммиак поглощает большое количество теплоты из окружающего пространства. На этом свойстве основано применение аммиака в холодильном деле.

Аммиак имеет очень большое промышленное значение. Из него в производстве получают, например, такие важнейшие соединения, как азотная кислота и соли аммония.

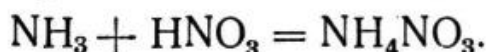
### § 3. Соли аммония

Если смочить одну лучинку крепкой соляной кислотой, а другую — концентрированным раствором аммиака и поднести их друг к другу, то над ними появляется белый дым (рис. 70).

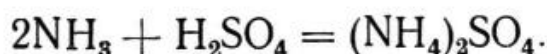
Аммиак с соляной кислотой соединяется. Получается твердое белое кристаллическое вещество — нашатырь  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :



С азотной кислотой аммиак дает похожее на нашатырь твердое кристаллическое вещество:



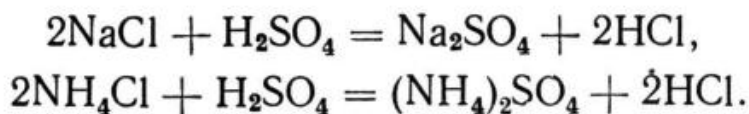
С серной кислотой аммиак также дает аналогичное соединение:



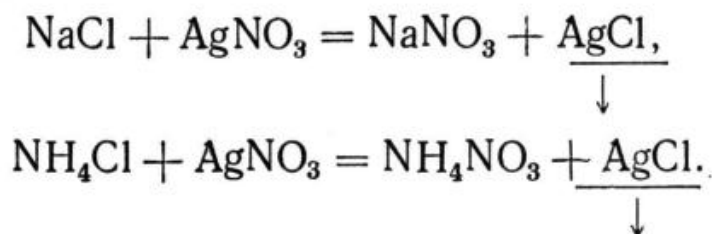
С кислотами аммиак легко соединяется. Получаются соединения довольно своеобразные. По виду они похожи на соли.

По своим химическим свойствам они также похожи на соли.

Как обычные соли, так и эти соединения взаимодействуют с кислотами:



Как обычные соли, так и эти соединения взаимодействуют с другими солями:



Группа аммония  $\text{NH}_4$  во всех этих соединениях ведет себя подобно одновалентному металлу.

Соединения, получаемые при взаимодействии аммиака с кислотами, называют солями аммония.

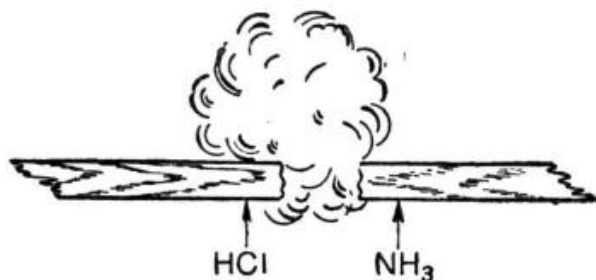


Рис. 70. Образование нашатыря.

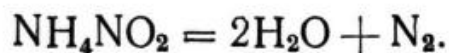
Таковы, например, соли:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  — хлористый аммоний,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  — сернокислый аммоний,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — азотнокислый аммоний,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  — углекислый аммоний и т. п.

Соли аммония — вещества непрочные. При нагревании они легко разлагаются и выделяют аммиак:



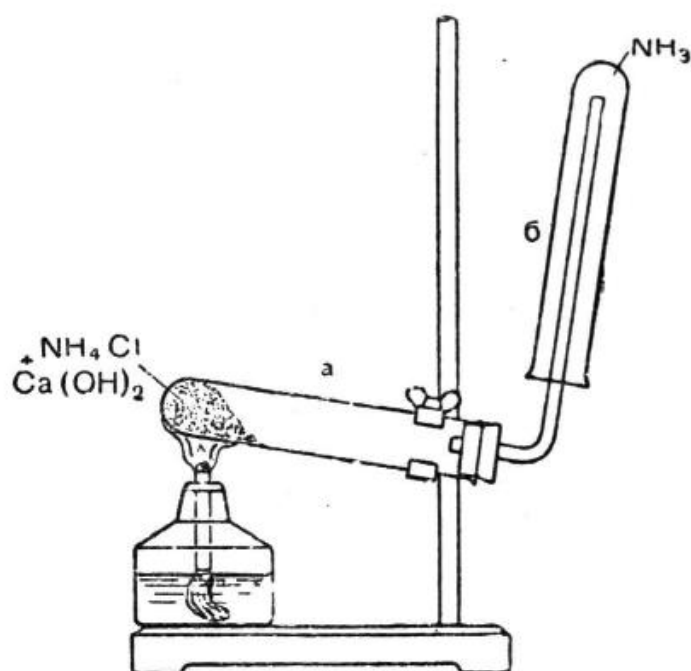
По крайней непрочности и выделению аммиака при разложении соли аммония можно отличить от других солей. Это же свойство солей аммония используют для получения чистого азота.

Для получения чистого азота нагревают (в растворе) азотистокислый аммоний  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  (соль азотистой кислоты  $\text{HNO}_2$ ). Эта соль легко разлагается и выделяет азот:

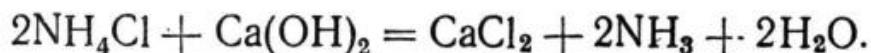


Соли аммония, как и другие соли, взаимодействуют со щелочами; при этом они разлагаются с выделением аммиака. На этом свойстве солей аммония основано получение аммиака в лаборатории.

Рис. 71. Получение аммиака в лаборатории.



Для получения аммиака таким способом собирают прибор, как указано на рисунке 71. В пробирку берут предварительно приготовленную смесь нашатыря  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и гашеной извести  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Пробирку нагревают:



Выделяющийся аммиак, как легкий газ, собирают в перевернутую пробирку.

Соли аммония содержатся в почве, но в незначительном количестве. В производстве их получают из аммиака взаимодействием последнего с кислотами. Получают их и при сухой перегонке каменного угля. Каменный уголь для получения из него кокса нагревают без доступа воздуха. При этом образуется большое количество новых веществ. В образующейся при этом так называемой «аммиачной воде» содержится около 15% аммиака в растворе и примерно столько же аммиака в соединениях, главным образом в виде углекислого аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . Состав аммиачной воды



впервые установил наш русский химик инженер Андреев. Из аммиачной воды теперь получают и аммиак и соли аммония.

Соли аммония имеют большое практическое значение. Они, например соль  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , служат очень важным минеральным удобрением, так как обеспечивают растения азотом.

Хлористый аммоний  $\text{NH}_4\text{Cl}$  используется в качестве дымообразующего вещества; используется он также в красильном деле, в ситцепечатании, в гальванических элементах при паянии, лужении и др.

Азотнокислый аммоний  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  входит в состав некоторых взрывчатых веществ, например а м м о н а л а (рис. 72).

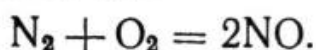
Азотнокислый аммоний входит также в состав минеральных удобрений; в смеси с  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  он применяется под названием л е й н а - с е л и т р а.



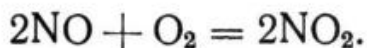
Рис. 72. Действие аммонала.

#### § 4. Окислы азота

Азот с кислородом при действии электрических разрядов образует бесцветную окись азота  $\text{NO}$ :



Окись азота легко окисляется. Она в обычных условиях на воздухе присоединяет к себе кислород и превращается в бурю двуокись азота:



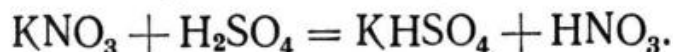
Азот с кислородом образует и еще несколько соединений: закись азота  $\text{N}_2\text{O}$  — бесцветный газ, азотистый ангидрид  $\text{N}_2\text{O}_3$  — синяя жидкость и азотный ангидрид  $\text{N}_2\text{O}_5$  — твердое белое кристаллическое вещество.

Окись и двуокись азота имеют большое практическое значение; они используются для получения азотной кислоты и в производстве серной кислоты башенным и камерным способами (гл. V, § 9). Закись азота действует на нервную систему при вдыхании в небольших количествах возбуждающе, а в значительных количествах усыпляюще; поэтому под названием «веселящий газ» она иногда применяется при легких операциях. Остальные кислородные соединения пока практического значения не имеют.

## § 5. Азотная кислота

Азотную кислоту в лаборатории получают действием концентрированной серной кислоты на селитру  $\text{KNO}_3$  (рис. 73).

Реакция проходит при слабом нагревании смеси:



Азотная кислота примерно в  $1\frac{1}{2}$  раза тяжелее воды (уд. вес 1,52). Имеет резкий характерный запах. В концентрированном виде, как и соляная кислота, она «дымит» — поглощает из воздуха водяные пары.

Чистая азотная кислота — бесцветная жидкость. Обычно же она немного желтовата. Происходит это потому, что азотная кислота очень непрочная. Даже при обыкновенных условиях она разлагается и выделяет бурую двуокись азота  $\text{NO}_2$ :

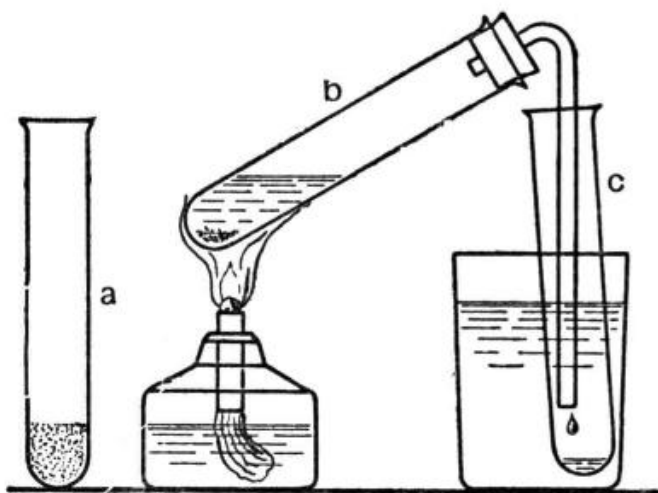
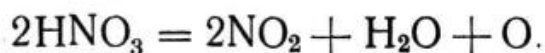


Рис. 73. Получение азотной кислоты в лаборатории.



При разложении азотной кислоты выделяется атомарный кислород. А мы знаем, что кислород в момент выделения особенно активен — легко взаимодействует с другими веществами. Благодаря этому азотная кислота — сильный окислитель.

В концентрированной азотной кислоте многие органические вещества разрушаются, а краски (раствор лакмуса, индиго и др.) обесцвечиваются.

Тлеющий уголь в нагретой азотной кислоте загорается (рис. 74).

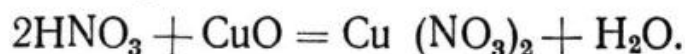
Скипидар в смеси азотной кислоты с серной воспламеняется (рис. 75); серная кислота обезвоживает азотную кислоту и тем еще больше усиливает ее окислительную способность.

Концентрированная азотная кислота как сильный окислитель взаимодействует даже с медью, но при этом выделяется не водород, а двуокись азота.

Азотная кислота сначала окисляет медь с выделением двуокиси азота:



а затем взаимодействует с окисью меди:



Эту реакцию в целом можно выразить следующим уравнением:



Концентрированная азотная кислота с железом и алюминием не взаимодействует: на поверхности этих металлов образуется тонкая пленка окисла, которая препятствует дальнейшему действию кислот. Но стоит кислоту немного разбавить водой, как между ними начинается довольно бурная реакция.

Азотная кислота действует почти на все металлы за исключением золота, платины и некоторых редких металлов.

Смесь, состоящая из одного объема азотной и трех объемов соляной кислоты, называется царской водкой. Царская

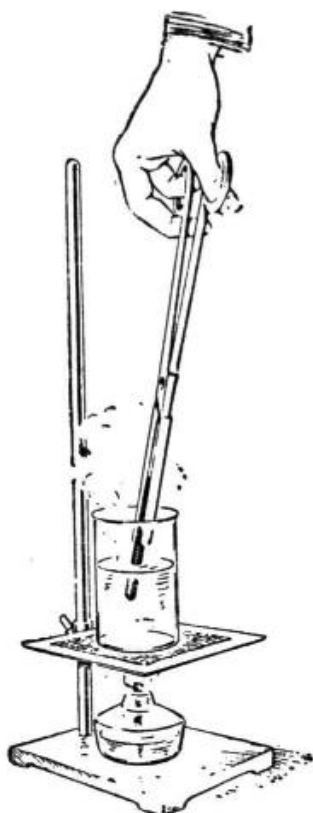


Рис. 74. Горение угля в азотной кислоте.



Рис. 75. Вспышка скипидара в азотной кислоте.

водка действует на металлы еще сильнее, чем азотная кислота. С ней взаимодействуют даже золото и платина. Это явление объясняется также сильной окислительной способностью азотной кислоты. Азотная кислота, окисляя соляную кислоту, освобождает хлор. Хлор же в момент выделения особенно активно взаимодействует с металлами.

При взаимодействии азотной кислоты с металлами свободный водород не выделяется. Правда, в процессе реакции металлы из азотной кислоты тоже вытесняют водород, но только этот водород здесь же азотной кислотой окисляется в воду.

Азотная кислота имеет весьма большое практическое значение. Она нужна для производства азотных удобрений и органических красителей. Применяется она в производстве серной кислоты башенным и камерным способами, служит для получения солей металлов (меди, серебра и др.), которые с другими кислотами или плохо взаимодействуют, или же совсем не взаимодействуют.

Особенно много азотной кислоты расходуется на изготовление бездымного пороха и взрывчатых веществ (пироксилина, тротила, нитроглицерина, динамита и др.), необходимых для извлечения из земли горных пород, для производства различных сооружений, тоннелей, каналов, плотин и т. п.

В промышленности азотную кислоту теперь получают не из селитры, а окислением синтетического аммиака (рис. 76). Аммиак в специальном аппарате (конвертере) при высокой температуре

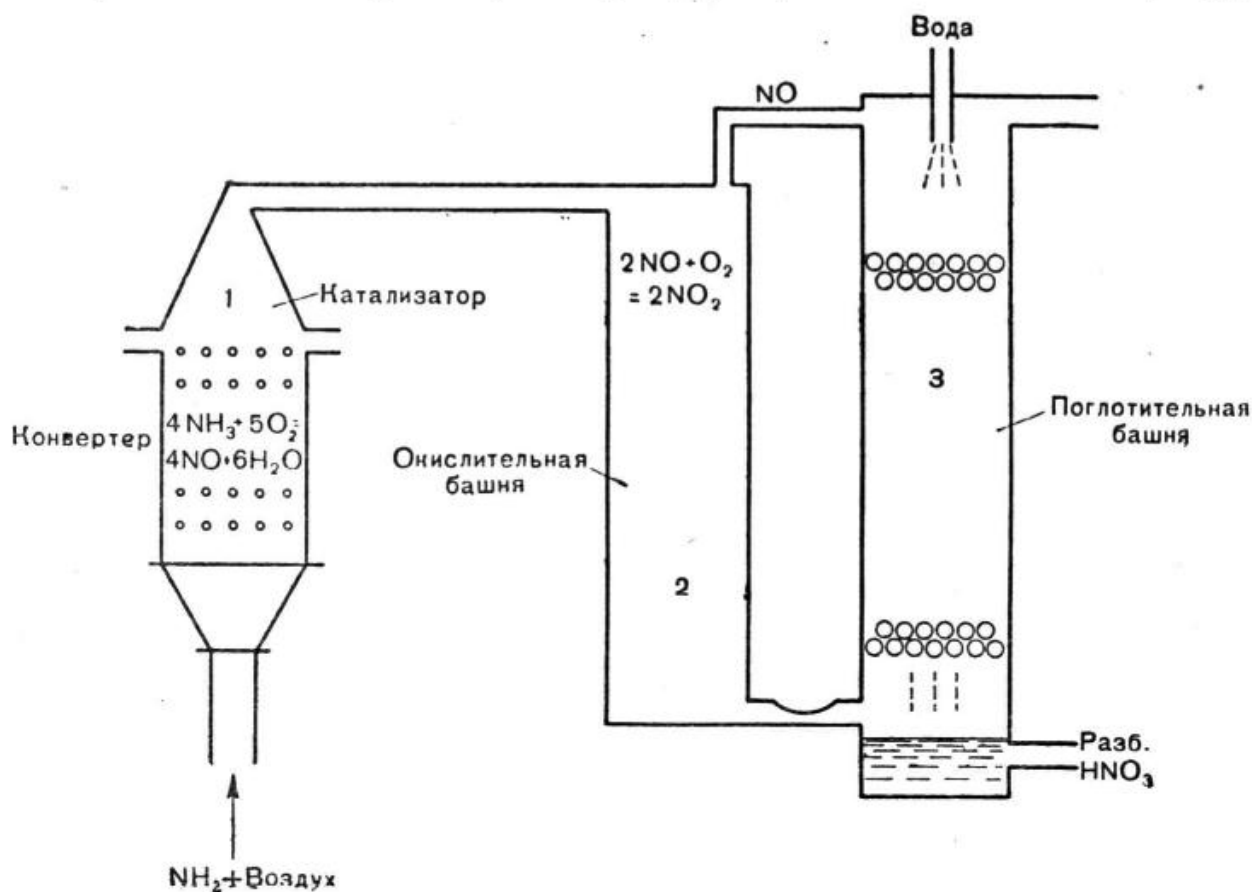
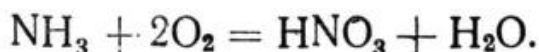


Рис. 76. Производство азотной кислоты окислением аммиака.

под действием катализатора окисляется кислородом воздуха в окись азота. Окись азота (в окислительной башне) дальше окисляется в двуокись азота, которая при взаимодействии с водой (в поглотительной башне) и образует азотную кислоту.

Процесс окисления аммиака в азотную кислоту можно выразить следующим уравнением:



## § 6. Соли азотной кислоты

Соли азотной кислоты носят общее название н и т р а т ы (от латинского названия азота «нитрогениум»).

Наиболее важное значение имеют нитраты натрия, калия, аммония и кальция, которые называют с е л и т р а м и.

Все селитры хорошо растворяются в воде. При нагревании селитры, как и сама азотная кислота, легко разлагаются и выделяют

кислород. Этот кислород обладает большой окислительной способностью. Можно, например, наблюдать, как на расплавленной селитре сера сама загорается и горит ярким пламенем (рис. 77).

Селитры, как вещества хорошо растворимые, в природе встречаются очень редко. Они имеются лишь в тех местах, где почти не бывает дождей. Так, например, селитра  $\text{NaNO}_3$  обнаружена только в одном месте земного шара — в Чили (Южная Америка), поэтому она и называется чилийской селитрой. В небольшом количестве в природе встречается еще только  $\text{KNO}_3$ . Все остальные селитры, в том числе и  $\text{KNO}_3$ , получают искусственно.

Селитры служат очень хорошим минеральным удобрением.

О применении аммиачной селитры  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  мы уже говорили (§ 3).

Калийная селитра  $\text{KNO}$  широко используется для приготовления черного пороха, представляющего собой смесь селитры с серой и углем. Черный порох в связи с применением бездымного пороха в современной военной технике потерял свое первоначальное значение. В настоящее время он применяется главным образом в мирных целях: для подрывных работ, для охоты, а также для приготовления ракет, фейерверков и других пиротехнических составов.

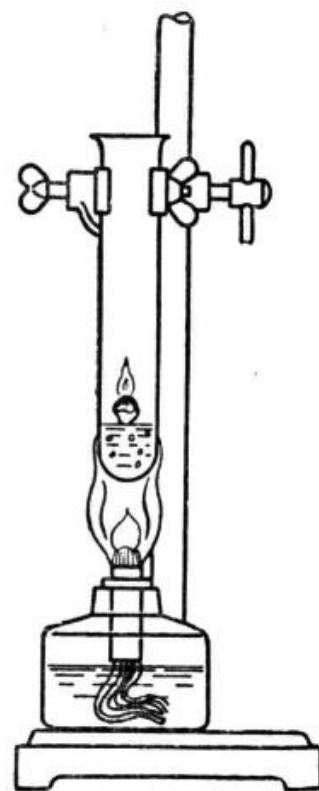


Рис. 77. Горение серы на расплавленной селитре.

## § 7. Значение азота в жизни природы

Мы ознакомились с азотом и его важнейшими соединениями, обратили внимание на их наиболее характерные свойства. Только теперь мы сможем выяснить, какое колоссальное значение в жизни природы имеет азот.

Азот входит в состав белковых веществ, без которых жизнь организмов совершенно невозможна. Использование же азота организмами крайне затруднено. Свободного азота в воздухе очень много, но ни растения, ни животные азот воздуха непосредственно не используют. Растения усваивают азот из солей. Путем сложнейших происходящих в организме процессов растения из различных солей, воды и углекислого газа создают белковые вещества своего тела. Организмы человека и животных, как известно, получают эти белковые вещества уже в готовом виде.

Соединений азота в природе сравнительно немного. Тем не менее в естественных природных условиях этого количества соединений азота в общем для жизни организмов достаточно. Несмотря на то, что растения непрерывно потребляют соединения азота, количество их на необрабатываемых почвах не уменьшается. Это важ-

нейшее для жизни природы обстоятельство объясняется тем, что в природе соединения азота не только расходуются, но и непрерывно пополняются. Погибшие растения и трупы животных гниют, и содержащийся в их организмах азот опять возвращается в почву.

Неоценимую роль в этом процессе играют микроорганизмы. Особые бактерии (гнилостные) превращают азот белковых веществ в аммиак, запах которого всегда сопровождает процессы гниения организмов. Другие бактерии (нитрофицирующие) получившийся при гниении аммиак превращают дальше



Рис. 78. Клубеньки на корнях бобовых растений.

в соли азотной кислоты — селитры. Так азот снова возвращается в почву.

Конечно, часть азота из почвы теряется: выделяется в виде газообразных соединений в воздух, вымывается из почвы водой и т. д. Однако эту потерю в естественных условиях в значительной степени компенсируют особые, находящиеся в почве бактерии.

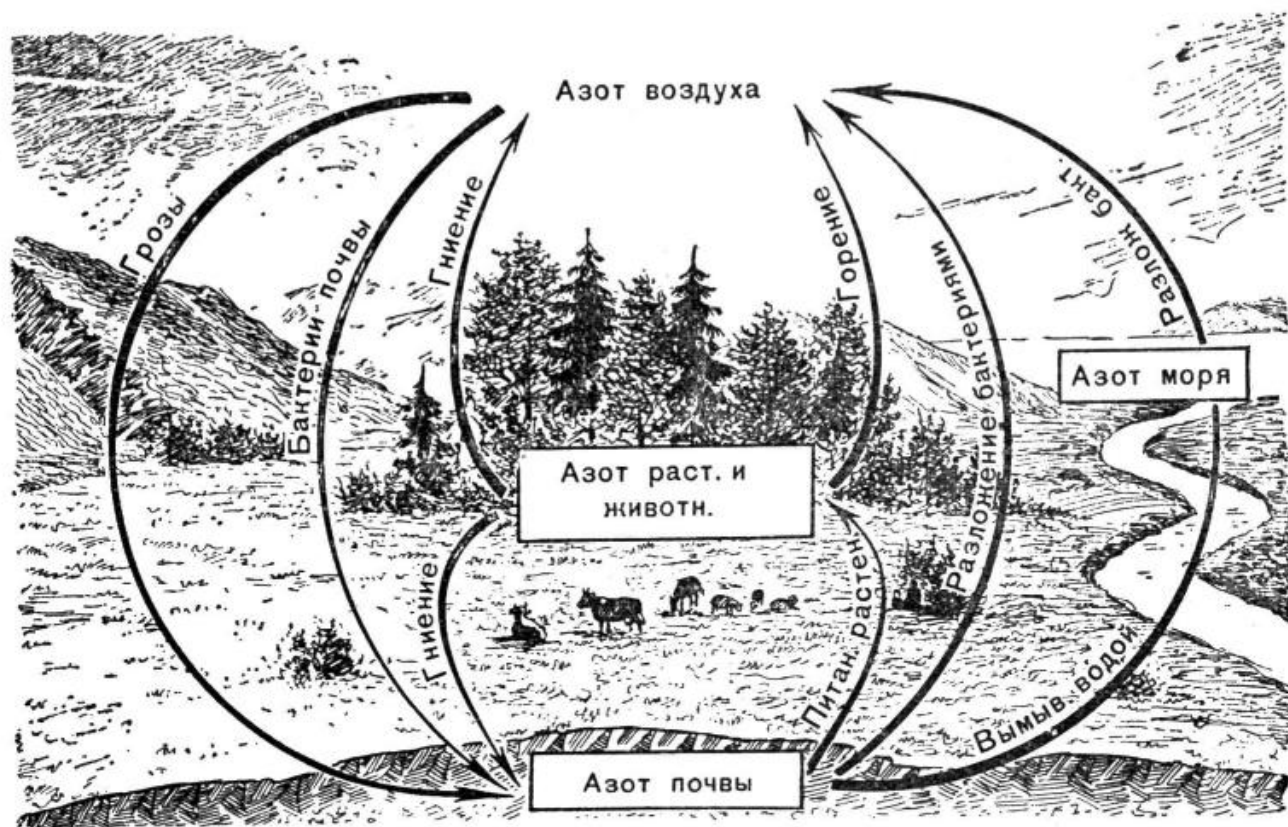
На корнях бобовых растений поселяются и образуют на них небольшие клубеньки клубеньковые бактерии (рис. 78). Кроме того, в почве существует еще несколько видов почвенных бактерий, впервые открытых русским ученым Виноградским. И клубеньковые и почвенные бактерии обладают удивительной способностью: они усваивают свободный азот и непосредственно из азота воздуха строят свои азотистые соединения. Азотистые соединения после гибели этих бактерий остаются в почве и обогащают ее азотом.

Наряду с бактериями, связывающими азот воздуха, в почве обнаружены и такие бактерии (денитрофицирующие), которые, наоборот, разлагают азотистые соединения почвы.

Свободный азот воздуха благодаря грозovým разрядам частично соединяется с кислородом и снова возвращается в почву. В п р и -

роде непрерывно происходит круговорот азота (рис. 79).

В естественных условиях процессы связывания и потери азота в почве примерно уравнивают друг друга. Но в этот процесс вмешался человек. Вместе с урожаем растений человек уносит из почвы громадное количество связанного азота. Связанного азота из почвы берется значительно больше того, чем его возвращается в почву. Вследствие этого в начале текущего века над человечеством нависла серьезнейшая угроза: гибель животного мира из-за недостатка связанного азота.



Фиг. 79. Круговорот азота в природе.

На помощь человечеству здесь пришла химия. Химики стали искусственно получать селитры, аммиак, азотную кислоту и другие соединения азота и вносить их в почву.

Проблема связанного азота теперь блестяще разрешена. Человек с помощью химии победил природу, подчинил ее своим интересам. Наша страна — страна социалистического сельского хозяйства — использует это достижение современной науки особенно успешно. В Программе Коммунистической партии, принятой XII съездом КПСС, специально подчеркнуто: «Создание, наряду с могучей промышленностью, процветающего, всесторонне развитого и высокопродуктивного сельского хозяйства — обязательное условие построения коммунизма... В целях полного удовлетворения потребностей всего населения и народного хозяйства в сельскохозяйственных продуктах ставится задача увеличить общий объем продукции сельского хозяйства за 10 лет примерно в два с полови-

ной раза, а за 20 лет — в три с половиной раза... Советский Союз в первом десятилетии перегонит Соединенные Штаты Америки по производству основных сельскохозяйственных продуктов на душу населения».

В настоящее время важнейшей задачей сельского хозяйства у нас является всемерное повышение урожайности и увеличение валового сбора сельскохозяйственных продуктов на основе значительного повышения культуры земледелия и широкого использования достижений передовой агрономической науки.

Для решения этой важнейшей задачи наша страна под руководством партии и правительства в общегосударственном масштабе осуществляет широчайшие, только при социалистической системе хозяйства осуществимые мероприятия: лесные насаждения, обводнение, севообороты и др. Наша страна коренным образом перестраивает социалистическое сельское хозяйство на основе самой передовой в мире советской агробиологической науки.

XXII съезд КПСС принял решение: «Для обеспечения устойчивых, высоких, неуклонно увеличивающихся урожаев... — осуществить рациональную и всестороннюю химизацию сельского хозяйства — полностью удовлетворить его потребности в минеральных удобрениях, в химических и биологических средствах борьбы с сорняками, болезнями и вредителями растений и животных». Большую роль в нашем сельском хозяйстве играют искусственные минеральные удобрения. Контрольными цифрами на 1959—1965 гг. предусматривается увеличение выпуска минеральных удобрений почти в 3 раза.

## § 8. Фосфор (ат. вес 31)

Чтобы зажечь спичку, мы используем поверхность спичечной коробки, покрытую темно-коричневой массой. При трении на поверхности коробки сначала появляется небольшое, особенно заметное в темноте свечение, и только потом уже воспламеняется головка самой спички. Воспламенителем спички в данном случае служит находящийся вместе с некоторыми другими веществами в составе боковой поверхности спичечной коробки фосфор. Этот фосфор темно-красного цвета. Его называют **красный фосфор**.

**Красный фосфор** — твердый, ни в воде, ни в сероуглероде не растворяется, не ядовит и в темноте не светится, при обыкновенной температуре не окисляется.

**Белый фосфор** по виду совсем непохож на красный. Красный в сероуглероде не растворяется, а белый растворяется. Красный при обычных условиях не окисляется и с трудом (только при температуре около 300°) загорается, в темноте не светится, а белый на воздухе очень легко окисляется и даже загорается, в темноте светится, откуда и название «фосфор» (по-гречески



«фос» — свет и «феро» — несущий), что значит «светоносный». Красный фосфор — вещество совершенно безвредное, а белый — сильнейший яд.

Красный фосфор и белый фосфор как простые вещества, несомненно, разные. Однако эти два вещества имеют между собой и некоторое весьма важное сходство.

Белый фосфор при нагревании, без доступа воздуха, до 250 — 300° постепенно превращается в красный фосфор. Красный фосфор в свою очередь при нагревании выше 300° переходит в парообразное состояние и превращается в белый фосфор.

Превращение красного фосфора в белый происходит и в момент зажигания спички. При трении головки спички о боковую поверх-

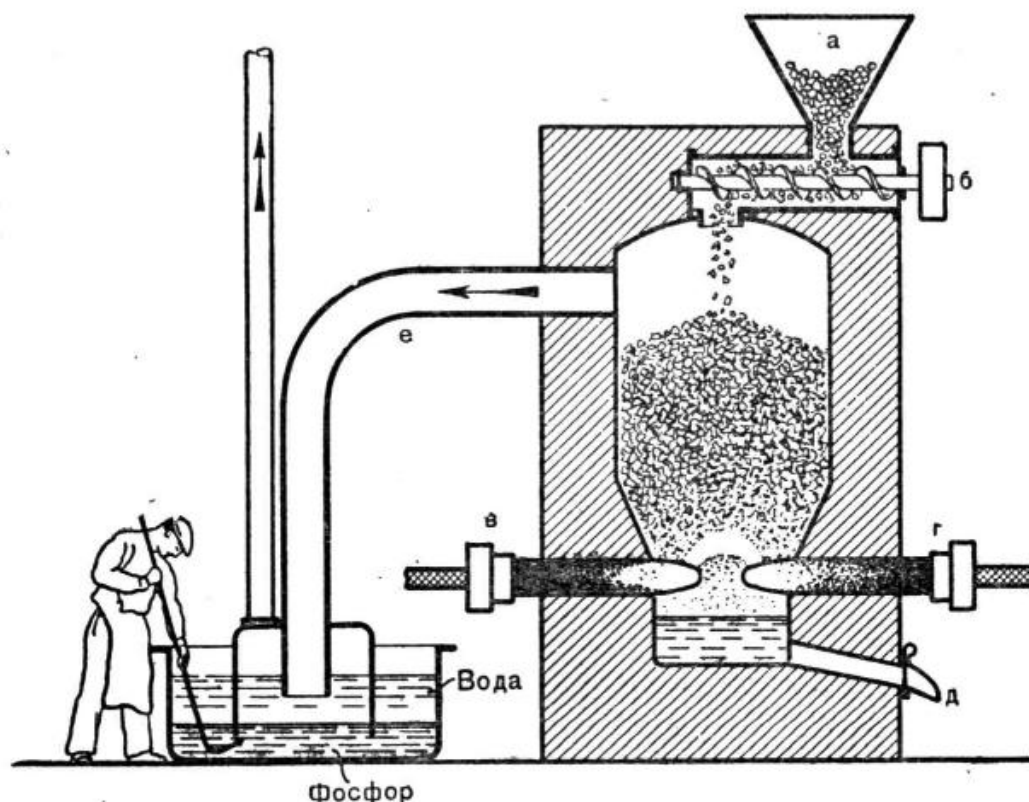


Рис. 80. Электрическая печь для получения фосфора:

*а* — бункер, *б* — шкив винта, подающего в печь материалы, *в* и *г* — электроды, *д* — выпускное отверстие для шлаков, *е* — трубка для отвода паров фосфора, *т* — трубка для отходящих газов.

ность спичечной коробки создается температура, при которой находящийся в составе темно-красной массы красный фосфор превращается в белый, а этот последний и дает на поверхности коробки первоначальную вспышку, от которой затем уже воспламеняется головка спички.

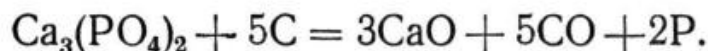
И белый и красный фосфор при горении образуют с кислородом одно и то же соединение — уже известный нам фосфорный ангидрид  $P_2O_5$ .

И белый и красный фосфор состоят из одного и того же элемента, — это аллотропные видоизменения фосфора.

Красный фосфор при обыкновенной температуре не окисляется, его поэтому хранят в сухом виде. Белый же фосфор ввиду его крайне легкой окисляемости хранят обыкновенно под водой.

Фосфор в свободном виде в природе не встречается. В природе наиболее распространены минералы: фосфорит, содержащий ортофосфорнокислый кальций  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , и апатит, содержащий не только ортофосфорнокислый кальций  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , но еще и  $\text{CaF}_2$  или  $\text{CaCl}_2$ . Фосфор получают из фосфоритов или апатитов.

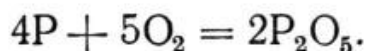
В специальных электрических печах (рис. 80) эти минералы нагревают с коксом. Кокс (углерод) восстанавливает фосфорнокислый кальций до окиси кальция и освобождает фосфор в парообразном состоянии:



При быстром охлаждении этих паров под водой образуется белый фосфор. При длительном же нагревании до  $250\text{--}300^\circ$  без доступа воздуха белый фосфор превращается в красный фосфор.

### § 9. Соединения фосфора

При сжигании фосфора получается фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ :



Фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$  — твердое белое «снегообразное» вещество, очень жадно поглощает влагу; при соединении с водой образует фосфорные кислоты.

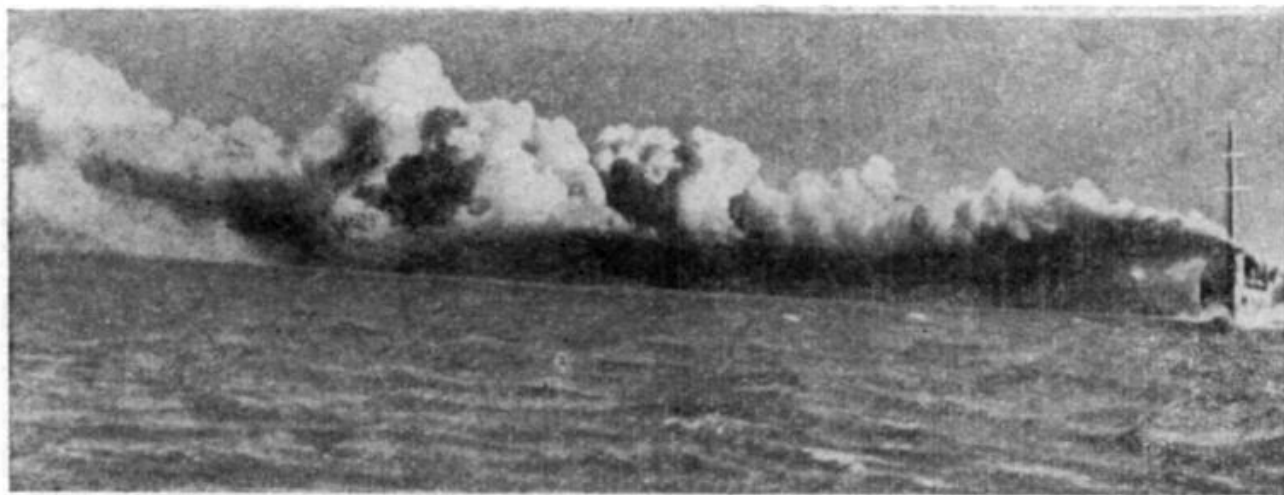


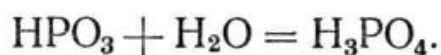
Рис. 81. Дымовая завеса.

**Фосфорные кислоты.** Фосфорный ангидрид образует две кислоты: метафосфорную и ортофосфорную.

При взаимодействии фосфорного ангидрида с водой в обычных условиях получается метафосфорная кислота  $\text{HPO}_3$ :



При нагревании же водного раствора метафосфорной кислоты получается ортофосфорная кислота  $H_3PO_4$ :



И метафосфорная кислота и ортофосфорная кислота — при обычных условиях вещества твердые, хорошо растворимые в воде.

Соль ортофосфорной кислоты  $Ca_3(PO_4)_2$  — ортофосфорнокислый кальций или ф о с ф а т к а л ь ц и я — самое распространенное природное соединение фосфора.

В природе встречаются и водородные соединения фосфора. Особо внимания заслуживает фосфористый водород.

Ф о с ф о р и с т ы й в о д о р о д  $PH_3$  — бесцветный ядовитый газ с чесночным запахом. Он подобно аммиаку взаимодействует с кислотами и образует соли, в молекулах которых группа  $PH_4$  (фосфоний), как и группа  $NH_4$  (аммоний), ведет себя подобно одновалентному металлу.

Соединения фосфора имеют большое практическое значение. Фосфорный ангидрид применяется для осушки газов, а также для дымовых завес (рис. 81). Соли же ортофосфорной кислоты широко используются в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений.

С соединениями фосфора связано довольно распространенное суеверие о так называемых «блуждающих огнях». Известны разговоры о том, что иногда в 12 часов ночи на кладбищах и торфяных болотах появляются «чудесные» огни. Эти огни то появляются, то исчезают: исчезают в одном месте, а появляются в другом — как бы блуждают. Это явление приписывают действию «нечистой силы».

«Блуждающие огни» на кладбищах и торфяных болотах действительно иногда появляются. Но здесь ничего таинственного, «чудесного» нет. Дело в том, что при гниении органических веществ, содержащих фосфор, образуются водородные соединения фосфора. Известно несколько водородных соединений фосфора. Газообразный ( $PH_3$ ) устойчив, а жидкий ( $P_2H_4$ ) легко превращается в пар и на воздухе сам воспламеняется. Он-то и является причиной так называемых «блуждающих огней».

## § 10. Фосфор в сельском хозяйстве

Фосфор — важнейший элемент в жизни природы. Как и азот, он входит в состав многих необходимых для растений и животных белковых веществ. Растения получают фосфор, как и азот, из почвы в виде растворимых солей, а животные — от растений. Растворимых соединений фосфора в почве сравнительно немного, поэтому фосфорные удобрения имеют исключительно важное значение в сельском хозяйстве.

В качестве фосфорного удобрения применяют ф о с ф о р и т ы и а п а т и т ы. Залежей фосфоритов и апатитов в нашей стране очень много. У нас широко используются фосфориты Каменец-Подольска, верхней Камы, Московской области, Актюбинска, Юж-

ного Казахстана и др. Но самые большие в мире запасы апатитов по инициативе Сергея Мироновича Кирова, под руководством акад. Ферсмана, открыты на Кольском полуострове (г. Кировск). По запасам сырья для производства фосфорных удобрений СССР в настоящее время занимает первое место в мире.

Фосфориты для внесения в почву измельчают — превращают в фосфоритную муку.

В качестве фосфорного удобрения применяют также костяную муку и костяную золу, в которых содержится  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Однако фосфориты и апатиты сравнительно трудно усваиваются растениями, так как содержащаяся в них соль  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  в воде почти нерастворима. Правда, на почвах болотных и подзолистых, содержащих много свободных кислот, эта соль растворяется несколько лучше, но даже и на таких почвах она усваивается растениями очень медленно.

Наиболее важными искусственными фосфорными удобрениями являются с у п е р ф о с ф а т и п р е ц и п и т а т. Суперфосфат представляет собой смесь однозамещенного фосфата кальция  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  и гипса  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , преципитат же совсем не содержит гипса, а целиком состоит из хорошо растворимого двузамещенного фосфата кальция  $\text{CaHPO}_4$ .

Для нормального развития растений нужен, как мы знаем, не только фосфор, но и другие элементы (Na, K). Поэтому за последнее время стали изготовлять к о м б и н и р о в а н н ы е у д о б р е н и я, содержащие несколько нужных растениям элементов. Промышленность, производящая комбинированные искусственные удобрения, носит название т у к о в о й п р о м ы ш л е н н о с т и.

## § 11. Сходство фосфора с азотом

Азот с водородом образует аммиак  $\text{NH}_3$ , где он трехвалентен. Аммиак — бесцветный газ, имеет очень резкий, раздражающий слизистые оболочки запах, взаимодействует с кислотами и образует с ними соли, в которых роль одновалентного металла играет группа аммония  $\text{NH}_4$ .

Фосфор с водородом образует аналогичное соединение — фосфористый водород  $\text{PH}_3$ , где он трехвалентен. Фосфористый водород — бесцветный газ, имеет резкий, очень неприятный запах, взаимодействует с кислотами и образует с ними соли, в которых роль одновалентного металла играет группа фосфония  $\text{PH}_4$ .

Азот имеет высшее кислородное соединение — азотный ангидрид  $\text{N}_2\text{O}_5$ , которому соответствует азотная кислота  $\text{HNO}_3$ . Здесь азот пятивалентен. Фосфор имеет аналогичное высшее кислородное соединение — фосфорный ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , которому соответствует метафосфорная кислота  $\text{HPO}_3$ . Здесь фосфор тоже пятивалентен. А з о т и ф о с ф о р — э л е м е н т ы я в н о с х о д н ы е. Однако между ними есть и некоторое, весьма существенное различие.

Азот с кислородом при обычных условиях непосредственно не соединяется — вместе с кислородом он в воздухе находится в свободном состоянии. Фосфор же (белый) на воздухе очень легко окисляется и даже самовоспламеняется — в природе в свободном состоянии он не встречается.

Азот по отношению к кислороду инертен. А мы знаем, что с кислородом лучше взаимодействуют металлы, чем металлоиды; типичные металлоиды — галогены с кислородом непосредственно совсем не соединяются. Азот по отношению к кислороду проявляет свойства больше металлоидные, чем металлические — он больше похож на металлоид. Фосфор же с кислородом соединяется значительно лучше. В этом отношении он больше похож на металл.

Металлоидные свойства у фосфора выражены несколько слабее, чем у азота.

Эта особенность химических свойств фосфора и азота находится в связи с их основным свойством — атомным весом: более легкий элемент азот (ат. вес 14) как металлоид проявляет себя лучше, более же тяжелый элемент фосфор (ат. вес 31) как металлоид проявляет себя хуже.

Таким образом, на основе сравнения азота с фосфором мы можем отметить следующую **общую закономерность**:

*Азот и фосфор относятся к одной и той же группе сходных элементов. В группе азота, как и в других рассмотренных нами группах (галогенов и группы кислорода), по мере возрастания атомного веса, металлоидные свойства элементов ослабевают, а металлические усиливаются.*

#### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Какое влияние азот оказывает на жизнь организмов?
2. Охарактеризуйте азот как простое вещество.
3. При каких условиях азот взаимодействует с кислородом?
4. При каких условиях азот взаимодействует с водородом?
5. Перечислите физические свойства аммиака.
6. В чем особенность процесса растворения аммиака в воде?
7. Что такое «нашатырный спирт»?
8. Где используют аммиак?
9. Что вам известно о взаимодействии аммиака с кислотами?
10. На каком основании продукты взаимодействия аммиака с кислотами считают солями аммония?
11. Назовите важнейшие соли аммония.
12. Каковы общие свойства солей аммония?
13. На каком свойстве солей аммония основано получение аммиака в лаборатории? Объясните и напишите уравнение химической реакции.
14. Какое практическое значение имеют соли аммония?
15. Охарактеризуйте окислы азота.
16. Перечислите физические свойства азотной кислоты.
17. В чем характерная особенность азотной кислоты?
18. Приведите факты, свидетельствующие о сильной окислительной способности азотной кислоты.
19. Для чего используется азотная кислота?
20. Как получается азотная кислота: а) в лаборатории, б) в промышленности?

21. Перечислите известные вам селитры, охарактеризуйте их свойства и значение.
22. В чем сущность круговорота азота в природе?
23. Какую роль в круговороте азота играют микроорганизмы?
24. Чем вызвана проблема связанного азота и как эта проблема теперь разрешена?
25. Сравните красный и белый фосфор по физическим и химическим свойствам.
26. Докажите, что красный и белый фосфор — лишь аллотропные видоизменения фосфора.
27. В каком виде фосфор находится в природе?
28. Перечислите важнейшие природные соединения фосфора.
29. Как получают фосфор в промышленности?
30. Для чего используют фосфор?
31. Охарактеризуйте кислородные и водородные соединения фосфора.
32. Какое значение фосфор имеет в сельском хозяйстве?
33. Что вам известно об искусственных фосфорных удобрениях?
34. Что такое туковая промышленность и каково ее практическое значение?
35. В чем сходство фосфора с азотом?
36. Как изменяются свойства элементов в пределах группы азота?

## ГЛАВА VII

### ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Теперь, после ознакомления с целым рядом химических элементов и их важнейших соединений, остановимся на классификации элементов.

#### § 1. Первоначальная классификация элементов

О химических элементах проще всего судить по свойствам образованных ими простых веществ. Поэтому в основу первоначальной классификации элементов были положены только физические свойства простых веществ: цвет, блеск, ковкость и др. По физическим свойствам все простые вещества и подразделены на **металлы** и **металлоиды**.

В дальнейшем все больше и больше стали обращать внимание не только на физические свойства, но и на отношение элементов к другим веществам — на химические свойства элементов. Выяснилось, что подразделение элементов на металлы и металлоиды весьма условно: резкой разницы между металлами и металлоидами не существует.

Есть элементы, которые в виде простого вещества — металлы, а в соединениях проявляют химические свойства металлоидов. Так, например, сурьма  $Sb$  в свободном состоянии металл, а в соединениях ведет себя как металлоид — образует сурьмяную кислоту  $H_2SbO_4$ . Металл мышьяк также образует мышьяковые кислоты. Некоторые металлоиды могут в соединениях проявлять свойства металлов. Например, мы знаем йод как типичный металлоид —

галоген. Между тем известно соединение типа соли  $J_2(SO_4)_3$ , в котором йод ведет себя как металл. Есть и такие элементы, которые в одних соединениях являются металлами, а в других — металлоидами. Так, например, марганец в свободном состоянии металл; в соединениях же он проявляет себя по-разному: в одних ( $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ) он проявляет себя как металл, а в других ( $MnO_2$ ,  $Mn_2O_7$ ) — как металлоид.

По мере изучения химических свойств элементов все больше выявлялось их сходство и различие. Таким путем было обнаружено, что все элементы — и металлы, и металлоиды — объединяются в сходные по своим свойствам группы.

## § 2. Группы сходных элементов

Хлор, бром и йод по своим химическим свойствам, как мы знаем, очень похожи друг на друга. Все они хорошо соединяются с металлами и водородом, но непосредственно не соединяются с кислородом. Водородные соединения всех этих элементов дают очень сходные между собой кислоты:  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ . С металлами и с водородом все они одновалентны. Хлор, бром и йод (а также сходный с ними по химическим свойствам фтор  $F$ ) составляют **группу галогенов**.

Сера по своим химическим свойствам очень похожа на кислород. Сера и кислород при взаимодействии с водородом и металлами образуют аналогичные соединения:  $H_2S$  и  $H_2O$ ,  $MgS$  и  $MgO$  и др. В этих соединениях они двухвалентны. Сера и кислород вместе с другими сходными с ними элементами (селеном  $Se$  и теллуrom  $Te$ ) составляют **группу кислорода**.

Азот по химическим свойствам похож на фосфор. Фосфор в соединении с кислородом образует ангидрид  $P_2O_5$ . Азот тоже имеет аналогичный ангидрид  $N_2O_5$ . Оба они в этих соединениях пятивалентны. Азот с водородом образует аммиак  $NH_3$ . Фосфор также имеет аналогичное соединение — фосфористый водород  $PH_3$ . Оба они в этих соединениях трехвалентны. Азот и фосфор вместе с другими сходными с ними элементами (мышьяком  $As$ , сурьмой  $Sb$  и висмутом  $Bi$ ) образуют **группу азота**.

Галогены сходны между собой. Но в то же время каждый галоген имеет свои некоторые особенности. В пределах группы свойства их несколько изменяются. Свойства галогенов находятся в явной зависимости от атомных весов. По мере увеличения атомного веса их металлоидные свойства ослабевают, а металлические усиливаются. Хлор (ат. вес 35,5) — типичный металлоид, а йод (ат. вес 127) в некоторой степени уже похож на металл.

Элементы группы кислорода и группы азота при всем своем сходстве также несколько различаются между собой. У элементов каждой из этих групп по мере увеличения атомного веса металлоидные свойства тоже ослабевают, а металлические усиливаются. Так, в группе кислорода ( $O$ ,  $S$ ,  $Se$ ,  $Te$ ) кислород (ат. вес 16) — ти-

пичный металлоид, а теллур (ат. вес 127) уже больше металл, чем металлоид.

Если сравнить между собой все три указанные группы, то можно заметить, что между ними также имеются некоторое сходство и различие.

Элементы всех этих трех групп могут соединяться с водородом. Но водородные соединения их по своим свойствам не совсем одинаковы. С водой они образуют разные по свойствам соединения: сильную соляную кислоту  $\text{HCl}$ , слабую сероводородную кислоту  $\text{H}_2\text{S}$  и основание  $\text{NH}_4\text{OH}$ . В водородных соединениях элементы группы галогенов одновалентны, группы кислорода двухвалентны, а группы азота трехвалентны.

Элементы всех этих трех групп могут соединяться с кислородом, но тоже по-разному: например, азот и сера — непосредственно, а хлор — только косвенным путем. В высших кислородных соединениях элементы группы азота пятивалентны, группы кислорода (за исключением самого кислорода) шестивалентны и группы галогенов семивалентны.

При ознакомлении со свойствами сходных элементов естественно встает вопрос о том, есть ли связь между известными нам элементами и что объединяет все элементы. Этот вопрос интересовал многих ученых. Но правильно ответил на него только наш соотечественник — великий русский химик Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907).

### § 3. Периодический закон Д. И. Менделеева

Менделеев глубоко изучал свойства элементов и образованных ими соединений, сравнивал их между собой. Он обратил внимание на то, что объединяет элементы в естественные группы и связывает эти отдельные группы между собой а т о м н ы й в е с, т. е. величина, характеризующая относительную массу атома. Он пришел к следующему выводу: «По смыслу всех точных сведений о явлениях природы масса вещества есть именно такое его свойство, от которого должны находиться в зависимости все остальные свойства. Поэтому ближе и естественнее всего искать зависимость между свойствами и сходствами элементов, с одной стороны, и их атомными весами — с другой».

*В основу классификации химических элементов Менделеев положил атомный вес.*

Когда все известные в то время элементы он расположил в порядке возрастания атомных весов, то заметил, что свойства элементов изменяются вполне закономерно.

Чтобы ознакомиться с открытой Менделеевым закономерностью, расположим первые 20 элементов по возрастанию их атомных весов (в округленных числах). Сделаем только одно исклю-



чение: аргон поставим раньше калия, хотя атомный вес аргона и больше атомного веса калия (в дальнейшем мы это объясним). Под каждым элементом напишем формулу его высшего кислородного соединения, в котором выражается валентность элемента.

Водород H 1 H <sub>2</sub> O	Гелий He 4 —	Литий Li 7 Li <sub>2</sub> O	Бериллий Be 9 BeO	Бор B 11 B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Углерод C 12 CO <sub>2</sub>	Азот N 14 N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Кислород O 16 —	Фтор F 19 —	Неон Ne 20 —
Натрий Na 23 Na <sub>2</sub> O	Магний Mg 24 MgO	Алюминий Al 27 Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Кремний Si 28 SiO <sub>2</sub>	Фосфор P 30 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Сера S 32 SO <sub>3</sub>	Хлор Cl 35,5 Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Аргон Ar около 40	Калий K 39 K <sub>2</sub> O	Кальций Ca более 40 CaO

Посмотрим, в какой последовательности изменяются свойства элементов по мере возрастания их атомных весов.

**Водород (H — 1).** Одновалентен. С кислородом образует воду H<sub>2</sub>O. При разложении воды электрическим током выделяется на отрицательном электроде. Имеет некоторое сходство с одновалентными металлами.

**Гелий (He — 4).** Инертный газ.

**Литий (Li — 7).** Одновалентный металл. Образует окись Li<sub>2</sub>O. Энергично взаимодействует с водой — выделяет из нее водород и дает щелочь LiOH. Сходен с натрием.

**Бериллий (Be — 9).** Двухвалентный металл. Образует окись BeO. Гидрат окиси бериллия Be(OH)<sub>2</sub> почти не растворим в воде. Проявляет сравнительно слабые щелочные свойства.

**Бор (B — 11).** Трехвалентен. Образует борный ангидрид B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> и слабую борную кислоту H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>. Слабый металлоид; может проявлять и металлические свойства: вытеснять из кислот водород и давать соль.

**Углерод (C — 12).** Образует угольный ангидрид CO<sub>2</sub> и слабую угольную кислоту H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Металлоид. По кислороду (CO<sub>2</sub>) четырехвалентен. По водороду (CH<sub>4</sub>) тоже четырехвалентен.

**Азот (N — 14).** Типичный металлоид. Образует одну из наиболее сильных кислот — HNO<sub>3</sub>. Имеет ангидрид N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, где он пентавалентен. С водородом образует аммиак NH<sub>3</sub>, где он трехвалентен.

**Кислород (O — 16).** Типичный металлоид. Двухвалентен.

**Фтор (F — 19).** Самый энергичный металлоид. Образует с водородом фтористый водород HF, в котором он одновалентен. Непосредственно соединяется с металлами и дает соли.

Неон (Ne — 20). Инертный газ. Сходен с гелием.

Таким образом, свойства элементов от водорода до неона по мере возрастания атомных весов изменяются в совершенно определенном направлении. Валентность элементов по кислороду, начиная от лития и кончая азотом, у каждого последующего элемента увеличивается на единицу, а валентность по водороду от углерода к фтору, наоборот, уменьшается на единицу. Металлические свойства (способность давать основания, вытеснять из кислот водород и давать соли) от лития к фтору постепенно ослабевают, а металлоидные усиливаются. Первые же два элемента занимают особое положение: водород несколько похож на одновалентный металл литий, а инертный газ гелий похож на неон.

Рассмотрим свойства последующих десяти элементов.

Натрий (Na — 23). Типичный щелочной металл. Одновалентен. Образует окись  $\text{Na}_2\text{O}$ . Похож на литий.

Магний (Mg — 24). Двухвалентен. Образует окись  $\text{MgO}$ . Проявляет слабые щелочные свойства. Похож на бериллий.

Алюминий (Al — 27). Трехвалентен. Дает и основание  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , и слабую кислоту  $\text{H}_3\text{AlO}_3$ . Проявляет свойства и металла, и металлоида. Похож на бор.

Кремний (Si — 28). Образует кремниевый ангидрид  $\text{SiO}_2$  и соответствующую ему слабую кислоту  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . По кислороду ( $\text{SiO}_2$ ) четырехвалентен. По водороду ( $\text{SiH}_4$ ) тоже четырехвалентен. Металлоид. Похож на углерод.

Фосфор (P — 31). Металлоид. Имеет ангидрид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , где он пятивалентен. С водородом образует  $\text{PH}_3$ , где он трехвалентен. Похож на азот.

Сера (S — 32). С водородом дает сероводород  $\text{H}_2\text{S}$  — соединение, аналогичное воде  $\text{H}_2\text{O}$ , где она двухвалентна. С кислородом образует серный ангидрид  $\text{SO}_3$ , в котором сера шестивалентна. Имеет некоторое сходство с кислородом.

Хлор (Cl — 35,5). Активный галоген. Сходен с фтором; имеет окисел  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , где хлор семивалентен.

Аргон (Ar — около 40). Инертный газ, похож на гелий и неон.

Таким образом, свойства элементов от натрия до аргона в значительной степени повторяют свойства предыдущих элементов от лития до неона, причем характерно то, что эта повторяемость свойств происходит в определенной последовательности: натрий повторяет свойства лития, магний — бериллия, алюминий — бора, кремний — углерода, фосфор — азота, сера — кислорода, хлор — фтора и аргон — неона, т. е. каждый восьмой элемент повторяет свойства первого элемента. А за аргоном следует дальше калий (K — 39), также повторяющий свойства натрия, за калием — кальций (Ca — 40), очень сходный с магнием, и т. д.

Из рассмотрения всех перечисленных элементов совершенно ясна следующая общая закономерность: если располо-

жить химические элементы в порядке возрастания атомных весов, то свойства их периодически повторяются.

Периодический закон Д. И. Менделеева формулируется так:

*Свойства элементов, а также образованных ими соединений по мере увеличения их атомных весов повторяются периодически.*

На основе периодического закона Менделеев вскрыл взаимные связи между всеми химическими элементами и выразил это в форме **периодической системы элементов.**

#### § 4. Периодическая система Д. И. Менделеева

Периодическая система элементов (см. в конце книги) состоит из **периодов**. Элементы каждого последующего периода повторяют свойства элементов предыдущих периодов. В пределах же периода свойства элементов изменяются последовательно.

Всего периодов семь. Из них: три (I, II и III) **малые**, а остальные четыре (IV, V, VI и VII) **большие**, причем в первом периоде всего лишь два элемента, а в седьмом — только шесть элементов; в седьмом же периоде находятся за последнее время искусственно полученные еще десять так называемых трансурановых элементов № 93—102.

В остальных малых периодах по 8 элементов. В двух больших (IV и V) по 18, а в VI периоде — 32 элемента.

Малые периоды состоят из одного, а большие из двух рядов элементов. Всего рядов десять.

В пределах каждого периода слева направо по мере возрастания атомного веса металлические свойства элементов постепенно ослабевают, а металлоидные усиливаются; все периоды (за исключением первого) начинаются щелочным металлом и (за исключением последнего) заканчиваются инертным газом.

Следует особо заметить, что в больших периодах металлические свойства элементов по мере возрастания атомных весов ослабевают значительно медленнее, чем в малых периодах. Поэтому в больших периодах первый ряд системы еще не заканчивается инертным газом и второй ряд не начинается щелочным металлом.

Элементы периодической системы подразделены на **группы**.

Всего групп девять (I—VIII и еще так называемая «нулевая»). В группах объединяются элементы, сходные по своим свойствам и по валентности. У элементов каждой группы сверху вниз по мере возрастания атомного веса металлоидные свойства ослабевают, а металлические усиливаются.

с я; так, например, фтор и хлор — типичные металлоиды, а йод уже похож на металл, азот и фосфор — металлоиды, мышьяк и сурьма — и металлоиды, и металлы, а висмут — уже металл.

В каждой группе (за исключением «нулевой») внизу таблицы приводятся общие формулы высших солеобразующих окислов, в которых вместо отдельных знаков элементов стоит общая буква R. Эти формулы показывают, что по мере возрастания группы (от I до VIII) валентность элементов по кислороду постепенно увеличивается от единицы до восьми; только у элементов последней группы (инертных газов) валентность не проявляется — она равна нулю, отсюда и название этой группы «нулевая».

Под общими формулами высших солеобразующих окислов, начиная с IV группы, даны общие формулы высших газообразных водородных соединений. В этих соединениях с увеличением номера группы валентность по водороду постепенно уменьшается от четырех (IV группы) до единицы (VII группы). Характерно, что общее количество единиц валентности по кислороду и водороду у элементов IV—VII групп равно восьми.

В пределах группы не все элементы располагаются друг под другом. Некоторые элементы (в нечетных рядах больших периодов) сдвинуты несколько вправо: группа подразделяется на две подгруппы. Элементы обеих подгрупп имеют валентность одинаковую, а химические свойства несколько различные. Элементы первых подгрупп проявляют металлические свойства несколько больше, чем элементы вторых подгрупп. Например, галогены (элементы второй подгруппы VII группы) — все металлоиды, а находящийся в этой же группе, но в первой подгруппе марганец — уже больше металл, чем металлоид.

Ряды и группы образуют своеобразные клетки периодической системы. В каждой клетке находится по одному элементу. Исключение составляют лишь группы VIII и III. В клетках VIII группы не по одному, а по три очень сходных между собой элемента. В клетке восьмого ряда III группы находится 15 элементов. Все эти элементы имеют одинаковую валентность и очень сходные химические свойства; по первому элементу лантану их называют лантаниды.

Особое положение в периодической системе занимают элементы 93—102, которые имеют некоторое сходство с элементом № 92 — ураном (U), их называют трансураниевые элементы.

Каждый элемент в периодической системе имеет химический знак, название и атомный вес. Кроме того, перед знаком каждого элемента стоит цифра: это нумерация элементов по порядку — порядковые номера, или порядковые числа элементов.

В расположении элементов периодической системы по мере возрастания их атомных весов есть три отступления: калий с меньшим атомным весом (39,1) стоит после аргона с большим атомным весом (39,9); кобальт (ат. вес 58,94) стоит раньше никеля (ат. вес 58,69); теллур (ат. вес 127,6) стоит раньше йода (ат. вес 126,9).

Эти отступления как будто противоречат самому периодическому закону. На самом же деле это не так. По всем химическим и физическим свойствам указанные элементы подходят именно к тем группам, в которых они находятся в настоящее время. Ис точки зрения современных представлений о строении атома (как мы увидим дальше, глава VIII) положение этих элементов в периодической системе полностью подтверждается.

### § 5. Значение периодической системы

Периодическая система выражает периодический закон — связь между химическими элементами, которая существует в самой природе.

Периодическая система, вскрывая взаимные связи между всеми химическими элементами, дает возможность охарактеризовать элемент по его положению в системе.

Представим, например, что нам нужно определить свойства элемента с порядковым номером 13. Мы рассуждаем следующим образом. Элемент с порядковым номером 13 находится в третьем ряду периодической системы, между магнием и кремнием. Нам известно, что магний — металл, а кремний — металлоид. Нам также известно, что в ряду системы, в направлении слева направо, металлические свойства постепенно ослабевают. Уже на основе этих данных наиболее вероятным является предположение, что описываемый нами элемент тоже металл, но с более слабо выраженными металлическими свойствами, чем магний.

Элемент с порядковым номером 13 находится в III группе периодической системы, между элементами бором и скандием. Бор обладает слабо выраженными металлоидными свойствами, а скандий — уже вполне ясно выраженный металл. Известно, что в группах сходных элементов по мере увеличения атомных весов (сверху вниз) металлоидные свойства ослабевают, а металлические усиливаются. Это подтверждает наше первоначальное предположение о том, что описываемый нами элемент — металл, но его металлические свойства выражены сравнительно слабо. Все перечисленные данные дают возможность сделать вполне определенный вывод: описываемый нами элемент — металл, но его металлические свойства выражены слабо.

На основании периодической системы можно сделать и еще ряд заключений об этом элементе. Из того, что этот элемент находится в III группе, следует, что: а) его высший солеобразующий окисел имеет формулу  $R_2O_3$ ; б) это элемент трехвалентный и с водородом газообразных соединений не образует; в) его окисел должен обладать слабо выраженными основными свойствами.

Описываемый нами элемент — а л ю м и н и й. Его свойства с приведенной на основе периодической системы характеристикой полностью совпадают.

Периодическая система помогает определить состав и формулу химических соединений.

Пусть, например, нам требуется определить, какую формулу имеет вольфрамвокислый кальций. Рассуждаем так.

Вольфрам находится в VI группе, по кислороду он шестивалентен. Его высший солеобразующий окисел  $WO_3$ . Этот окисел — ангидрид вольфрамовой кислоты  $H_2WO_4$ . Следовательно, соль кальция этой кислоты имеет формулу  $CaWO_4$ .

Периодическая система элементов является основным фундаментом для еще более успешного развития самой химии.

Благодаря периодической системе удалось уточнить валентность и атомные веса целого ряда элементов. Так, например, бериллий долгое время считался аналогом алюминия и его окислу приписывали формулу  $Be_2O_3$ . В дальнейшем опытным путем установлено, что в окиси бериллия на 16 весовых частей кислорода приходится 9 весовых частей бериллия. Для определения формулы окисла бериллия нужно было знать его атомный вес. Атомный вес бериллия определить не удавалось. Исходя из процентного состава и предполагаемой формулы окисла, атомный вес бериллия считали примерно равным 13,5. Этот вопрос окончательно разрешен только с помощью периодической системы. По своим свойствам бериллий может быть в периодической системе только между литием и бором. Положение бериллия (Be) в системе дало возможность установить, что его атомный вес равен 9 и формула его окисла  $BeO$ .

Периодическая система помогает даже открывать новые, до того еще неизвестные элементы. Менделеев на основе периодического закона не только расположил все известные в то время элементы в определенной системе, но и предсказал существование некоторых, в то время еще неизвестных элементов. По положению в периодической системе он заранее описал свойства трех элементов с порядковыми номерами: 21, 31 и 32. В 1871 г. он писал: «Было бы немаловажным приобретением для теоретической стороны предмета, если бы хотя один из ожидаемых элементов был с положительностью открыт и свойства его оказались бы такими, какими можно представить их себе при сравнениях, основанных на естественной системе». И ожидания Менделеева сбылись. Через некоторое время он заявил:

«Я не думал, что доживу до оправдания этого следствия периодического закона, но действительность ответила иначе. Описаны мною были три элемента: эка-бор (№ 21), эка-алюминий (№ 31) и эка-силиций (№ 32), и не прошло двадцати лет, как я имел уже величайшую радость видеть их все открытыми».

Открытие этих предсказанных элементов — самое убедительное доказательство правильности, истинности периодического закона и периодической системы Д. И. Менделеева.

Наконец, периодическая система является выражением еще более общего закона природы — закона развития в неорганическом мире. Она показывает, что все элементы — и металлы, и металлоиды — при резком различии их характерных представителей имеют общее происхождение. Исследования последних лет полностью подтверждают это положение.

Периодический закон — величайшее завоевание человечества: «Менделеев... совершил научный подвиг, который смело можно поставить рядом с открытием Леверрье, вычислившего орбиту еще неизвестной планеты — Нептуна» (Ф. Энгельс, Диалектика природы, 1950, стр. 43).

## § 6. Д. И. Менделеев

Дмитрий Иванович Менделеев родился в 1834 г. в Тобольске. Отец его, директор гимназии, в том же году ослеп и вскоре умер, оставив многочисленную семью в тяжелом положении. Мать, умная, энергичная и довольно образованная женщина, была надежной опорой в семье.

Впоследствии, уже будучи великим ученым, Д. И. вспоминал: «Вырости около стекольного завода, который вела моя мать, тем содержащая детей, оставшихся на ее руках, я сызмала приглядывался к заводскому делу... Отдавшись такой отвлеченной и реальной науке, как химия, я смолоду интересовался фабрично-заводскими предприятиями».

Семи лет Д. И. поступил в гимназию, где особый интерес проявлял к естествознанию.

По окончании гимназии (в 1850 г.) Менделеев хотел поступить в Московский университет, но туда его не приняли. Только после долгих хлопот матери удалось устроить его в Главный педагогический институт в Петербурге.

В институте Д. И. занимался серьезно и упорно. Своими способностями, трудолюбием и любовью к науке он здесь сразу же выделился. Еще студентом он написал две работы по минералогии. В институте же он выбрал свой научный путь — путь познания природы, мечтая вырвать у природы ее тайны для создания человеческих благ. Он увлекся химией, много читал и работал в химической лаборатории.

В 1855 г. Д. И. окончил институт. Он рассчитывал в Петербурге стать учителем и одновременно продолжать свои научные работы. Но петербургский климат и напряженная работа подорвали его здоровье. Врачи настаивали на поездке на юг, и Д. И. пришлось два года учительствовать в Симферополе и Одессе.

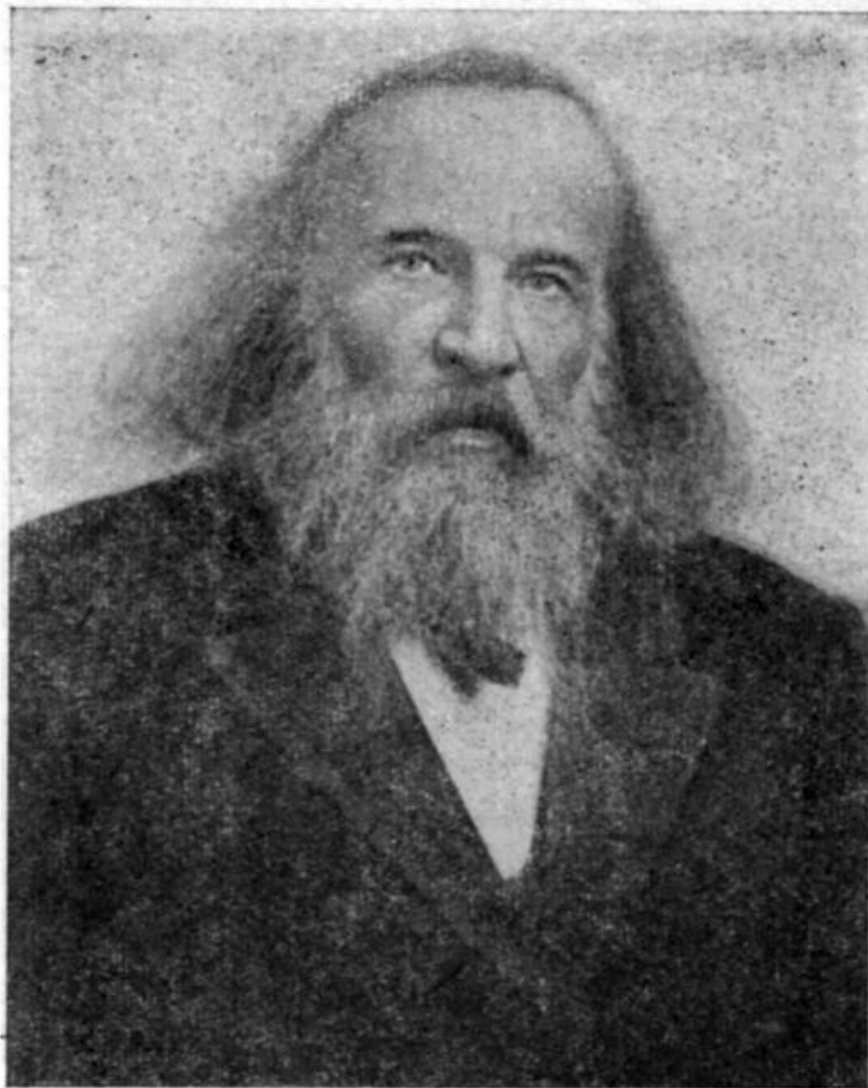
Затем он снова возвратился в Петербург и начал читать лекции в университете. В то же время он серьезно занимался научной работой и защитил диссертацию на ученую степень магистра химии.

В 1860 г. Д. И. участвовал в работах международного съезда химиков в г. Карлсруэ. Его участие в работах этого съезда оказало громадное влияние на направление всей его дальнейшей научной деятельности.

По возвращении из-за границы он продолжал читать лекции в университете и в других высших учебных заведениях Петербурга. Ему присвоили звание профессора. В 1865 г. он защитил диссертацию на ученую степень доктора химии, а в 1869 г. опубликовал свой всемирно известный периодический закон.

Менделеев не ограничивался только научной работой — он принимал живое участие и в общественно-политической жизни своей Родины.

В 1890 г. начались студенческие волнения. Студенты составили петицию на имя министра народного просвещения графа Делянова с просьбой улучшить их положение. Д. И. по просьбе студентов передал эту петицию ми-



Д. И. Менделеев (1834 — 1907)

нистру. Министр в грубой форме отклонил ходатайство. Д. И. вынужден был подать в отставку и покинуть университет, в котором он работал больше 20 лет.

Менделеев очутился в очень тяжелом положении: он остался без лаборатории и без любимой педагогической деятельности. Но Д. И. не пал духом. В Палате мер и весов, на месте своей новой работы, он заново организовал лаборатории и проводил в них интересную и весьма важную научную работу.

Менделеев напряженно и плодотворно работал до глубокой старости. 20 января 1907 г. от воспаления легких он скончался.

Д. И. Менделеев ясно сознавал необходимость связи теории с практикой. Он подчеркивал: «У научного изучения предмета есть две основные, или конечные цели: предвидение и польза». У Менделеева предвидение великого ученого соединялось с патриотизмом, с желанием принести пользу своей Родине.

Круг научных интересов Д. И. очень широк. В своих работах он ставил и разрешал вопросы не только теоретические, но и имеющие большое экономическое и политическое значение для России.

Менделеев работал над изучением природных богатств России, большое внимание уделял развитию нефтяной промышленности, настоятельно выдвигал проблему подземной газификации угля, занимался вопросами военной химии, интересовался Северным мор-



ским путем, правильно оценивая его экономическое и политическое значение; использовал еще только зарождавшееся в то время воздухоплавание для изучения верхних слоев атмосферы и с этой целью уже 53 лет от роду, с опасностью для жизни, один поднимался на аэростате; он очень много сделал также для развития металлургии и химической промышленности в России.

К сожалению, очень мало из того, о чем мечтал и чего всю жизнь настойчиво добивался Менделеев, могло сбыться в царской России. Невежественное и корыстное помещичье-дворянское правительство того времени не только не было заинтересовано в развитии науки и промышленности, но всячески тормозило его. Менделеева считали фантазером, прожектером. Больше того, царское правительство даже не признавало его научных заслуг. В то время, когда многие академии наук других стран уже считали Менделеева величайшим ученым, при выборах в русскую Академию наук он был забаллотирован; вместо него академиком был избран немец Бейльштейн. Это было настолько возмутительно, что вызвало решительный протест со стороны передовой части русских и иностранных ученых. Газеты того времени объясняли забаллотирование Менделеева раболопием перед иностранцами и немецким засилом в Академии. Это был протест реакционных правящих кругов против «неблагонадежного профессора», который решительно боролся за распространение научных и технических знаний в народе и горячо ратовал за развитие производительных сил России — за ее экономическую и идейную самостоятельность, независимость.

Только наш советский народ по-настоящему оценил Д. И. Менделеева как величайшего мирового ученого и патриота своей Родины. Многие из того, что он разработал и всячески стремился осуществить, претворяется в жизнь только в наше время.

### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. По каким признакам все химические элементы подразделяют на две группы: металлы и металлоиды?
2. Почему деление элементов на металлы и металлоиды считают условным?
3. Охарактеризуйте естественные группы сходных элементов — группы галогенов, кислорода и азота.
4. Сравните между собой группы галогенов, кислорода и азота.
5. Какая связь между химическими свойствами элементов и их атомным весом? Объясните это на характеристике первых 20 элементов.
6. В чем сущность периодического закона?
7. Что собой представляет периодическая система Д. И. Менделеева?
8. По положению в периодической системе охарактеризуйте элемент с порядковым номером 14.
9. Как на основе периодической системы можно определить состав и формулы соединений данного элемента? Объясните это на примере ванадия и молибдена.
10. Какую роль периодическая система сыграла в уточнении валентности и атомных весов химических элементов?
11. Что вам известно о предсказанных Д. И. Менделеевым элементах с порядковыми номерами 21, 31 и 32?

12. В какой степени периодическая система помогла вскрыть более общий закон природы — закон развития в неорганическом мире?

13. Охарактеризуйте основные моменты жизни и творчества Д. И. Менделеева.

## ГЛАВА VIII

### СТРОЕНИЕ АТОМА

Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева становятся еще более понятными в свете современных представлений о строении атомов химических элементов.

Долгое время атом считали абсолютно неделимым.

Но в конце XIX и в начале XX в. были обнаружены такие факты, которые уже не могли быть объяснены с точки зрения неделимости атома. Представления об атоме как абсолютно неделимой частице пришлось изменить и признать, что атом вопреки своему общепринятому названию («атом» — что значит «неделимый») также делим.

Решающую роль в изменении представлений об атоме сыграло открытие радиоактивности.

#### § 1. Радиоактивность

Радиоактивность — это явление непрерывного, самопроизвольного распада атомов некоторых химических элементов.

Радиоактивность открыл французский ученый Беккерель.

Беккерель изучал вещества, которые не светятся в темноте, а светятся только после их освещения другими лучами. Такие вещества называют флюоресцирующими. Существует, например, минерал плавиковый шпат (флюорит). Этот минерал сам по себе не светится, но как только на него попадут яркие солнечные лучи, он сразу же начинает испускать синевато-фиолетовый свет. Флюорит — одно из самых известных флюоресцирующих веществ, от его названия и происходит само слово «флюоресцировать». Флюоресцируют также раствор хлорофилла (красными лучами), соли металла урана (зелеными лучами) и многие другие вещества.

Беккерель заинтересовался вопросом: что собой представляют испускаемые флюоресцирующими веществами лучи — не выделяются ли при этом, помимо видимых, еще невидимые, только что в то время открытые рентгеновские лучи, которые проникают через многие вещества и действуют на фотографическую пластинку.

Для решения этого вопроса он брал фотографическую пластинку и плотно заворачивал ее в черную бумагу, чтобы солнечные лучи не могли через нее проникнуть на пластинку; на черную бумагу сверху он помещал кусочек флюоресцирующего вещества и выстав-

лял все это на солнце. Если флюоресцирующее вещество, освещенное солнцем, не только светится видимым светом, но и выделяет невидимые рентгеновские лучи, то эти лучи пройдут через черную бумагу и отпечатаются на фотографической пластинке. Если же рентгеновские лучи при этом не выделяются, то на защищенной черной бумагой от видимых лучей пластинке ничего не отпечатается.

Для опыта он сначала взял наиболее сильно флюоресцирующее вещество — смоляную руду урана. На фотопластинке появились следы невидимых лучей.

На основе многих подобных опытов Беккерель пришел к выводу, что при флюоресценции вещество действительно не только светится, но и выделяет невидимые рентгеновские лучи.

Однако вскоре он натолкнулся на совершенно необычное явление. Приготовленную для опыта руду урана на черной бумаге с фотопластинкой из-за пасмурной погоды он не смог использовать и положил ее вместе с черной бумагой и фотопластинкой в темный ящик. Через несколько дней проявил эту пластинку. Он ожидал очень слабого изображения, так как руда урана на солнце почти не была и почти не флюоресцировала. Но на пластинке отпечаталось такое резкое изображение, какого он еще никогда, даже при самой сильной флюоресценции, не получал. Таким образом, Беккерель обнаружил, что руда урана испускает невидимые лучи не только на солнце, когда она флюоресцирует, но и в темноте.



М. Кюри-Склодовская (1867 — 1934).

Встал вопрос: все ли флюоресцирующие вещества обладают таким свойством или же это относится только к урановой руде?

Многочисленные опыты с другими веществами привели Беккереля к заключению, что из всех взятых им для опыта флюоресцирующих веществ испускают невидимые лучи только те, в состав которых входит уран.

Чтобы выяснить, зависит ли испускание невидимых лучей от самого явления флюоресценции, Беккерель взял кусочек чистого урана — вещества, совершенно не флюоресцирующего, и положил его непосредственно на фотопластинку, завернутую в черную бу-

магу. Через несколько часов проявленная пластинка почернела. Оказалось, что выделение невидимых лучей совершенно не зависит от флюоресценции.

Таким образом, в 1896 г. Беккерель установил, что невидимые лучи испускают только уран и его соединения и что это излучение происходит без всяких внешних воздействий — самопроизвольно.

Обнаруженные Беккерелем невидимые лучи впоследствии оказались не рентгеновскими лучами, а совсем особыми лучами. Дальше мы с ними познакомимся.

Через некоторое время Мария Кюри-Склодовская обнаружила, что такой же способностью обладают и соединения другого вещества — тория.

*Вещества, обладающие свойством самопроизвольно испускать лучи, подобные лучам урана, называются радиоактивными (от латинских слов «радиус» — луч и «активус» — деятельный), а само это явление — радиоактивностью.*

Кюри-Склодовская исследовала радиоактивность различных минералов, содержащих уран, и обнаружила, что некоторые из этих минералов более радиоактивны, чем сам уран. Возник вопрос о том, не содержат ли эти минералы, помимо урана, другие, еще более радиоактивные вещества.

Чтобы решить этот вопрос, Кюри-Склодовская вместе со своим мужем физиком Пьером Кюри провела исключительно кропотливую работу по разделению урановых руд. В результате действительно были обнаружены и выделены два новых сильно радиоактивных элемента: радий и полоний.

Впоследствии были открыты еще и другие радиоактивные элементы. Все они оказались элементами последнего ряда периодической системы. Из радиоактивных элементов наиболее хорошо изучен радий.

## § 2. Радий

Радий — элемент, довольно распространенный в природе. Он встречается во многих минералах и минеральных источниках, но только в самых ничтожных количествах. В тонне самой богатой радием урановой смоляной руды (откуда он и добывается) содержится радия всего лишь около 0,2 г. Получение радия связано с большими трудностями. Чтобы получить несколько сотых грамма чистого соединения радия, супругам Кюри пришлось переработать несколько тонн урановой руды.

Радий обычно получают в виде хлористой или бромистой соли ( $\text{RaCl}_2$  или  $\text{RaBr}_2$ ). Получен он и в свободном состоянии.

Радий — мягкий, серебристый металл. Уже при обычной температуре он разлагает воду. По своим химическим свойствам он очень похож на барий — элемент тоже II группы периодической

системы. Радиоактивность радия в несколько миллионов раз больше радиоактивности урана. Лучи радия разрушают ткани и убивают бактерии. Их применяют в медицине для лечения злокачественных опухолей.

### § 3. Лучи радиоактивных веществ

Мы уже отмечали, что лучи радиоактивных веществ похожи на лучи урана и что они могут действовать на фотографические пластинки, защищенные от обычных световых лучей (рис. 82).

Что же собой представляют эти лучи?

Выясним это на примере лучей радия.

Лучи радия невидимы, но они хорошо поглощаются свинцом — через него они не проникают. Это свойство и ис-



Рис. 82. Отпечаток на фотопластинке под действием лучей радия.

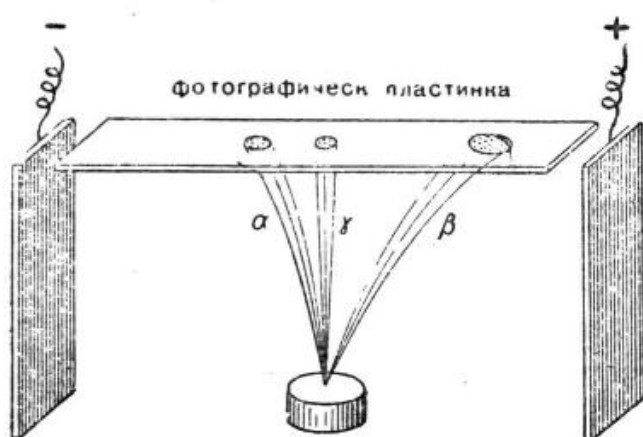


Рис. 83. Обнаружение неоднородности лучей радия.

пользуют для исследования самого состава лучей. В свинцовую коробочку с отверстием кладут небольшое количество соли радия. Коробочку помещают под фотографической пластинкой между двумя противоположно заряженными пластинками (рис. 83).

На фотографической пластинке появляются черные пятна в трех местах. Это свидетельствует о том, что лучи радия неоднородны. Одни из них отклоняются к положительно заряженной пластинке, другие — к отрицательно заряженной, а третьи — совсем не изменяют своего направления. Эти лучи получили название: отрицательно заряженные — **бета** ( $\beta$ ), положительно заряженные — **альфа** ( $\alpha$ ) и незаряженные — **гамма** ( $\gamma$ )-лучи.

Установлено, что **альфа**-лучи — это поток положительно заряженных частиц, которые примерно в четыре раза тяжелее атомов водорода; **бета**-лучи — поток отрицательно заряженных частиц — электронов, а **гамма**-лучи аналогичны рентгеновским лучам и представляют собой электромагнитные колебания.

Оказалось, что альфа-лучи не что иное, как атомы гелия (ат. вес которого 4), только в отличие от нейтрального атома гелия они несут двойной положительный заряд.

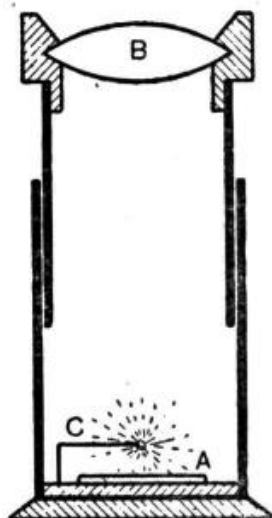


Рис. 84. Спинтарископ.

Масса альфа-частиц ничтожна, но они летят с очень большой скоростью — до 20 тыс. км в секунду. При таком движении кинетическая энергия этих лучей огромна. Если на пути альфа-лучей поместить экран из сернистого цинка, то каждая альфа-частица, ударяясь о такой экран, вызывает на нем слабую вспышку, в темноте хорошо видимую.

Для наблюдения альфа-частиц пользуются специальным прибором — спинтарископом (рис. 84). Спинтарископ представляет собой металлическую трубку, в верхней части которой находится лупа В, а на дне экран А, покрытый сернистым цинком. Перед экраном помещается дигла С с нанесенным на ее острие радиоактивным веществом. При рассматривании экрана в лупу хорошо видны непрерывные вспышки. Каждая вспышка есть результат удара об экран альфа-частицы.

Лучи альфа, бета и гамма выделяют и все другие радиоактивные вещества. Таков состав всех радиоактивных лучей.

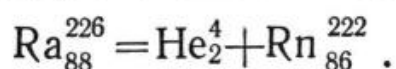
#### § 4. Радиоактивный распад

Радиоактивный распад — не обычный химический процесс. Во-первых, он происходит самопроизвольно и непрерывно. Во-вторых, он сопровождается выделением огромного количества теплоты. И, в-третьих, на его скорость ни самая высокая температура, ни самое сильное давление, ни самый лучший катализатор никакого влияния не оказывают. Скорость радиоактивного распада радия все время одинакова. Она измеряется так называемым периодом полураспада.

*Периодом полураспада радиоактивного элемента называется время, в течение которого распадается половина атомов имеющегося радиоактивного элемента.*

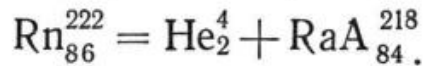
Период полураспада радия 1580 лет. Это значит, что если имеется 1 г радия, то через 1580 лет его останется  $\frac{1}{2}$  г, еще через 1580 лет —  $\frac{1}{4}$  г, еще через 1580 лет —  $\frac{1}{8}$  г и т. д.

В результате радиоактивного распада образуются атомы уже других элементов. Так, например, радий (Ra) с атомным весом 226 при радиоактивном распаде образует атомы двух новых элементов: гелия (He) с атомным весом 4 и радона (Rn) с атомным весом 222:



Около химических знаков элементов ставятся цифры: вверху — атомный вес, а внизу — порядковый номер данного элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.

Получившийся при распаде радия газ радон тоже радиоактивный. Период его полураспада очень небольшой — меньше четырех суток. При распаде радона образуются опять атомы гелия и еще нового элемента с порядковым номером 84 и атомным весом 218, который условно называют радий А (RaA):



Радий А — также радиоактивный; период его полураспада всего лишь немногим больше 3 мин.; при распаде он также обра-

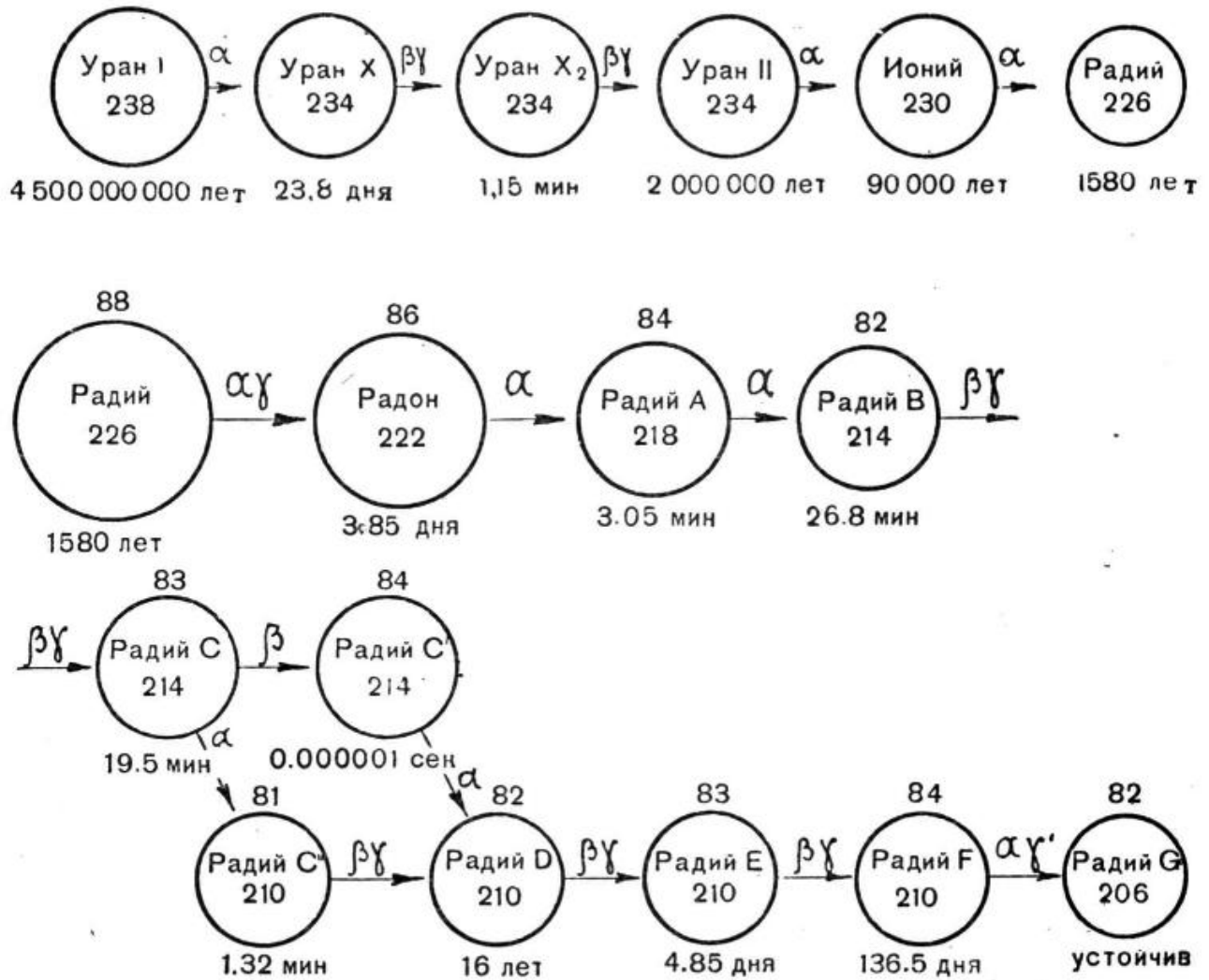


Рис. 85. Естественный радиоактивный распад урана и радия:

а — превращение урана в радий, б — радиоактивный распад радия.

зует атомы новых элементов. Так, при радиоактивном распаде радия последовательно получается целый ряд новых радиоактивных веществ (рис. 85). Конечным продуктом всех этих превращений является вполне устойчивый, нерадиоактивный свинец.

Изучение продуктов распада атомов радиоактивных элементов показало, что сам радий является лишь промежуточным продуктом в длинной цепи продуктов превращений урана (рис. 85).

Таким образом, радиоактивность есть процесс непрерывного последовательного превращения одних элементов в другие.

Изучение процесса радиоактивного распада элементов дает возможность судить о возрасте минералов, содержащих радиоактивные элементы. На основании радиоактивного распада можно найти число долей грамма свинца, образующегося ежегодно при распаде одного грамма радиоактивного элемента. Количество же свинца, приходящегося на 1 г радиоактивного элемента в данном минерале, можно определить на основе анализа этого минерала. Разделив найденный вес свинца на число граммов, ежегодно образующихся из 1 г элемента, мы и узнаем возраст минерала.

Вычисления показывают возраст минералов до 2 миллиардов лет. Отсюда возраст Земли по крайней мере  $2\frac{1}{2}$  — 3 миллиарда лет, а не каких-нибудь несколько тысяч лет, как это говорится в религиозных сказаниях «сотворении мира».

## § 5. Состав атома

В настоящее время доказано, что атомы не только радиоактивных, но и всех остальных элементов сложны. Состав атома представляется в следующем виде.

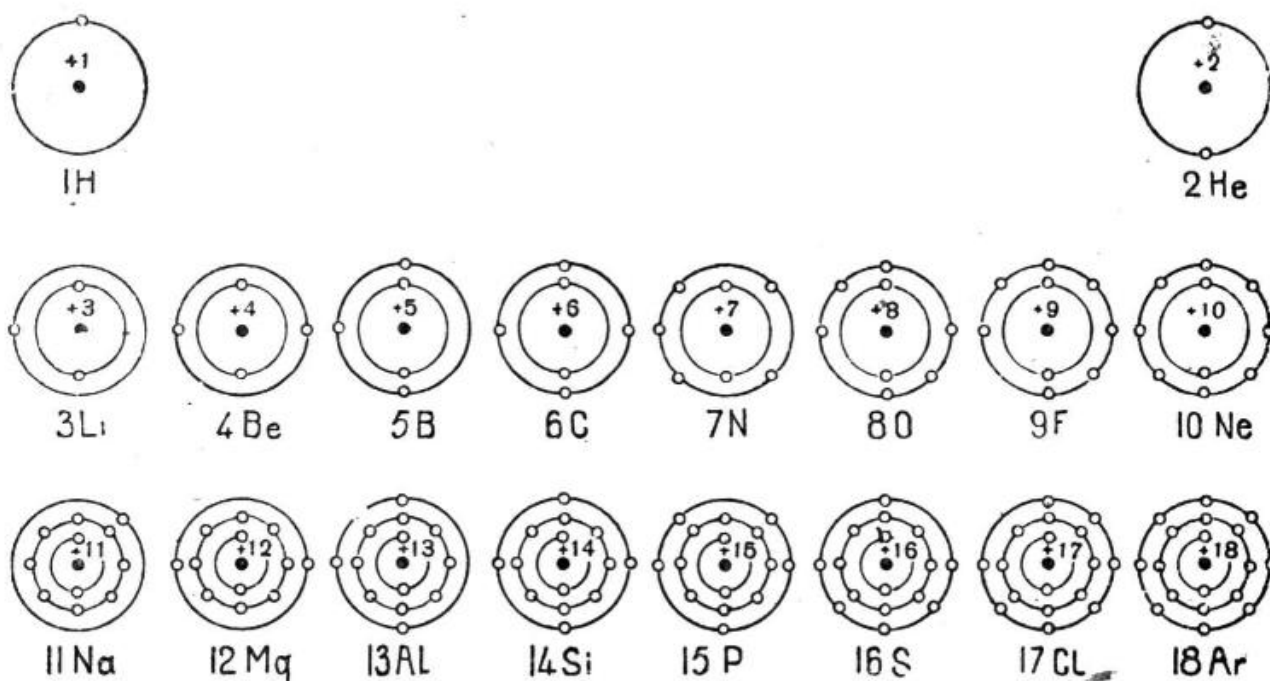


Рис. 86. Схемы атомов различных элементов.

В центре атома находится положительно заряженное ядро. Вокруг ядра расположены отрицательно заряженные электроны; они образуют оболочку атома. Простейший атом (водорода) состоит из ядра и одного электрона. Ядро атома водорода, или **протон**, имеет один наименьший возможный положительный заряд, равный по величине отрицательному заряду электрона. Количество положительных и отрицательных зарядов у атома одинаково — а т о м в ц е л о м н е й т р а л е н.

**Электроны** — частицы, которые примерно в 1840 раз легче атома водорода. Масса атома сосредоточена главным образом в ядре.

Заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в периодической системе.



Порядковый номер водорода 1, гелия 2, лития 3, бериллия 4, бора 5 и т. д. Соответственно этому заряд ядра атома водорода 1, гелия 2, лития 3, бериллия 4, бора 5 и т. д. Этим определяется и количество электронов у атома каждого элемента. Электронов на оболочке атома водорода 1, гелия 2, лития 3, бериллия 4, бора 5 и т. д. (рис. 86).

Количество положительных зарядов ядра определяет количество протонов в ядре: сколько в ядре положительных зарядов, столько в нем протонов.

Согласно общепринятой в настоящее время теории нашего советского ученого Д. Д. Иваненко в ядре, помимо протонов,

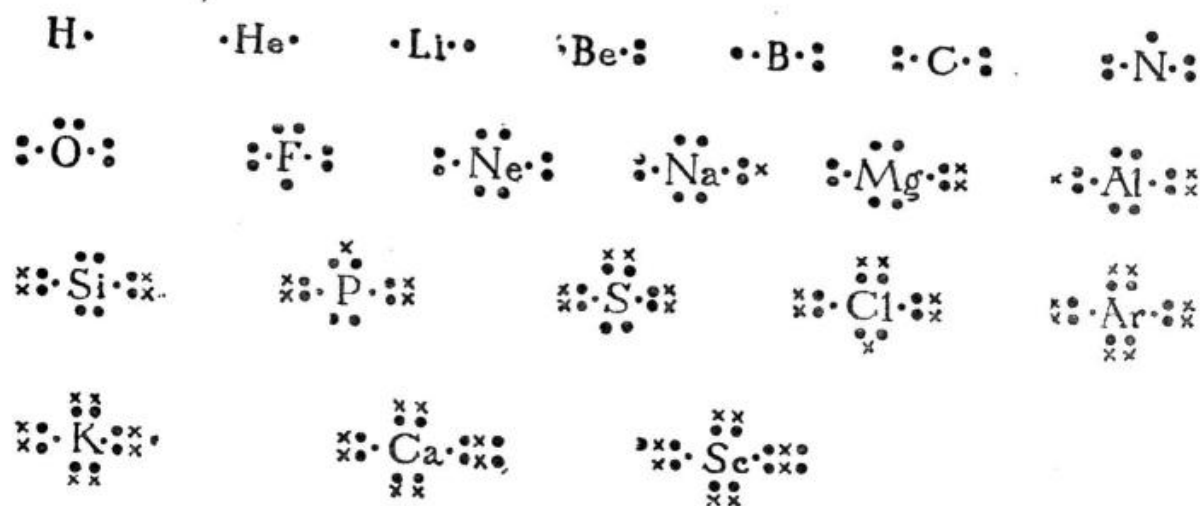


Рис. 87. Условные схемы строения оболочек атомов.

находятся еще нейтроны. **Нейтрон** — частица незаряженная, нейтральная. Масса нейтрона, как и масса протона, примерно равна массе водорода; ее принимают за единицу массы.

Общее количество протонов и нейтронов в атоме равно атомному весу элемента. Отсюда нетрудно определить количество нейтронов в ядре атома, например в ядре атома натрия. Порядковый номер атома натрия в периодической системе 11. Это значит, что протонов в ядре атома натрия 11. Атомный вес натрия 23. Это значит, что всего протонов и нейтронов в его ядре 23. А так как в его ядре протонов 11, значит, нейтронов в нем 12 ( $23 - 11 = 12$ ).

Электроны вокруг ядра атома расположены на так называемых орбитах. Количество орбит у атомов элементов соответствует тому периоду системы Д. И. Менделеева, в котором находится данный элемент. У элементов первого периода орбита одна, второго периода — две, третьего периода — три и т. д.

Орбиты находятся от ядра атома на разных расстояниях. Ближе всего к ядру первая орбита и дальше всего последняя. От атома к атому по мере возрастания порядкового номера элемента количество электронов на орбитах атомов увеличивается, вместе с тем и количество орбит также увеличивается (рис. 86).

У водорода только один электрон; этот электрон расположен на первой орбите. У гелия 2 электрона; оба они также расположены на первой орбите. У атома следующего элемента — лития — 3 электрона; два из них расположены на первой орбите, а третий уже на второй орбите. У атома четвертого элемента бериллия 4 электрона: два на первой орбите и два на второй. У всех последующих элементов, до инертного газа неона включительно, каждый новый электрон также располагается на второй орбите.

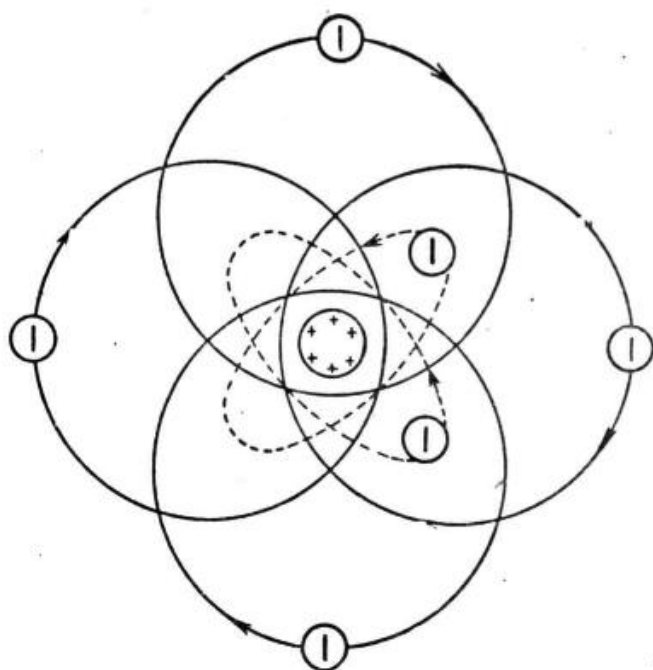


Рис. 88. Схема строения атома углерода.

Таким образом, у атома неона на первой орбите 2 электрона и на второй 8 электронов.

У одиннадцатого элемента натрия 11 электронов; 10 из них расположены, как у инертного газа неона (2 на первой и 8 на второй), а одиннадцатый электрон начинает уже новую, третью орбиту. На этой же третьей орбите располагаются последовательно электроны атомов всех элементов до инертного газа аргона включительно. Таким образом, атом аргона имеет три орбиты: на первой 2, на второй 8 и на третьей 8 электронов. У следующего эле-

мента — калия — прибавляется еще один электрон, который образует новую, четвертую орбиту.

Распределение электронов по орбитам изображают и иначе: точками, крестиками и др. (рис. 87).

Электроны непрерывно вращаются вокруг ядра, подобно тому как Земля и планеты вращаются вокруг Солнца. На рисунке 88 изображена схема строения атома углерода.

## § 6. Образование молекул

В образовании молекул веществ участвуют электроны — главным образом с наружных орбит атомов. При этом атомы часто или теряют свои внешние электроны или же принимают электроны от других атомов — образуют наиболее устойчивую внешнюю орбиту. Те атомы, которые на внешней орбите имеют меньше четырех электронов, сравнительно легко передают свои электроны другим атомам. Те же атомы, которые на внешней орбите имеют больше четырех электронов, значительно легче принимают электроны от других атомов, достраивая свою внешнюю орбиту до наи-

более устойчивой системы, состоящей из 8 электронов; именно такие, наиболее устойчивые орбиты у атомов инертных газов.

Выясним процесс образования молекулы хлористого натрия (рис. 89 и 90).

На внешней орбите у атома натрия всего лишь один электрон, а у атома хлора семь электронов. До образования устойчивой электронной орбиты следующего инертного газа хлору не хватает всего лишь одного электрона, а натрию семи электронов. Вполне понятно, что атом натрия гораздо легче передаст хлору свой единственный электрон, чем примет от него семь электронов. Атом натрия свой внешний электрон отдает хлору. При этом у натрия и у хлора образуются устойчивые орбиты из восьми электронов.

Атом натрия, потеряв свой электрон, становится положительно заряженным, а атом хлора, приняв этот электрон, становится отрицательно заряженным. Это уже не нейтральные атомы, а **ионы**.

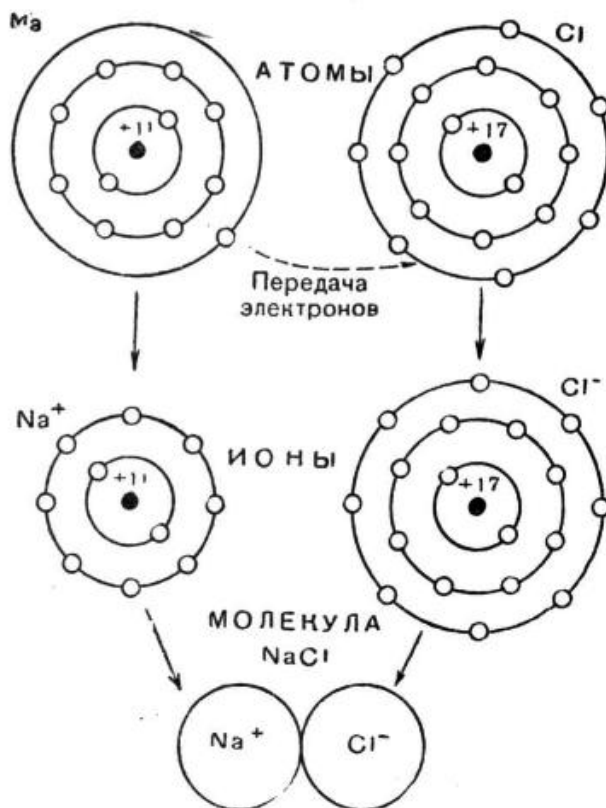


Рис. 89. Образование молекулы хлористого натрия.

Атомы, которые потеряли или приобрели некоторое число электронов, носят название **ионов**. Ионы бывают **положительные** и **отрицательные**. Положительные ионы носят название **катионов**, а отрицательные — **анионов**.

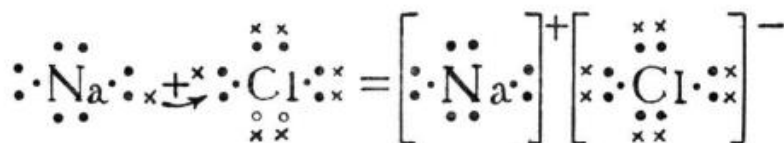


Рис. 90. Образование молекулы хлористого натрия (в более сокращенном виде).

Ион натрия — положительный (катион), а ион хлора — отрицательный (анион). Ионы натрия и хлора, как противоположно заряженные, притягиваются друг к другу и образуют молекулу хлористого натрия.

Рассмотрим еще образование молекулы окиси кальция CaO (рис. 91 и 92).

Кальций на внешнем слое имеет только два, а кислород шесть электронов. Атом кальция отдает свои два электрона атому кислорода. Ионы кальция и кислорода затем присоединяются друг к другу и образуют молекулу окиси кальция CaO.

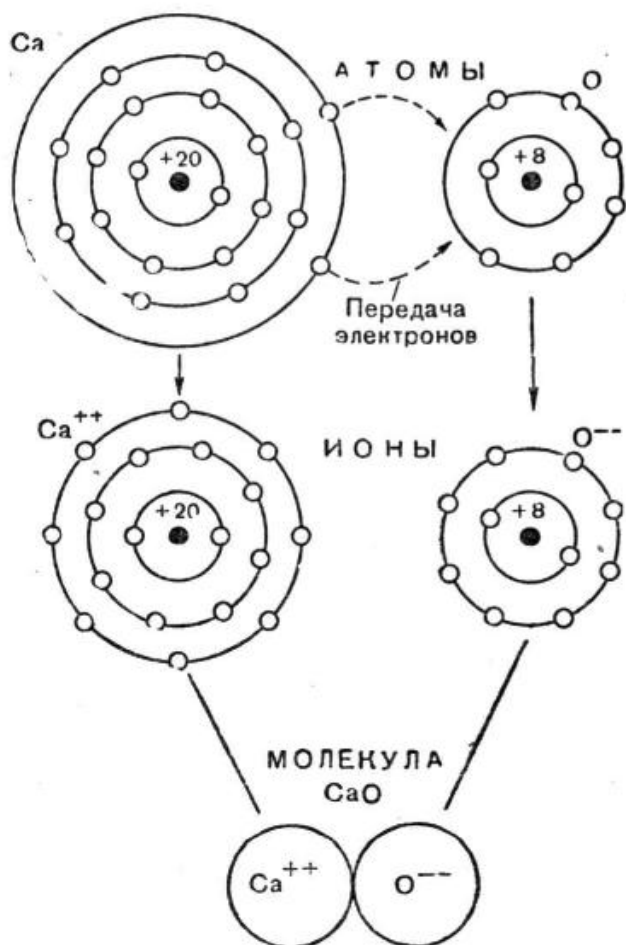


Рис. 91. Образование молекулы окиси кальция.

ются друг к другу, то один электрон первого атома и один электрон второго атома образуют общую пару электронов. Эта пара электронов вместе с остальными шестью электронами

Так образуются молекулы и многих других сложных веществ.

Молекулы же простых веществ образуются иначе. Например, при образовании молекулы водорода (H<sub>2</sub>) атом водорода не передает свой электрон другому атому (рис. 93). В молекуле водорода оба электрона двух атомов водорода делаются общими. Благодаря этому каждый атом водорода образует прочную систему из двух электронов, как у инертного газа гелия.

Молекула хлора (Cl<sub>2</sub>) также образуется без передачи электронов (рис. 94). Атомы хлора, как известно, на своей внешней орбите имеют семь электронов. Когда два атома хлора приближа-

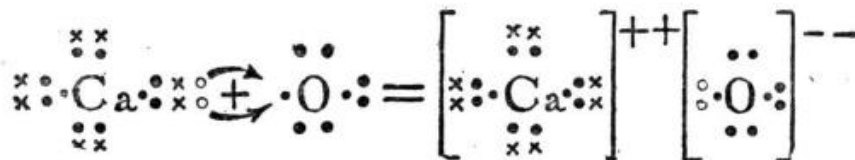


Рис. 92. Образование молекулы окиси кальция (в более сокращенном виде).

у каждого атома данной молекулы образует вполне устойчивую 8-электронную орбиту. Так образуются молекулы кислорода, фтора, азота, хлора и других простых веществ (рис. 95).

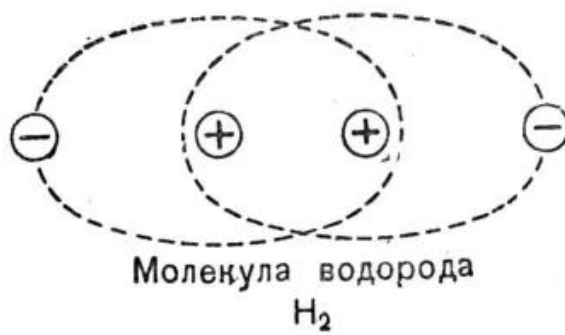


Рис. 93. Образование молекулы водорода.

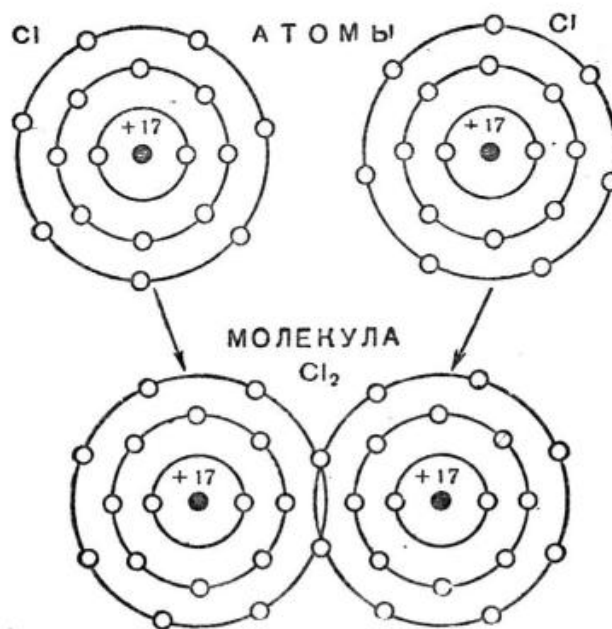


Рис. 94. Образование молекулы хлора.



Рис. 95. Образование молекул простых веществ.

## § 7. Основы современной химии

Современная химия исходит из данных о строении атомов. В основе ее лежит электронная теория. Все понятия и законы химии мы теперь рассматриваем в свете электронных представлений.

Из предыдущего параграфа мы видим, что процесс образования молекулы связан с электронами внешней орбиты атомов.

*Химические свойства элемента определяются составом и характером внешней орбиты его атома.*

Элементы, атомы которых сравнительно легко передают электроны со своей внешней орбиты атомам других элементов, являются химически активными. Таковы, например, натрий, калий, кальций, магний и др. Химически активны и те элементы, атомы которых сравнительно легко принимают электроны на свою внешнюю орбиту. Таковы, например, хлор, кислород, сера, фосфор и др. Те же элементы, атомы которых имеют внешнюю орбиту очень устойчивую, являются неактивными, инертными. Таковы, например, гелий, неон, аргон и др. Процесс принятия и отдачи электронов проявляется при химических реакциях. Когда, например, магний сгорает — соединяется с кислородом, то он свои два электрона передает на шестиэлектронную орбиту атома кислорода.

*Процесс отдачи электронов есть реакция окисления, а процесс принятия электронов есть реакция восстановления.*

Магний при горении, отдавая свои электроны кислороду, окисляется. Кислород же в этом процессе, принимая электроны от магния, восстанавливается.

В зависимости от того, как проявляют себя атомы, все элементы подразделяют на две группы: **металлы и металлоиды.**

*Элементы, атомы которых легче отдают электроны, чем принимают их, относят к металлам. Элементы же, атомы которых легче принимают электроны, чем отдают их, относят к металлоидам.*

Элементы первых двух групп периодической системы легко отдают свои электроны. Это — металлы. Элементы VII и VI групп периодической системы сравнительно легко принимают электроны от других атомов. Это главным образом металлоиды. Элементы IV группы периодической системы (C, Si и др.) могут не только отдавать свои электроны (образовывать соединения  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$  и др.), но и принимать электроны от других атомов (образовывать соединения  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$  и др.). Элементы этой группы проявляют свойства и металлов, и металлоидов. Резкой грани между металлами и металлоидами провести нельзя:

составные части атомов в с е х элементов одинаковы, все дело лишь в количестве и распределении этих частиц.

От поведения атомов в химических процессах зависит и валентность элементов.

*Валентность элемента есть свойство атома данного элемента отдавать или принимать, а также удерживать определенное количество электронов других атомов.*

Атомы натрия, калия и других щелочных металлов отдают другим атомам всего лишь один электрон. Эти элементы **о д н о в а л е н т н ы**. Атомы магния, кальция и других щелочноземельных металлов отдают другим атомам два электрона. Эти элементы **д в у х в а л е н т н ы**. Атомы хлора, брома и йода принимают от других атомов на свой внешний слой только один электрон. Эти элементы **о д н о в а л е н т н ы**. Атомы кислорода и серы от других атомов на свой внешний слой принимают два электрона. Эти элементы **д в у х в а л е н т н ы**.

*Различают валентность положительную и отрицательную.* У металлов, отдавших свои электроны, проявляется **в а л е н т н о с т ь п о л о ж и т е л ь н а я**. У металлоидов, принявших на свою внешнюю орбиту электроны атомов других элементов, проявляется **в а л е н т н о с т ь о т р и ц а т е л ь н а я**. Так как кислород всегда проявляет валентность только отрицательную, а водород только положительную, то

*валентность отрицательную иначе называют валентностью по кислороду, а валентность положительную — валентностью по водороду.*

Атомы целого ряда элементов (С, S, N и др.) в зависимости от условий могут отдавать или принимать в одном случае одно, а в другом случае другое количество внешних электронов. Такие элементы проявляют **п е р е м е н н у ю в а л е н т н о с т ь**.

С точки зрения строения атомов теперь объясняется и значительно углубляется также периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева.

Оказывается, атомы сходных по своим химическим свойствам элементов (одной и той же группы) имеют сходное строение орбит. Атомы всех рассмотренных нами элементов I группы на внешней орбите имеют один электрон, II группы — два, III группы — три, IV группы — четыре электрона.

Количество электронов на внешней орбите атомов по мере повышения порядкового номера элементов изменяется не последовательно, а **п е р и о д и ч е с к и**; увеличивается только от одного до восьми, затем опять увеличивается от одного до восьми и т. д.

У элементов по мере возрастания порядкового номера в пределах периода количество электронов во внешнем слое постепенно увеличивается; в связи с этим их способность к отдаче внешних

(валентных) электронов ослабляется, а к принятию увеличивается; именно поэтому металлические свойства их постепенно ослабляются, а металлоидные усиливаются.

У элементов в пределах группы периодической системы по мере возрастания порядкового номера количество электронных слоев увеличивается; в связи с этим внешние (валентные) электроны от положительно заряженного ядра все удаляются и их способность к переходу на внешний слой других атомов все усиливается, а к принятию электронов других атомов ослабляется; именно поэтому у элементов каждой группы по мере возрастания порядкового номера металлоидные свойства ослабляются, а металлические усиливаются.

Расширилось теперь и понятие о химическом элементе. Раньше элементом считали совокупность всех вообще однородных атомов — думали, что все атомы одного и того же элемента одинаковы и имеют один и тот же атомный вес. Такое представление об элементе в связи с исследованием состава атомов оказалось не вполне правильным.

В настоящее время установлено, что атомы одного и того же элемента по своему весу неодинаковы.

*Атомы данного элемента, имеющие один и тот же заряд ядра, но разный атомный вес, называются и з о т о п а м и.*

Все изотопы данного элемента находятся в одном и том же месте периодической системы, под одним и тем же номером; отсюда их название **изотопы**, что значит «равноместные».

Современные исследования показали, что изотопы имеются не только у радиоактивных элементов, но почти у всех остальных элементов периодической системы. Так, например, недавно открыт изотоп водорода с атомным весом 2 и выделена вода, имеющая в составе этот изотоп. Этот изотоп получил название «тяжелый водород», а образованная им вода — «тяжелая вода». Свойства «тяжелой воды» особые; она тяжелее обыкновенной воды, удельный вес ее 1,111, температура кипения ее  $101,42^\circ$ , температура замерзания  $+3,8^\circ$ . Открыты также изотопы кислорода, азота, углерода, урана и многих других веществ. Оказалось, что химические элементы представляют собой не одинаковые атомы, а смеси изотопов.

Количественное соотношение между изотопами каждого элемента постоянное. Например, хлор, из какого бы соединения он ни был получен, всегда состоит из 75% изотопа с атомным весом 35 и 25% изотопа с атомным весом 37. Средний атомный вес хлора 35,5.

*Атомные веса элементов в периодической системе — это средние атомные веса из атомных весов изотопов этих элементов.*



Учитывая существование изотопов, понятие элемент теперь характеризуют уже не атомным весом, а составом ядра атомов или положением элемента в периодической системе:

*Элемент — это совокупность изотопов с одним и тем же порядковым номером, или все вообще атомы, имеющие один и тот же заряд ядра.*

Периодическая система элементов теперь также представляется несколько в ином свете. Раньше мы отмечали, что в периодической системе наблюдаются некоторые кажущиеся противоречия: в случаях калия и аргона, йода и теллура, кобальта и никеля общая закономерность в расположении элементов по возрастанию атомных весов нарушается. Теперь эти «противоречия» находят свое объяснение. Оказывается, у аргона имеются три изотопа с различными атомными весами: 36, 38 и 40; из этих изотопов у него больше всего тяжелого изотопа с атомным весом 40; этого изотопа в природном аргоне 99,62%, поэтому-то средний атомный вес аргона 39,94. У калия тоже три изотопа с различными атомными весами: 39, 40 и 41; из этих изотопов у него больше всего легкого изотопа с атомным весом 39; этого изотопа у природного калия 93,4%, поэтому-то средний атомный вес калия 39,09. Если бы у каждого из этих элементов изотопы в смеси содержались в равных количествах, то средний атомный вес у аргона был бы  $(36 + 38 + 40) : 3 = 38$ , а у калия  $(39 + 40 + 41) : 3 = 40$ , а это совершенно не соответствует действительности.

В связи с углублением, уточнением понятий атомный вес и элемент теперь углубляется и объяснение самого периодического закона Д. И. Менделеева.

Если раньше в основе периодического закона Менделеева лежал атомный вес, то теперь открыто более основное свойство атомов: состав их ядер. **Периодический закон** теперь формулируется так:

*Свойства элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.*

## § 8. Искусственное превращение элементов

Химия, как и всякая наука, не только вскрывает основные закономерности химических явлений, но и стремится управлять химическими явлениями, подчинять их своим практическим целям. В этом отношении особенно поразительны успехи химии, в том числе и нашей советской, за последние годы.

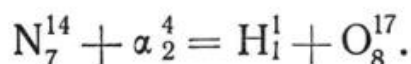
Как только выяснилась природа атома и его элементарных частиц, как только была понята сущность радиоактивного распада элементов, встал вопрос о том, нельзя ли атом разрушить искусственно.

Колоссальными усилиями ученых (химиков и физиков) всего мира эта в свое время фантастическая задача теперь успешно раз-

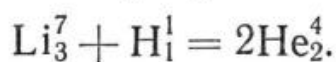
решена; атомы удалось расщепить на составные части. Для этого сначала использовали продукты естественного распада радиоактивных элементов — альфа-лучи.

Альфа-лучи, как мы уже отмечали, представляют собой поток довольно тяжелых (в четыре раза тяжелее атома водорода) частиц, летящих со скоростью до 20 тыс. км в секунду и вследствие этого обладающих очень большой кинетической энергией. Это свойство альфа-частиц и использовали для бомбардировки атомов.

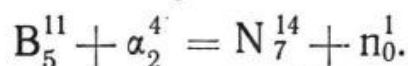
Альфа-частицы, как своеобразные снаряды, направлялись на разные вещества. Атомы взятых веществ при этом разрушались и превращались в атомы уже других веществ. Атомы азота превращались в атомы изотопа кислорода ( $O_8^{17}$ ) и протоны ( $H_1^1$ ):



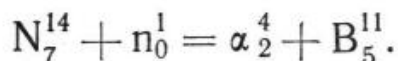
Направляют на атомы и протоны. Атомы одного элемента также превращаются в атомы другого элемента. Атомы лития ( $Li_3^7$ ) превращаются в атомы гелия ( $He_2^4$ ):



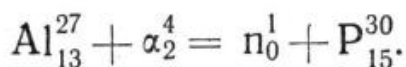
При бомбардировке альфа-частицами атомы бора превращаются в атомы азота и нейтроны ( $n_0^1$ ):



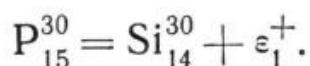
Направляют на атомы и нейтроны. Атомы также разрушаются. Атомы азота превращаются снова в атомы бора:



При этом было замечено необычное явление: образовавшиеся при бомбардировке новые атомы сами дальше продолжали разрушаться и превращаться в атомы другого элемента; так обнаружили искусственную радиоактивность. Например, атомы алюминия превращались в атомы фосфора ( $P_{15}^{30}$ ):



Но этот полученный фосфор необычный: он сам продолжал разрушаться, как радиоактивное вещество. Это радиофосфор. Период его полураспада всего лишь 2 мин. 15 сек. Он превращается дальше в кремний:



Помимо кремния, при этом обнаружены еще частички, по массе такие же, как электрон, только положительно заряженные ( $\epsilon_1^+$ ) — **позитроны**.

• Фредерик Жолио-Кюри (1900—1958) — выдающийся французский ученый вместе со своей женой Ирен Кюри в 1934 г. открыл явление искусственной радиоактивности, за что удостоен Нобелевской премии. Построил во Франции первый атомный котел для получения атомной энергии.

Ф. Жолио-Кюри — коммунист, участник движения Сопротивления в период оккупации Франции. До последнего дня своей жизни — председатель Всемирного Совета Мира. За большую и плодотворную деятельность в борьбе за мир удостоен звания лауреата Международной Ленинской премии.

Получающиеся искусственные атомы находят практическое применение. Особенно серьезное значение в настоящее время приобретает выделяющаяся при разрушении ядра атомов атомная энергия, или правильнее внутриатомная энергия. Нет сомнения, что в недалеком будущем внутриатомная энергия получит широкое применение в мирной созидательной деятельности человека. Все попытки империалистически настроенных правящих групп капиталистических стран использовать внутриатомную энергию лишь в военных целях — в целях уничтожения человечества, безусловно, провалятся. Овладение этой новой колоссальной силой природы в нашей стране послужит могучим средством дальнейшего, еще более успешного развития техники и повышения благосостояния трудящихся.

### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Как представляли себе атом до конца XIX в.?
2. Что такое радиоактивность и какую роль открытие этого явления сыграло в изменении представления об атоме?
3. Как открыли явление радиоактивности?
4. Охарактеризуйте радий.
5. Что собой представляют лучи радия?
6. В чем сущность радиоактивного распада атомов?
7. Как радиоактивный распад атомов помогает определить возраст Земли?
8. Каковы основные части атома?
9. Как мы представляем себе расположение электронов в атомах?
10. Как происходит процесс образования молекул?
11. Что такое ионы? Приведите примеры.
12. Как с точки зрения электронных представлений можно объяснить:  
а) химические свойства элементов; б) реакции окисления и восстановления;  
в) валентность?
13. Как с точки зрения представлений о строении атома можно объяснить понятия: а) металл и металлоид; б) изотоп; в) атомный вес; г) элемент?
14. Объясните периодический закон в свете современных представлений.
15. В чем сущность искусственного превращения элементов?

## ГЛАВА IX

### УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

#### § 1. Углерод и кремний в периодической системе

Углерод и кремний находятся в IV группе периодической системы Д. И. Менделеева. На внешней орбите их атомов по четыре валентных электрона (рис. 96).

Уже один этот факт дает возможность определить наиболее характерные свойства этих элементов.

Четвертая группа находится в середине периодической системы. А на основе периодического закона мы знаем, что в направлении от I к VII группе периодической системы металлические свойства постепенно ослабевают, а металлоидные усиливаются; в направлении же от VII группы к I, наоборот, металлоидные свойства ослабевают, а металлические усиливаются. И в том и в другом направлении IV группа занимает промежуточное положение. Поэтому следует ожидать, что элементы IV группы должны проявлять примерно в одинаковой степени свойства и металлоидные и металлические.

На основе строения атомов мы также знаем, что элементы, атомы которых на внешней орбите имеют четыре валентных электрона, способны передать эти четыре электрона атомам других элементов — проявить себя как металлы, или же принять от атомов других элементов еще четыре электрона до образования устойчивой 8-электронной орбиты — проявить себя как металлоиды. Так что и с точки зрения строения атомов следует ожидать, что углерод и кремний должны проявлять примерно в одинаковой степени свойства и металлоидные, и металлические.

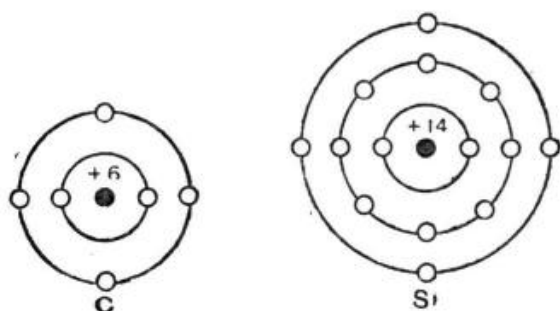


Рис. 96. Схема строения атомов углерода и кремния.

Более конкретно это должно бы выразиться в следующем. Так как типичные металлоиды (галогены) с кислородом непосредственно не соединяются, а типичные металлы, наоборот, с кислородом очень хорошо соединяются, то следует ожидать, что углерод и кремний с кислородом тоже соединяются как металлы, но только не при обычных условиях; на этом же основании следует ожидать, что окислы этих элементов должны быть довольно прочными и встречаться в природе в свободном виде.

Это соответствует представлению о строении атомов. У атомов кислорода на внешней орбите шесть электронов. Атомы кислорода сравнительно легко примут еще два электрона до 8-электронной устойчивой орбиты. Поэтому следует ожидать, что углерод и кремний с кислородом действительно соединяются и образуют окислы  $\text{CO}_2$  и  $\text{SiO}_2$ , в которых они положительно четырехвалентны. Да и на основе периодической системы также известно, что элементы IV группы образуют высшие солеобразующие окислы типа  $\text{RO}_2$ , где эти элементы по кислороду четырехвалентны.

Высшие окислы углерода и кремния как металлоидов, по-видимому, ангидриды, которым соответствуют кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

Высшие окислы углерода и кремния как металлоидов, по-видимому, ангидриды, которым соответствуют кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

Высшие окислы углерода и кремния как металлоидов, по-видимому, ангидриды, которым соответствуют кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

Так как элементы IV группы как металлоиды сравнительно мало активны, то следует ожидать, что образуемые ими кислоты  $H_2CO_3$  и  $H_2SiO_3$  слабые.

Положением в периодической системе определяется также отношение углерода и кремния к водороду. Известно, что типичные металлоиды (галогены) с водородом взаимодействуют очень хорошо и что эта способность взаимодействовать с водородом в направлении от VII к I группе постепенно ослабляется. Элементы IV группы как металлоиды, по-видимому, тоже взаимодействуют с водородом; судя по общей формуле  $RH_4$ , их водородные соединения должны иметь состав  $CH_4$  и  $SiH_4$ .

Это соответствует представлению о строении атомов. У атомов водорода всего лишь один электрон; этот электрон он сравнительно легко отдает. Атомы же углерода и кремния могут принять четыре электрона. Поэтому следует ожидать, что углерод и кремний с водородом действительно взаимодействуют и образуют соединения  $CH_4$  и  $SiH_4$ , в которых они отрицательно четырехвалентны.

Так в самом общем виде можно представить себе углерод и кремний на основе их положения в периодической системе и строения их атомов.

Посмотрим, насколько это соответствует действительности.

## § 2. Углерод (ат. вес 12)

Углерод, как химический элемент, образует два простых вещества: алмаз и графит.

**А л м а з** — вещество бесцветное, прозрачное, кристаллическое, из всех известных в природе веществ самое твердое. **Г р а ф и т** — вещество серого цвета, кристаллическое, очень мягкое и жирное на ощупь.

Алмаз и графит как простые вещества различны. Однако в химическом отношении они сходны между собой. Если алмаз сильно накаливать без доступа воздуха, то он чернеет и постепенно превращается в графит.

Алмаз и графит могут гореть и при этом образуют одно и то же вещество — углекислый газ  $CO_2$ . Образовать же при соединении с кислородом одно и то же вещество — углекислый газ — могут лишь такие простые вещества, которые состоят из одного и того же элемента — углерода.

**А л м а з и г р а ф и т** — это аллотропные виды и изменения углерода.

Алмазы встречаются в природе обычно небольших размеров. В настоящее время в нашей стране налажено производство искусственных алмазов. Граненые алмазы определенной формы (рис. 97) называются бриллиантами. Как очень твердое вещество, алмаз используется в технике для резки стекла, для резки, обтачивания и сверления самых твердых горных пород, при бурении нефтяных скважин, устройстве шахт, тоннелей и т. п.

Графит — вещество очень мягкое, огнестойкое, проводящее электрический ток; используется для приготовления карандашей, тугоплавких тиглей, электродов, смазочных материалов и др.

Уголь. Следует заметить, что к аллотропным видоизменениям углерода иногда относят также уголь. Это неверно. Всем хорошо известно, что при сжигании древесного угля остается еще зола; это значит, что древесный уголь — вещество нечистое, в нем находятся различные примеси. Даже наиболее чистый уголь (сажа) содержит некоторые примеси.

В технике чистый уголь получают сжиганием смолы, скипидара, нафталина, природных газов и других богатых углеродом веществ при недостаточном доступе воздуха. Такой наиболее чистый, аморфный уголь применяется для приготовления черной краски, для получения резины и в других производствах.

Древесный уголь имеет пористое строение и проявляет очень важное свойство: на своей довольно значительной поверхности он может удерживать, сгущать пары и газы.

*Способность веществ удерживать, сгущать на своей поверхности газы, пары и растворенные вещества носит название адсорбции.*

Адсорбцию угля можно наблюдать на таком, например, опыте. Взять в пробирку небольшой кристаллик азотнокислого свинца  $Pb(NO_3)_2$  и нагреть. Когда пробирка наполнится бурым газом (двуокисью азота), бросить в нее несколько кусочков древесного угля, закрыть пальцем и встряхнуть. Бурый цвет газа быстро исчезает — двуокись азота поглощается углем. Древесный уголь, особенно истолченный в порошок, при кипячении обесцвечивает и такие вещества, как растворы индиго, лакмуса и др.

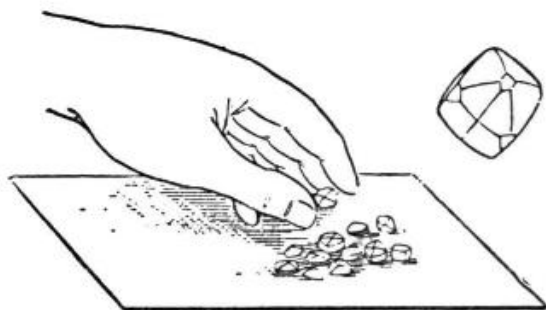


Рис. 97. Алмазы

Адсорбцию древесного угля можно значительно усилить. Древесный уголь в своих порах содержит довольно значительное количество самых разнообразных смолистых веществ. Прокаливанием без доступа воздуха смолистые вещества угля можно почти полностью удалить и таким образом значительно увеличить его пористость. Такой уголь называется активированным. Активированный уголь обладает гораздо большей поглощательной способностью, чем обычный древесный уголь.

Активированный уголь широко используют: в фильтрующем противогазе (рис. 34), в сахарном производстве — для обесцвечивания сахарного сиропа, для обесцвечивания и очистки патоки, масла, жира, вина; в качестве лекарства при катарах желудка и кишок, при дизентерии, при отравлении.

### § 3. Окись углерода

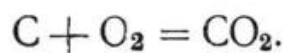
Алмаз, графит и уголь могут окисляться: уголь при нагревании на воздухе, а алмаз и графит при высокой температуре в чистом кислороде. При этом образуется углекислый газ  $\text{CO}_2$ ; при недостаточном же доступе воздуха образуется окись углерода  $\text{CO}$ .

Окись углерода  $\text{CO}$  — бесцветный газ немного легче воздуха, очень мало растворимый в воде; с водой не соединяется и кислоты не образует — это окисел не солеобразующий.

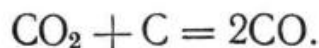
Окись углерода в обыденной жизни называют угарным газом. Угарный газ ядовит. Он образуется в печи, в самоваре и т. п. в том случае, когда уголь еще не совсем прогорит, когда еще «пахнет угаром». Однако следует иметь в виду, что характерный «запах угара» — это запах дыма и еще неполностью сгоревших дров; окись же углерода — газ совсем без запаха.

В технике окись углерода получают также при неполном сгорании топлива. Это делают в специальном аппарате — **газогенераторе** (рис. 98).

Газогенератор наполняют углем — коксом. Кокс разжигают. Воздух поступает через трубу снизу. В нижней части генератора уголь сгорает полностью, образуется углекислый газ:



В более высокие слои генератора кислород воздуха не доходит, хотя уголь здесь и раскален. Через этот уголь проходит углекислый газ. Раскаленный уголь отнимает от углекислого газа часть кислорода:



Получается окись углерода  $\text{CO}$ . Но окись углерода получается не чистая, а в смеси с азотом воздуха.

Смесь окиси углерода с азотом воздуха носит название **генераторный** (или «воздушный») газ.

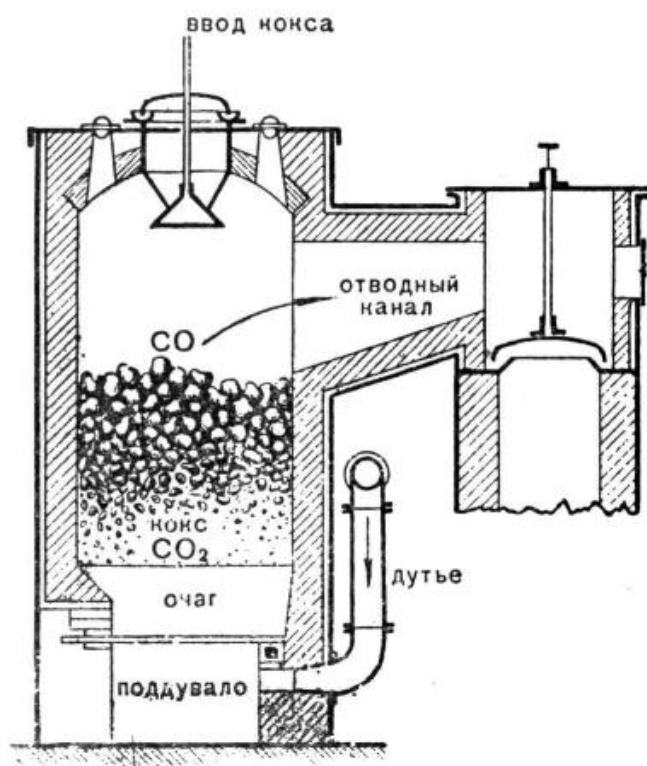
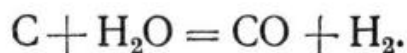


Рис. 98. Схема газогенератора.

Оксид углерода — вещество горючее. Поэтому генераторный газ используют в качестве газообразного топлива; это топливо особенно важно в таких производствах, где нужно сильное и равномерное нагревание, например для «варки» стекла, для плавки стали и т. п.

Газогенератор можно загружать не только коксом, но и обычным каменным углем. При неполном сгорании каменного угля в газогенераторе образуются и другие газообразные продукты, главным образом светильный газ. Светильный газ представляет собой смесь различных горючих газов (водорода, метана, окиси углерода и др.) с небольшим количеством негорючих примесей (углекислого газа, азота и кислорода). Светильный газ применяется для нагревания в лабораториях и в быту.

В газогенератор с сильно раскаленным коксом иногда вместо воздуха вдувают пары воды. Вода при этом разлагается на кислород и водород. Кислород расходуется на сжигание кокса, а водород с окисью углерода образует смесь:

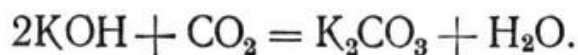


Смесь окиси углерода с водородом носит название водородного газа.

В технике иногда поступают и иначе. В газогенератор вдувают одновременно и воздух и некоторое количество водяных паров. Получают газ, который называется смешанным или полуводяным газом. В его состав входят  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ .

Оксид углерода образуется во многих случаях: при взрывах газов, в шахтах, при пожарах, при взрывах бездымного пороха и других взрывчатых веществ. Воздух с содержанием окиси углерода очень ядовит и опасен для жизни; при содержании в воздухе окиси углерода до 1% можно быстро отравиться насмерть.

Оксид углерода раньше противогазом не улавливалась. Теперь же получена такая смесь (из двуокиси марганца  $\text{MnO}_2$  и окиси меди  $\text{CuO}$ ) — гопкалит, которая является очень хорошим катализатором; в присутствии гопкалита окисид углерода окисляется кислородом воздуха в углекислый газ, а углекислый газ затем легко поглощается щелочью:



Противогаз с гопкалитом обеспечивает полную защиту от ядовитого действия на организм окиси углерода и других вредных газов.

#### § 4. Углекислый газ

Углекислый газ в виде примеси (0,03% по объему) содержится в воздухе. В природе он образуется при горении, гниении, дыхании; выделяется водой многих источников, например нарзана

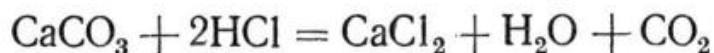


(в Кисловодске), выделяется из трещин земной коры в вулканических местностях, при извержениях вулканов и других процессах.

В технике углекислый газ получают обжиганием известняков ( $\text{CaCO}_3$ ) при высокой температуре. При этом не только выделяется углекислый газ, но и образуется жженая, или негашеная, известь  $\text{CaO}$ :



В лаборатории углекислый газ обычно получают взаимодействием углекислого кальция (карбоната кальция)  $\text{CaCO}_3$  (чаще всего мрамора) с соляной кислотой в аппарате Киппа (рис. 99):



Углекислый газ — тяжелый, примерно в  $1\frac{1}{2}$  раза тяжелее воздуха; поэтому его можно собирать по способу вытеснения воздуха (рис. 99) и можно переливать (рис. 100).

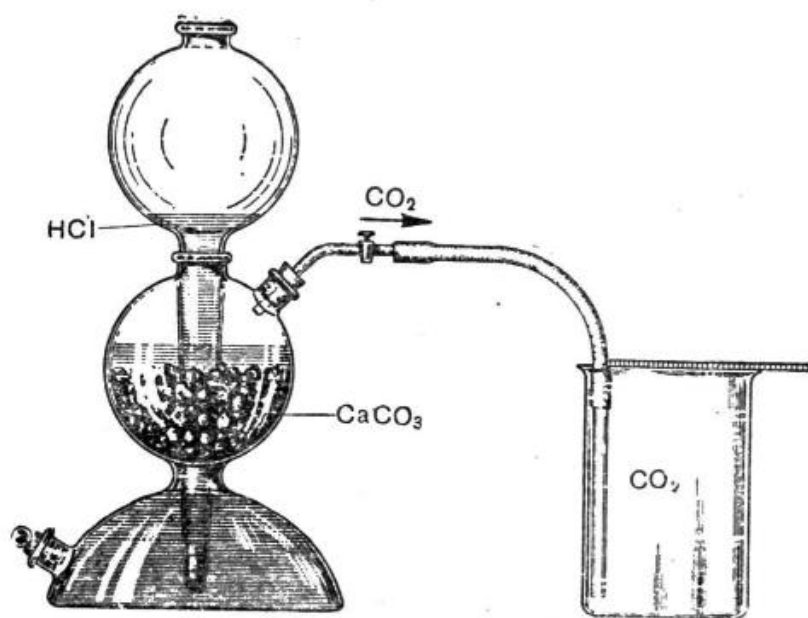


Рис. 99. Получение углекислого газа в аппарате Киппа.

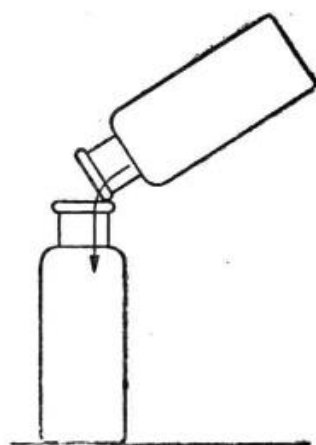
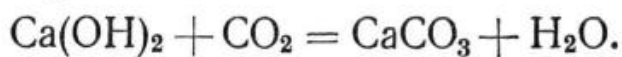


Рис. 100. Переливание углекислого газа.

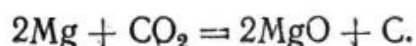
Углекислый газ обнаруживают действием так называемой и известковой воды: известковую воду он мутит. Известковая вода — это раствор едкого кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; при взаимодействии с нею углекислый газ образует нерастворимый в воде карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ :



Эта нерастворимая в воде соль и дает муть.

Углекислый газ не поддерживает горения (рис. 101).

Правда, горение некоторых веществ, например магния, продолжается и в углекислом газе:



Как вещество, не поддерживающее горения, углекислый газ используют для тушения пожара с помощью огнетушителя (рис. 102).

В огнетушителе *A* находится раствор соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и в запаянной стеклянной трубке *T* — серная кислота. Чтобы огнетушитель привести в действие,

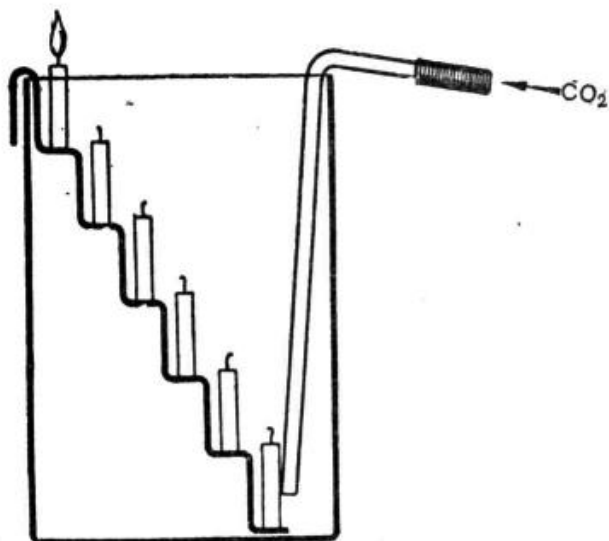
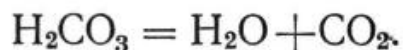


Рис. 101. Тушение свечей углекислым газом.

его переворачивают и сильно ударяют головкой штифта *Ш* об пол. Стеклянная трубка разбивается, и кислота вступает во взаимодействие с содой. Сначала получается угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



Но угольная кислота — вещество очень непрочное: она сразу же разлагается на воду и углекислый газ:



Выделяющийся углекислый газ начинает сильно давить на поверхность жидкости (рис. 102); жидкость сильной струей выбрасывается из огнетушителя и продолжает выделять углекислый газ.

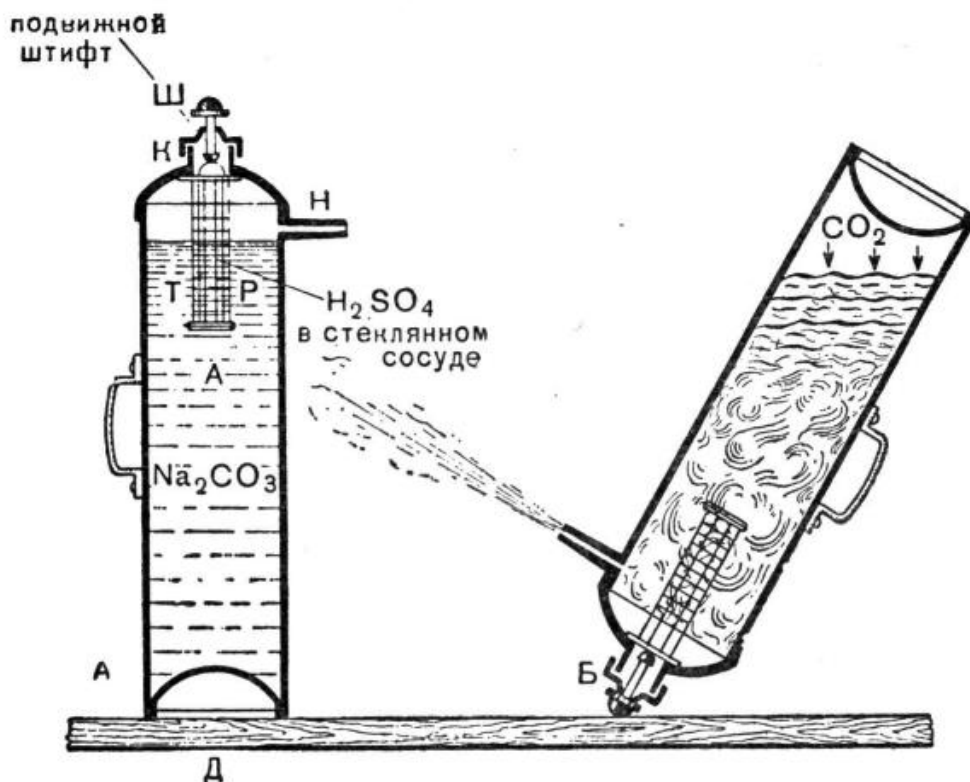


Рис. 102. Огнетушитель

Пенистая жидкость, направленная на горящий предмет, покрывает его, находящийся в ней углекислый газ оттесняет воздух, и горение благодаря этому прекращается.

Для тушения загоревшихся проводов, электрических моторов и других предметов, которые нельзя тушить раствором жидкости, в последнее время стали применять особые огнетушители с жидким  $\text{CO}_2$ . Действие этих огнетушителей основано на следующем принципе. Углекислый газ под давлением около 60 атмосфер при обыкновенной температуре сжижается; жидкость эта при уменьшении давления очень сильно испаряется, поглощает большое количество теплоты и превращается в снегообразную твердую массу (рис. 103). Огнетушители имеют баллон с жидким  $\text{CO}_2$  и специальное приспособление для выбрасывания образующейся при быстром испарении снегообразной массы. Эта масса и изолирует горящий предмет от воздуха — тушит пожар.

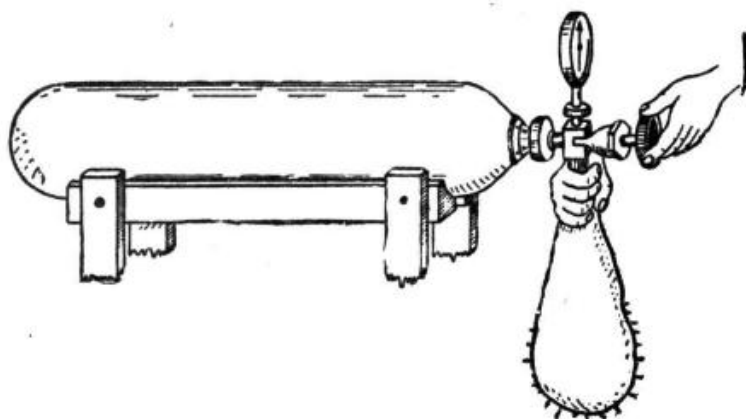
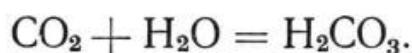


Рис. 103. Получение твердого углекислого газа из баллона.

Твердый, спрессованный  $\text{CO}_2$  носит название «сухой лед» и широко применяется для хранения скоропортящихся продуктов.

Углекислый газ растворяется в воде. На этом свойстве основано его применение для приготовления шипучих напитков — сельтерской воды, лимонада, сидро и т. п.

Но углекислый газ в воде не только растворяется, он с ней взаимодействует и образует угольную кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



## § 5. Угольная кислота и ее соли

Мы уже отмечали, что угольная кислота — вещество очень непрочное; в чистом виде (не в растворе) ее получить не удастся, она разлагается на воду и углекислый газ.

Угольная кислота с некоторыми металлами, например с магнием, взаимодействует с выделением водорода. Взаимодействует она, как мы знаем, и с основаниями, например с  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  образует соль. Угольная кислота очень слабая. Эта кислота двухосновная, она образует два вида солей: средние и кислые. Средние соли угольной кислоты носят название карбонаты, а кислые — бикарбонаты, например  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — карбонат натрия, а  $\text{NaHCO}_3$  — бикарбонат натрия.

Большое практическое значение имеет карбонат натрия — сода.

Известны три вида соды:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — водная, или кристаллическая,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — безводная, или кальцинированная,  $\text{NaHCO}_3$  — двууглекислая, или «питьевая».

Сода — один из важнейших продуктов основной химической промышленности. В очень больших количествах она применяется для мыловарения, производства стекла, едкого натра  $\text{NaOH}$ , получения самых разнообразных солей натрия, в качестве щелочи — в текстильном производстве, для стирки белья, в бумажном производстве, в кожевенной промышленности и т. д.; применяется сода и в медицине.

Сода встречается в природе — и в залежах и в воде озер. Но эти месторождения имеют только местное значение. Подавляющее же количество соды получается искусственно. (На способах получения соды мы здесь останавливаться не будем.) Содовое производство у нас получило очень широкое развитие, особенно за последнее время в связи с общим развитием химической промышленности.

Распространена в природе другая, соль угольной кислоты — **карбонат кальция**  $\text{CaCO}_3$ .

Карбонат кальция входит в состав различных горных пород. Наиболее чистая его природная разновидность — **известковый шпат**, или **кальцит**. Кальцит является основным минералом горных пород, к числу которых относятся, например, **известняки**: известняк, мел и мрамор.

Карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  в воде не растворим, а **бикарбонат кальция**  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  в воде растворим.

Если через известковую воду пропускать углекислый газ, то сначала появится муть — образуется нерастворимый карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ . При дальнейшем пропускании через этот же раствор углекислого газа муть исчезает, раствор становится прозрачным, образуется растворимый бикарбонат кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

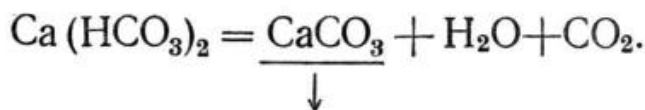
Растворимый бикарбонат кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  нередко содержится в природной воде. Такая вода называется **жесткой**. В жесткой воде часто содержится еще и сульфат кальция  $\text{CaSO}_4$ . Вода, которая содержит очень мало кальциевых солей или совсем их не содержит, называется **мягкой**.

В жесткой воде мыло не пенится и плохо моет. Жесткая вода в самоварах, чугунах, котлах образует накипь в виде серого слоя нерастворимого карбоната  $\text{CaCO}_3$ . Накипь в котлах приносит значительный хозяйственный вред: на нагревание котлов с накипью затрачивается больше топлива. Паровой котел с накипью представляет большую опасность: верхний, металлический слой котла очень сильно раскаляется; в случае образования в накипи трещины вода попадает на раскаленное железо, давление внезапно сильно повышается, и может произойти взрыв котла.

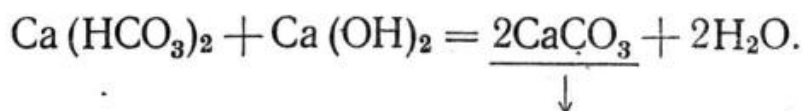
Различают жесткость воды **временную** и **постоянную**. Первая зависит от присутствия соли кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , а вторая обуславливается присутствием главным образом сульфата кальция  $\text{CaSO}_4$ .

В целом ряде производств — сахарном, красильном, мыловаренном и др., а также в быту, например для стирки белья, нужна мягкая вода.

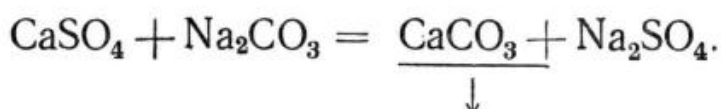
Временная жесткость может быть значительно понижена простым нагреванием воды, так как при нагревании бикарбонат кальция разлагается и нерастворимый карбонат кальция выпадает в осадок:



Более же полно смягчают воду известью  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



Постоянная жесткость воды устраняется действием соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :



Сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  — вещество растворимое, а карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  выпадает в осадок, и вода становится мягкой.

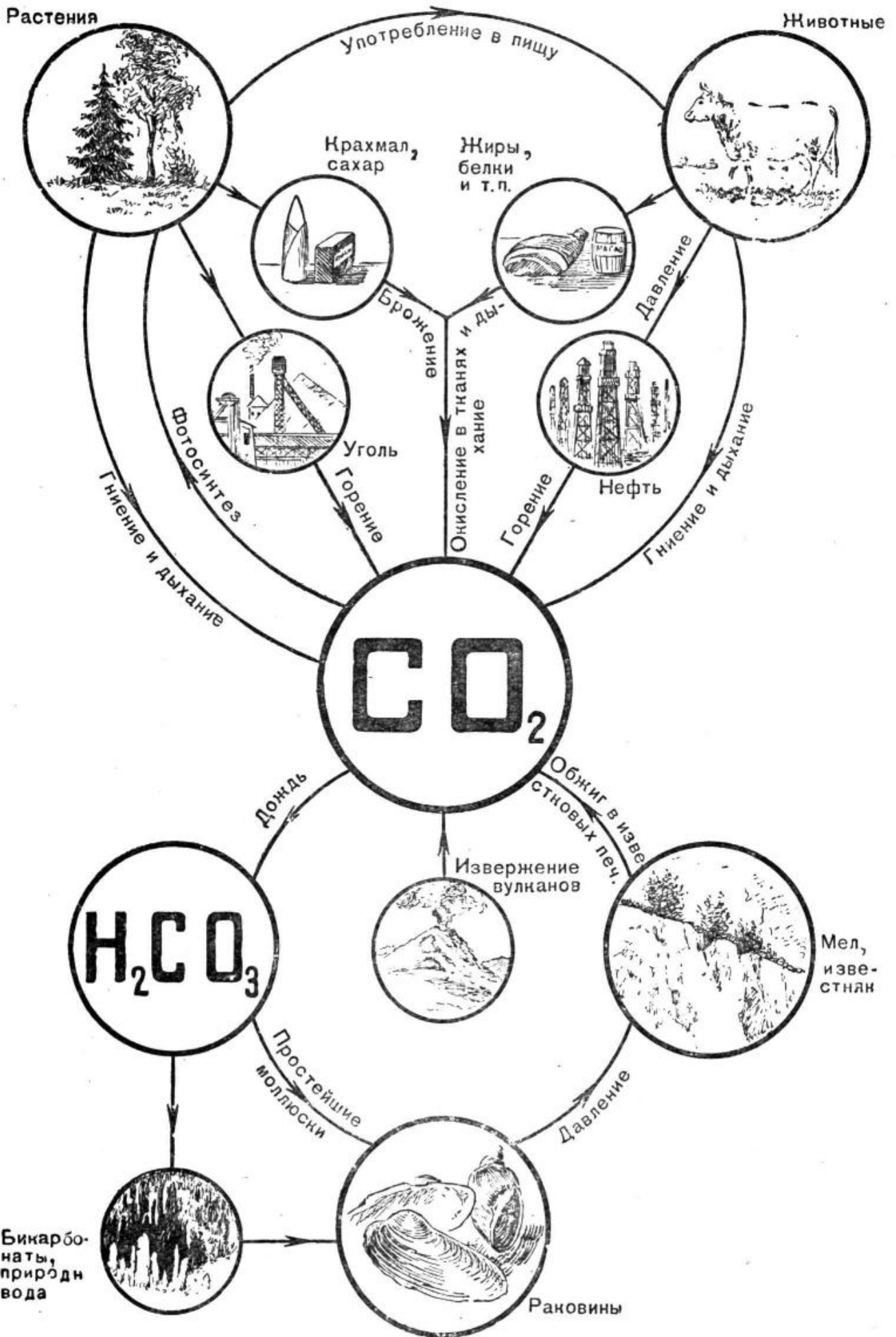
## § 6. Круговорот углерода в природе

Органические вещества, как и аллотропные видоизменения самого углерода, могут сгорать с образованием углекислого газа. Углекислый газ затем подвергается дальнейшему превращению. Происходит это в растениях. Растения поглощают из воздуха углекислый газ и под действием солнечного света разлагают его на углерод и кислород.

Кислород выделяется обратно в воздух, а из углерода в растениях образуются различные органические вещества (крахмал, сахар, жиры, белки), входящие в состав тела растений и служащие пищей для животных организмов. Происходит это только под действием солнечных лучей и в зеленых органах растений, содержащих хлорофилловые зерна.

Процесс, происходящий в зеленых органах растений, так называемый фотосинтез, исключительно сложен: здесь многое еще не вполне выяснено. Однако нет сомнения в том, что одним из первых возникающих в листьях растений продуктов превращения углекислого газа является крахмал. В листьях некоторых растений вместо крахмала образуется виноградный сахар, или глюкоза. Из крахмала и глюкозы при участии воды и усваиваемых корнями из почвы растворимых солей затем в растениях образуются все другие органические вещества. Сущность фотосинтеза и роль в нем зеленого вещества — хлорофилла — раскрыл наш великий советский ученый К. А. Тимирязев.

Органические вещества растений с пищей попадают в животные организмы. Здесь они разрушаются и перерабатываются в другие, нужные для образования животной ткани продукты. Углекис-



Фиг. 104. Круговорот углерода в природе.

лый же газ снова выделяется в воздух при дыхании и при гниении живых организмов.

Из воздуха углекислый газ опять усваивается растениями с образованием более сложных органических веществ и т. д.

В природе постоянно происходит круговорот углерода (рис. 104).

Этот круговорот углерода и обуславливает совместное существование растительного и животного мира.

## § 7. Кремний и его соединения

Кремний (Si, ат. вес 28) в жизни неживой природы играет очень большую роль. Он входит в состав песка, глины и большинства других горных пород. После кислорода это самый распространенный на земле элемент.

В свободном виде кремний в природе не встречается. Наиболее распространенное в природе соединение кремния — двуокись кремния, или кремнезем

$\text{SiO}_2$ . Кремнезем известен в двух видоизменениях: кристаллическом и некристаллическом (аморфном). Трепел, или инфузорная земля, — аморфный кремнезем, а кварц — кристаллический кремнезем.

Обыкновенный белый песок состоит из зерен кварца; окраска его зависит от различных примесей. Прозрачные, бесцветные кристаллы кварца известны под названием горного хрусталя (рис. 105). Горный хрусталь, окрашенный в темный цвет, называется дымчатым топазом, в розово-фиолетовый — аметистом.

Минерал кремнезень, от которого и происходит название «кремний», представляет собой смесь мелкокристаллического кварца с аморфной окисью кремния.

Кремний получается из кремнезема его восстановлением. Известны два аллотропных видоизменения кремния: аморфный и кристаллический. Аморфный — бурый порошок, а кристаллический — темный, похож на графит, проводит электрический ток.

Кремний образует соединения не только с кислородом, но и с другими элементами: с водородом — кремнистый водород  $\text{SiH}_4$  и с углеродом — карбид кремния (карборунд)  $\text{SiC}$ . Кремнистый водород очень непрочный — на воздухе сам загорается; карборунд же вещество очень устойчивое и твердое, по твердости уступает только алмазу.

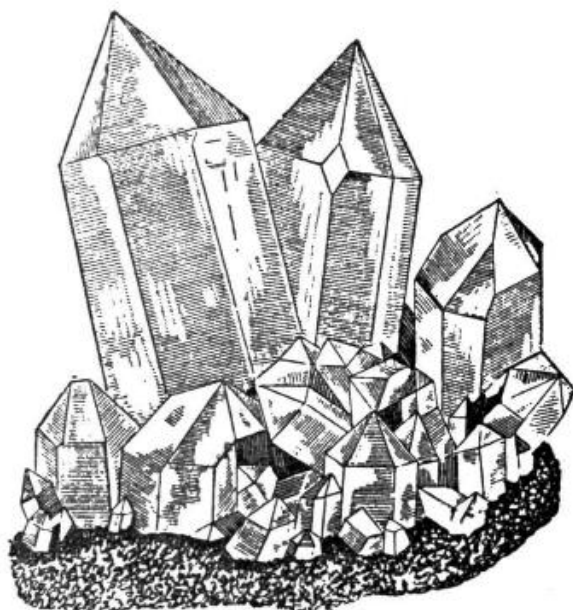
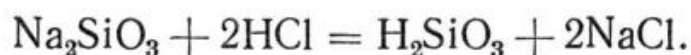


Рис. 105. Горный хрусталь.

Кремнезем  $\text{SiO}_2$  является ангидридом, которому соответствует кремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Но кремниевая кислота получается не из ее ангидрида, который, как известно, с водой не взаимодействует, а из ее соли  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Эта соль растворима в воде, а по внешнему виду похожа на стекло; поэтому ее называют растворимое стекло. На растворимое стекло действуют другой кислотой, например соляной; получают кремниевую кислоту  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ :



Кремниевая кислота — вещество твердое, нерастворимое в воде, легко распадающееся на двуокись кремния и воду:



Кроме кислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , судя по составу ряда минералов, существуют еще и другие кремниевые кислоты;  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  носит название метакремниевая кислота.

Соли кремниевых кислот называются силикатами (кремний Si по-латыни силициум). Наиболее распространенные в природе силикаты: глины, слюды, полевые шпаты и др. Они входят в состав большинства горных пород.

Горные породы под действием воды и воздуха постепенно разрушаются, или, как говорят, выветриваются. Образуются менее сложные вещества, которые вместе с органическими остатками постепенно входят в состав почвы. В жизни растений этот процесс играет очень большую роль.

Силикаты с древних времен использовались человеком. Особенно большое практическое значение силикаты имеют в настоящее время. Теперь существует важнейшая специальная отрасль народного хозяйства — силикатная промышленность.

## § 8. Силикатная промышленность

К силикатной промышленности относится производство фарфора, стекла, цемента и других важнейших материалов.

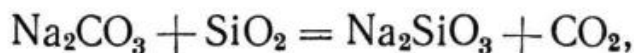
Фарфор получают сплавлением нескольких веществ: белой глины (каолина), чистого песка и полевого шпата. Технологию производства фарфора у нас впервые разработал современник и близкий друг М. В. Ломоносова, выдающийся русский ученый Д. И. Виноградов (1720—1758 гг.).

Стекло получали еще в самой глубокой древности. Однако сущность этого производства оставалась неизвестной. Секрет стеклоделия в России с большим трудом впервые открыл М. В. Ломоносов. Особенно много времени и сил он затратил на раскрытие секрета производства цветных стекол.

Для производства стекла теперь используют: песок  $\text{SiO}_2$ , соду



$\text{Na}_2\text{CO}_3$  (или поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) и известняк  $\text{CaCO}_3$ . Смесь этих веществ сильно нагревают (до  $1500^\circ$ ). Происходят реакции по уравнениям:



Образовавшиеся силикаты ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{CaSiO}_3$ ) затем сплавляют с избытком песка. Получается обыкновенное стекло. Для получения же тугоплавкого стекла вместо соды используют поташ.

Цвет стекла зависит от различных примесей. Если используют песок не чистый (белый), а с примесью окислов железа (желтый), то стекло получается не бесцветное, а несколько зеленоватое. Для получения цветных стекол различной окраски к основной массе прибавляют небольшое количество других примесей: для получения зеленого стекла —  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , синего —  $\text{CoO}$ , голубого —  $\text{CuO}$ , фиолетового —  $\text{MnO}_2$ , желтого —  $\text{Ag}_2\text{O}$  и т. п.

В настоящее время широко известно кварцевое стекло. Это стекло изготавливается расплавлением и постепенным охлаждением только одного чистого кварца. Кварцевое стекло даже при резких изменениях температуры сохраняется. Оно применяется для производства химической посуды, химической аппаратуры, кварцевых ламп и т. п.

Цемент получают из смеси известняка и глины. Используют для этого и мергель — горную породу, содержащую в своем составе необходимое количество известняка и глины. Смесь известняка и глины обжигают. Спекшуюся массу размалывают. Получившийся порошок — цемент, как важнейший вяжущий материал, используют в строительных сооружениях.

К силикатной промышленности относится также керамика, т. е. производство глиняной посуды, кирпича, черепицы и других важнейших в хозяйственной жизни предметов.

## § 9. Группа углерода

В начале главы мы предположительно дали общую характеристику углероду и кремнию только на основе периодического закона и периодической системы Д. И. Менделеева. Теперь, ознакомившись с этими элементами, мы можем сравнить их между собой и сделать некоторые уже более определенные выводы.

Углерод имеет несколько аллотропных видоизменений, одно из которых (графит) проводит электрический ток; образует соединение с водородом — метан  $\text{CH}_4$  и с кислородом высший окисел — углекислый газ  $\text{CO}_2$ , являющийся ангидридом весьма непрочной угольной кислоты  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Кремний тоже имеет аллотропные видоизменения, одно из которых (кристаллический кремний) проводит электрический ток; образует соединение с водородом — кремнистый водород  $\text{SiH}_4$  и с кислородом — кремнезем  $\text{SiO}_2$ , являющийся ангидридом весьма непрочной метакремниевой кислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .

Атомы углерода и кремния на внешней орбите, как мы уже отмечали, имеют по четыре валентных электрона.

Углерод и кремний — сходные между собой элементы. Вместе с некоторыми другими элементами (Sn и Pb — на них мы останавливаться не будем) они образуют общую группу, известную под названием группа углерода.

Группа углерода несколько своеобразна. Элементы этой группы довольно ярко проявляют свойства и металлоидов, и металлов. Как металлоиды углерод и кремний взаимодействуют с водородом и дают соединения  $\text{CH}_4$  и  $\text{SiH}_4$ , имеют окислы — ангидриды соответствующих кислот. Однако углерод и кремний, хотя и при очень высокой температуре, непосредственно соединяются и с кислородом. Здесь они проявляют металлические свойства. И по водороду и по кислороду они четырехвалентны.

Углерод и кремний проявляют свойства металлоидов и металлов, но металлоидные свойства у них выражены все-таки сильнее, чем металлические. Металлоидные свойства их значительно слабее, чем у металлоидов V группы — у азота и фосфора.

Углерод и кремний хотя и находятся в одной группе, но по своим свойствам несколько отличаются друг от друга. Водородное соединение кремния менее прочно, чем водородное соединение углерода: кремнистый водород  $\text{SiH}_4$  на воздухе самовоспламеняется, метан же  $\text{CH}_4$  — соединение довольно устойчивое и в природе существует в свободном состоянии. А нам известно, что с водородом лучше взаимодействуют металлоиды, чем металлы.

Металлоидные свойства у углерода выражены больше, чем у кремния. Это свойство находится в непосредственной связи с положением этих элементов в периодической системе и со строением их атомов. Порядковый номер углерода — 6; у него электронных орбит две. Порядковый номер кремния — 14; у него электронных орбит три. А мы знаем, что с увеличением количества орбит способность атомов отдавать свои внешние электроны усиливается. Здесь проявляется общая закономерность:

*В пределах каждой группы периодической системы Д. И. Менделеева по мере возрастания порядкового номера металлоидные свойства элементов ослабляются, а металлические усиливаются.*

#### ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. О чем свидетельствует положение углерода и кремния в периодической системе элементов?
2. Охарактеризуйте алмаз, графит.
3. На каком основании алмаз и графит считают аллотропными видоизменениями углерода?
4. Каковы свойства окиси углерода?
5. Что такое генераторный, или воздушный, газ и как его получают?
6. Что такое водяной газ?

7. Каков состав смешанного, или полуводяного, газа?
8. Для чего используют окись углерода, а также генераторный и водяной газы?
9. Как получают углекислый газ: а) в лаборатории, б) в технике?
10. Перечислите свойства углекислого газа.
11. Каково практическое значение углекислого газа?
12. На каком принципе основано действие противогаса?
13. В чем особенность угольной кислоты и ее солей?
14. Какая вода называется жесткой и как эту воду смягчают?
15. Охарактеризуйте круговорот углерода в природе.
16. В каком виде кремний находится в природе?
17. Какие соединения образует кремний с водородом и углеродом?
18. Какие производства относятся к силикатной промышленности?
19. В чем выражается сходство и различие углерода и кремния?

## ГЛАВА X

### МЕТАЛЛЫ

#### § 1. Значение металлов

В практической жизни человека металлы играют громадную роль.

Еще в глубокой древности человек обнаружил в природе металлы и обратил внимание на то, что их можно получить в свободном виде из природных соединений. Археологические раскопки свидетельствуют о том, что еще примерно за три тысячи лет до нашей эры человек получал железо, медь, цинк, олово, свинец и другие металлы. Металлы, например, добывались в древнем Египте, в древнем Китае и в других странах.

Металлургия древних народов была крайне примитивна. При обжиге руд редко и только случайно удавалось получить чистые металлы. В большинстве же случаев металлы получались вместе с другими металлами в виде сплавов. Свои орудия производства древние народы делали главным образом из бронзы — сплава меди с небольшим количеством олова.

С течением времени процесс выплавки металлов постепенно совершенствовался; все чаще и чаще металлы удавалось получать в чистом виде, обнаруживались еще новые, до того неизвестные металлы. Однако свойства чистых металлов не удовлетворяли производственным требованиям. Многие металлы слишком мягки, слишком легкоплавки и т. п. Потребовалось немало времени пока удалось заметить, что свойства отдельных металлов при их сплавлении с другими металлами изменяются, что прибавка иногда даже незначительного количества другого металла придает сплаву большую прочность, тугоплавкость и т. п. Путем внимательного наблюдения и многочисленных испытаний постепенно определялись свойства не только чистых металлов, но и их самых разнообразных сплавов.

Быстро развивающаяся производственная жизнь требовала все новых и новых материалов. Широкое применение получили

сплавы. Современная же техника немыслима без сплавов. Теперь нужны сплавы самые разнообразные. Для металлообрабатывающих станков, для сверл буровых скважин, для орудий, танков и бронейных снарядов нужны сплавы сверхтвердые. Для электрической, металлургической и других отраслей промышленности нужны сплавы тугоплавкие. Для авиационной промышленности нужны сплавы очень легкие, но в то же время достаточно прочные. Страшный бич техники — ржавление, разрушение, или, как говорят, коррозия металлов; нужны сплавы, не подвергающиеся коррозии.

Особое значение металлы приобретают в нашей стране, разрешающей задачу создания самой крупной в мире социалистической промышленности и самого крупного в мире социалистического сельского хозяйства. Коренная перестройка промышленности, сельского хозяйства, транспорта и всего народного хозяйства на новой самой передовой в мире технической базе требует самых разнообразных материалов и в том числе колоссального количества металла. Металлургическая промышленность — основа для дальнейшего, еще более успешного развития всего нашего народного хозяйства и укрепления обороноспособности нашей Родины. Борьба за металл — одна из самых главных задач нашей страны особенно теперь, в период развернутого коммунистического строительства. В семилетнем плане СССР на 1959—1965 гг. предусмотрено значительное увеличение производства черных и цветных металлов для более полного удовлетворения растущих потребностей народного хозяйства.

## § 2. Физические свойства металлов

Металлы в отличие от металлоидов имеют целый ряд общих свойств.

Все металлы имеют характерный блеск, хорошо проводят тепло и электрический ток. Все металлы за исключением ртути при обыкновенных условиях — вещества твердые.

По цвету все металлы условно подразделяют на две группы: черные и цветные. Черные металлы — это железо и его сплавы, а цветные — все остальные металлы.

По удельному весу различают металлы легкие и тяжелые. Металлы с удельным весом меньше 5 считают легкими, а больше 5 — тяжелыми. Калий, натрий, кальций, магний и алюминий — легкие металлы, а все остальные — тяжелые.

Температура плавления металлов крайне разнообразна. Ртуть, как известно, даже при обыкновенных условиях — жидкость, она плавится при  $-39^{\circ}$ . Калий и натрий — металлы также очень легкоплавкие; они плавятся ниже температуры кипящей воды: калий — при  $63^{\circ}$  и натрий — при  $98^{\circ}$ . При более высокой температуре плавятся олово ( $232^{\circ}$ ) и свинец ( $328^{\circ}$ ). За ними в порядке повышения температуры кипения следуют: цинк, магний, алюминий,

серебро, золото, медь, никель, железо и др. Наиболее тугоплавкий металл — вольфрам, он плавится только при температуре  $3370^{\circ}$ ; поэтому его и используют для изготовления нитей электрических лампочек накаливания (рис. 106).

Твердость металлов также довольно разнообразна. Наиболее мягкие металлы — натрий и калий; они мягки, их можно резать ножом. За ними в порядке возрастания твердости следуют свинец, олово, золото, цинк, алюминий, медь, железо и др. Наиболее твердый металл — хром. Твердость металлов, как и твердость минералов, измеряют по отношению к самому твердому из всех известных в природе веществ — алмазу. Если твердость алмаза принять за 10 единиц, то твердость металлов выразится в следующих величинах: натрия 0,4, калия 0,5, золота 2,5, алюминия 2,9, железа 4 и т. д.

Тепло и электрический ток различными металлами проводят неодинаково — хуже всего ртуть, а лучше всего серебро. Если теплопроводность серебра принять за единицу, то теплопроводность других металлов выразится следующими величинами: ртути 0,02, свинца 0,08, алюминия 0,34, меди 0,72. По способности проводить электрический ток металлы располагаются в том же направлении, как они располагаются по способности проводить тепло. Самым лучшим проводником можно назвать серебро, но, как дорогой металл, он в электротехнике не применяется; для изготовления электрических проводов используют медь и алюминий.

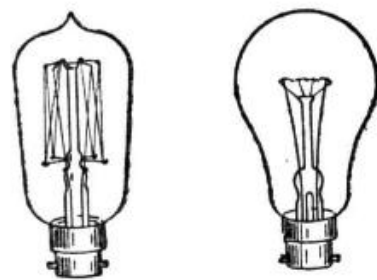


Рис. 106. Вольфрамовые лампы накаливания.

Немаловажное значение имеет и еще одно свойство металлов — их ковкость, т. е. способность сплющиваться, коваться. Только некоторые металлы, как, например, сурьма, висмут, марганец, ковкостью не обладают, они х р у п к и.

Перечисленные физические свойства металлов в значительной степени определяют их практическое использование.

подавляющее большинство металлов используется в виде сплавов с другими металлами.

### § 3. Сплавы

Мы уже отмечали (глава III, § 4), что металлы в расплавленном состоянии могут распределяться друг в друге, а при охлаждении образовывать твердые растворы. Твердые растворы (в главе III) мы для простоты называли сплавами. Теперь же понятие «сплав» мы должны несколько расширить.

Сплав не всегда представляет собой твердый раствор, т. е. однородную смесь двух или нескольких твердых веществ. Сплав может быть и неоднородным. В специально для наблюдения обра-

ботанных сплавах под микроскопом можно обнаружить отдельные, не похожие на всю остальную массу участки металлов (рис. 107). Эти совершенно своеобразные участки сплава могут быть образованы либо отдельными металлами, либо соединением металлов (например, золота с алюминием  $Au_2Al$ , меди с оловом  $Cu_3Sn$  и др.).

Таким образом, *сплавы могут быть и однородные (в виде твердого раствора) и неоднородные*; большинство сплавов неоднородно.

В состав сплавов могут входить не только металлы, но и металлоиды. Так, например, чугун — это сплав железа с углеродом, кремнием и другими металлоидами.

Свойства сплавов несколько иные, чем свойства составляющих сплавы веществ.



Рис. 107. Сплав меди и олова под микроскопом.

Только удельный вес сплава обычно составляет величину, более или менее близкую к среднему между удельными весами составляющих сплав веществ.

Температура плавления большинства сплавов ниже температуры плавления самого легкоплавкого, находящегося в сплаве металла. Так, например, температура плавления олова  $232^\circ$  и свинца  $328^\circ$ , образованный же этими металлами сплав (35 частей олова и 60 частей свинца) имеет температуру плавления около  $190^\circ$ . Особенно наглядно понижение температуры плавления метал-

лов в сплавах можно наблюдать на сплаве, который носит название «сплав Вуда». В состав этого сплава входят свинец, олово, висмут и кадмий; самый легкоплавкий из этих металлов (олово) имеет температуру плавления, как мы уже отмечали,  $232^\circ$ , содержащий же его сплав Вуда плавится уже при температуре около  $70^\circ$ .

Цвет сплава тоже несколько иной, чем цвет составляющих его металлов. Сплав для чеканки «медной» монеты по цвету совсем непохож на входящие в его состав металлы: никель (желтоватобелый) и медь (красная).

Другие свойства металлов в сплавах также не сохраняются. Например, железо — металл сравнительно мягкий, но от прибавления небольшого количества углерода (см. § 12) получается сталь, обладающая очень большой твердостью. Железо обычно легко ржавеет, но от прибавления хрома (около 15%) и никеля (около 0,5%) получается уже нержавеющая сталь.

Помимо железа, стали и чугуна, наиболее широко распространены сплавы: припой, латунь, бронза, дюралюминий.

**П р и п о й** — сплав олова (2 ч.) со свинцом (1 ч.), мягкий и легкоплавкий; в расплавленном состоянии хорошо смачивает поверхность металлов, а потому применяется для пайки железных, медных и других изделий.

**Л а т у н ь** — сплав меди (2 ч.) и цинка (1 ч.), бывает и несколько иного состава — с прибавкой небольшого количества олова, свинца, алюминия и других металлов; она значительно тверже составляющих ее металлов, поэтому довольно широко применяется для изготовления деталей машин, самоваров, примусов, дверных ручек и т. д.

**Б р о н з а** — сплав меди (3 ч.) и олова (2 ч.); соотношение между количеством меди и олова бывает несколько иное; она отличается значительной твердостью и устойчивостью по отношению к окислительному действию воздуха, поэтому применяется для изготовления различных частей машин (например, подшипников), приборов, статуй и т. д.

**Д ю р а л ю м и н и й** — сплав алюминия с небольшим количеством меди, марганца и магния; легкий, но довольно прочный; применяется для изготовления самолетов, дирижаблей; у нас впервые получен на Кольчугинском заводе, поэтому носит еще название «кольчугалюмин».

Довольно широкое применение за последнее время получили наши отечественные сплавы **п о б е д и т** и др. Это сплавы вольфрама с углеродом, а также с небольшими количествами кобальта и других металлов; они необыкновенно тверды, почти так же, как самое твердое природное вещество — алмаз; во многих случаях (при бурении горных пород, при обработке наиболее твердых металлов) эти сплавы заменяют дорогостоящий алмаз. В настоящее время имеется еще очень много сплавов с самыми разнообразными свойствами, но мы на них останавливаться не будем.

#### § 4. Химические свойства металлов

Химические свойства металлов, как и всех вообще химических элементов, определяются их положением в периодической системе и строением атомов.

Известно, что металлы в отличие от металлоидов на внешней орбите атомов имеют небольшое количество валентных электронов: элементы III группы — три, II группы — два и I группы — один. Свои валентные электроны металлы сравнительно легко отдают металлоидам, которые на внешней орбите атомов имеют более значительное количество электронов: V группы — пять, VI группы — шесть и VII группы — семь. Металлы легче всего передают свои валентные электроны тем металлоидам, атомы которых на внешней орбите имеют больше валентных электронов. Поэтому **м е т а л л ы I, II и III групп лучше всего взаимодействуют с металлоидами — элементами VII и VI групп периодической системы.**

Уже при ознакомлении с хлором мы обращали внимание на горение металлов (сурьмы, железа, натрия и др.) в хлоре. Об особой активности металлов по отношению к галогенам можно судить на основе хотя бы следующих опытов.

Если в пробирку с небольшим количеством брома (рис. 108) опустить тонкую, свернутую комочком алюминиевую проволоку или стружки алюминия, то даже при обыкновенной температуре они сами собой загорятся (этот опыт следует делать в вытяжном шкафу).

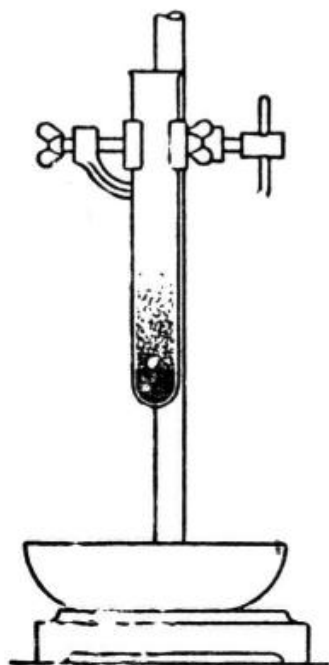


Рис. 108. Взаимодействие алюминия с бромом.

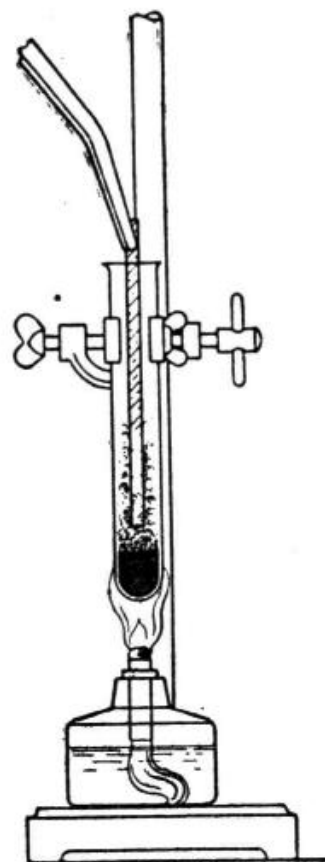


Рис. 109. Взаимодействие меди с серой.

Если смешать равные объемы небольшого количества истертого в порошок йода и порошок алюминия, высыпать смесь на асбестовую сетку или на кусочек жести и с помощью пипетки капнуть на смесь водой, то смесь сама загорается необыкновенно красивым пурпурного цвета пламенем (этот опыт также лучше производить под тягой).

С галогенами непосредственно соединяются все металлы. Вот почему чаще всего металлы находятся в природе в виде таких соединений, как  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$  и др.

С кислородом, как с довольно типичным металлоидом, подавляющее большинство металлов взаимодействует хорошо. Исключением в этом отношении являются лишь так называемые «самородные» или «благородные» металлы — золото, платина и серебро. При взаимодействии с кислородом металлы образуют окислы. Вот



почему в природе так широко распространены кислородные руды металлов:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и др.

Сера также довольно хорошо проявляет свои металлоидные свойства. С реакцией взаимодействия железа и серы мы уже знакомы. Взаимодействие металлов с серой можно наблюдать и на других явлениях.

Можно в порошкообразном виде смешать цинк (3 г) и серу (0,5 г). Смесь поместить кучкой на кусочек жести или на асбестовую сетку. Раскалить конец длинной проволоки и прикоснуться им к верхней части. Произойдет сильная вспышка; образуется сернистый цинк.

Можно в пробирке, как показано на рисунке 109, нагреть серу до кипения. В пары серы опустить спираль из тонкой медной или железной проволоки. Проволока сама собой сильно раскаляется; образуются сернистые соединения. Другие металлы в той или иной степени также взаимодействуют с серой.

С серой могут непосредственно соединяться почти все металлы. Вот почему так широко распространены в природе сернистые металлы — сульфиды:  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{HgS}$  и др.

По своей химической активности все металлы располагаются в определенной последовательности — образуют уже известный нам ряд активности металлов:

$\text{K}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Ni}$ ,  $\text{Sn}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{H}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Hg}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Pt}$ ,  $\text{Au}$ .

В этом ряду каждый предыдущий металл из соединений вытесняет все последующие металлы.

Различной активностью металлов можно воспользоваться для того, чтобы один металл покрыть другим. Это можно сделать так.

Взять медную (латунную) пластинку и на несколько секунд опустить в соляную кислоту, чтобы очистить ее поверхность. Затем взять эту пластинку (щипцами), сполоснуть в воде и перенести в раствор азотнокислой ртути  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ . Через некоторое время поверхность пластинки покроеется ровным слоем ртути (с солями ртути следует обращаться осторожно — они ядовиты!).

На различной активности металлов основано выделение из соединений нужных металлов, получение из имеющихся соединений новых соединений, а также борьба с разрушением или так называемой коррозией металлов.

## § 5. Коррозия металлов

В связи с процессами окисления (глава II, § 2) мы уже касались ржавления металлов. Мы знаем, что железо ржавеет на воздухе. Но металлы разрушаются не только от действия кислорода воздуха, но и от воды, кислот, щелочей, солей. Все виды разрушения металлов носят название коррозии металлов.

Коррозия металлов приносит хозяйству колоссальный вред: разрушает машины, инструменты, орудия, приборы и др. Примерно около  $\frac{1}{3}$  полученных во всем мире металлов гибнет от коррозии.

С коррозией ведется самая серьезная борьба; принимаются все меры к тому, чтобы изолировать металл от непосредственного влияния внешних неблагоприятных условий. Металл держат все время чистым и сухим. Металлические предметы смазывают маслом, керосином и вазелином, покрывают масляной краской и эмалью, лудят, оцинковывают, никелируют, серебрят, золотят и т. п.

Последнее время для покрытия металлических предметов очень успешно стали применять и такие металлы, как кадмий, химически чистый алюминий и др.; эти металлы предохраняют металлические предметы лучше, чем цинк, олово и другие, до сих пор применявшиеся металлы. Для замедления коррозии металлических изделий, соприкасающихся с кислотами, последнее время стали также применять специальные вещества — замедлители коррозии, так называемые и н г и б и т о р ы; например, при удалении накипи из металлического чайника, для предохранения металла от разрушительного действия соляной кислоты, к последней добавляют 2—3 капли формалина, в данном случае играющего роль ингибитора.

Наиболее серьезным достижением современной науки и техники в борьбе с коррозией является получение уже в довольно значительных масштабах специальных нержавеющих сталей.

## § 6. Общие способы получения металлов

Способы получения того или иного металла определяются его наиболее характерными свойствами, а также тем, в каком виде этот металл находится в природе.

Как мы знаем, почти все металлы химически активны, а потому в природе находятся в виде различных соединений. Только немногие металлы находятся в свободном состоянии.

| *Металлы, находящиеся в природе в свободном состоянии, называются самородными.*

Золото и платина находятся в природе только в самородном виде. В самородном же виде в природе иногда встречаются серебро, медь, ртуть, олово и некоторые другие металлы.

| *Отрасль химической промышленности, занятая получением металлов, носит название металлургии.*

Металлы получают несколькими способами.

Самородные металлы отделяют от той породы, в которой они заключены, механическим путем. Их либо промывают водой, либо извлекают из породы различными растворителями, а затем уже выделяют из раствора. Все же остальные металлы получают из руд.

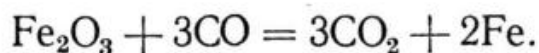
Минералы и горные породы, содержащие соединения металлов и пригодные для получения этих металлов промышленным способом, называют рудами.

Главными рудами являются окислы и сернистые соединения металлов, а также углекислые соли.

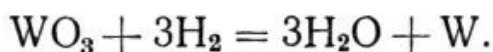
Из природных окислов металлы получают восстановлением. В качестве восстановителя чаще всего используют уголь. В металлургической печи руду вместе с углем подвергают сильному накаливанию. Уголь отнимает от руды кислород и образует углекислый газ, или окись углерода, а металл в расплавленном состоянии освобождается:



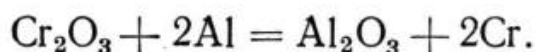
Металлы восстанавливают также окисью углерода. Окись углерода при горении соединяется с кислородом руды и превращается в углекислый газ, а металл освобождается. Так выплавляют чугун из кислородных руд железа:



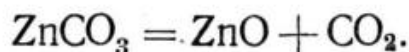
Некоторые металлы (например, вольфрам) восстанавливают действием водорода:



Иногда металлы восстанавливают другими, более активными металлами. Так, например, за последнее время для восстановления тугоплавких металлов (хрома, марганца, вольфрама и др.) начали широко применять алюмотермию. Алюминий в смеси с окисью металла горит и выделяет очень большое количество теплоты. Получается температура до  $2000^\circ$ . При этой температуре металл выплавляется, а окись алюминия в виде шлака всплывает на поверхность:



Получение металлов из их углекислых солей основывается на крайней непрочности этих солей. При высокой температуре они легко разлагаются с образованием окиси металла и углекислого газа:

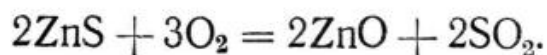


Из полученной же окиси металл восстанавливается, например, углем:



Оба эти процесса происходят одновременно. Поэтому из углекислой соли металл обычно восстанавливают непосредственно углем.

Для получения металлов из сернистых соединений последние сначала обжигают и получают сернистый газ и окись металла:



А из окиси металл восстанавливают обычным путем — действием восстановителя; сернистый газ улавливают и также используют для получения серной кислоты.

Многие металлы (например, натрий, калий, магний, кальций и алюминий) получают электролизом, т. е. разложением их соединений с помощью электрического тока. Металлы выделяются на катоде.

## § 7. Медь, серебро и золото

Медь, серебро и золото находятся в первой группе периодической системы. Эти металлы окисляются с большим трудом. Их окислы с водой не взаимодействуют. Они составляют особую подгруппу I группы периодической системы — подгруппу меди.

Медь, серебро и золото очень сходны между собой. У атомов всех этих элементов — на внешней орбите только по одному электрону. Этот электрон, хотя и с большим трудом, они отдают, проявляя себя как одновалентные металлы. На предпоследней же орбите у атомов этих элементов 18 электронов. Такая электронная орбита сравнительно малоустойчива. Атомы этих элементов могут терять электроны не только с внешней, но и с предыдущей орбиты — все они могут проявлять переменную валентность. У элементов подгруппы меди есть и индивидуальные особенности.

**Медь** Cu (ат. вес 64) — металл «красного цвета», мягкий, ковкий, тягучий; при обыкновенной температуре сухим воздухом не окисляется; при нагревании образует черную окись меди CuO или бурую закись меди Cu<sub>2</sub>O; при обыкновенной температуре взаимодействует с CO<sub>2</sub> и SO<sub>2</sub> влажного воздуха — покрывается зеленым налетом солей: углекислой (основной) меди CuCO<sub>3</sub> · Cu(OH)<sub>2</sub> и сернокислой (основной) меди CuSO<sub>4</sub> · 2Cu(OH)<sub>2</sub>.

В природе медь встречается иногда в самородном состоянии, но чаще в виде различных руд. Наиболее распространены медные руды: медный колчедан CuFeS<sub>2</sub>, медный блеск Cu<sub>2</sub>S, красная медная руда Cu<sub>2</sub>O и малахит CuCO<sub>3</sub> · Cu(OH)<sub>2</sub>. Важнейшие месторождения меди у нас находятся на Урале, в Казахской, Армянской и Узбекской ССР, на Кавказе, в Алтайском крае и во многих других местах.

Из искусственно полученных соединений меди наибольшее практическое значение имеет медный купорос CuSO<sub>4</sub> × 5H<sub>2</sub>O.

Все соли меди ядовиты.

Медь и ее соединения имеют очень широкое применение. Чистая медь используется в электротехнике, для изготовления посуды и сплавов (латуни, бронзы и др.). Медный купорос, как ядовитое вещество, применяется в сельском хозяйстве для уничтожения вредителей плодовых деревьев и виноградников, для протравливания семян. Медный купорос (вместе с раствором гашеной извести) входит в состав так называемой «бордосской жидкости» — важ-

нейшего средства в борьбе с вредителями садов и огородов. Применяется медный купорос и в качестве протравы при крашении тканей, особенно шерсти.

**Серебро** Ag (ат. вес 108) — металл «серого» цвета, мягкий, очень хорошо проводит тепло и электрический ток; на воздухе не окисляется.

В природе серебро, как и медь, иногда встречается в самородном состоянии, но чаще в виде руд. Наиболее распространена руда с е р е б р я н ы й б л е с к  $Ag_2S$ , из которой серебро главным образом и получается.

Из искусственно полученных соединений наибольшее практическое значение имеют: азотнокислое серебро  $AgNO_3$  и бромистое серебро  $AgBr$ .

Серебро входит в состав сплавов, необходимых для чеканки монет, медалей и орденов, а также используется для серебрения предметов. Азотнокислое серебро (ляпис) применяется в медицине для накожных прижиганий, в лабораториях в качестве химического реактива, а также для изготовления зеркал. Бромистое серебро применяется для изготовления фотопластинок.

**Золото** Au (ат. вес 197) — металл блестящий, ярко-желтого цвета, очень ковкий и пластичный, хорошо проводит тепло и электричество; на воздухе даже при сильном нагревании не изменяется; с отдельными кислотами не взаимодействует; в «царской водке» (смеси соляной и серной кислот) и в ртути растворяется.

В природе золото находится почти исключительно в самородном состоянии в виде мелких зерен в песке или в кварцевых породах; иногда встречается и в виде довольно крупных самородков, например на Южном Урале найден самородок золота весом до 36 кг.

Получается золото или промыванием измельченных золотосодержащих пород водой, или же обработкой этих пород веществами, растворяющими золото. По количеству добываемого золота СССР занимает первое место в мире.

Применяется золото для получения сплавов, золочения предметов и архитектурных сооружений.

## § 8. Олово и свинец

В IV группе периодической системы вместе с углеродом и кремнием находятся также олово и свинец.

О л о в о и с в и н е ц о ч е н ь с х о д н ы м е ж д у с о б о й. У атомов этих элементов на внешней орбите, как у углерода и кремния, по 4 электрона, а на предпоследней, как у меди, серебра и золота, не по 8, а по 18 электронов. Они в свободном состоянии — металлы, а в химических соединениях ведут себя и как металлы, и как металлоиды. Атомы этих элементов могут не только отдавать 4 электрона — проявлять себя как четырехвалентные металлы ( $SnO_2$ ,  $PbO_2$ ), но и принимать 4 электрона — проявлять

себя как четырехвалентные металлоиды ( $\text{SnH}_4$ ). Они могут отдавать и не все 4 электрона, а только 2, образовывать соединения  $\text{SnO}$  и  $\text{PbO}$  — проявлять переменную валентность. Олово и свинец на воздухе довольно устойчивы, только на поверхности образуют тонкую пленку окиси, защищающую их от дальнейшего окисления.

Эти элементы имеют и некоторое различие.

**Олово** Sn (ат. вес 119) — металл серебристо-белого цвета, мягкий, легкоплавкий (плавится при  $232^\circ$ ), легко прокатывается в листы; при обыкновенной температуре не окисляется.

В природе олово встречается иногда в самородном состоянии, но чаще всего в виде так называемого оловянного камня  $\text{SnO}_2$ , из которого оно в основном и получается.

Применяется олово для приготовления различных сплавов (бронзы, припоя, баббита, типографского сплава и др.), белой жести (листового железа, покрытого оловом), оловянной фольги, а также для паяния и лужения посуды.

**Свинец** Pb (ат. вес 207) — металл голубовато-белого цвета, тяжелый, очень мягкий, легкоплавкий (плавится при  $327^\circ$ ); с разбавленными кислотами (серной и соляной) практически не взаимодействует; на воздухе сохраняется; при сильном нагревании образует красно-желтый порошок — глет  $\text{PbO}$ .

В природе свинец встречается в виде соединений, наиболее важное из которых — свинцовый блеск  $\text{PbS}$ ; из свинцового блеска он главным образом и получается.

Свинец и его соединения ядовиты.

Применяется свинец в кабельной и аккумуляторной промышленности, на сернокислотных заводах (для изготовления свинцовых камер, кожухов башен, змеевиков холодильников и др.), для получения сплавов (баббитов, типографского сплава и др.), а также для изготовления боеприпасов (пуль и дроби).

## § 9. Натрий и калий

Натрий и калий находятся в I группе периодической системы. Их атомы на внешней орбите имеют всего лишь один электрон (рис. 110).

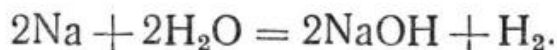
Такие атомы, как известно, очень легко отдают свой электрон с внешней орбиты и проявляют металлические свойства.

Это свидетельствует о том, что натрий и калий, по-видимому, типичные одновалентные металлы. Проверим наше предположение. Ознакомимся с натрием и калием.

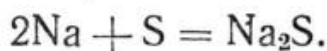
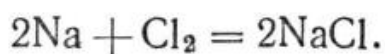
**Натрий** Na (ат. вес 23) — металл довольно своеобразный: на свежем срезе серебристо-белый, мягкий, как воск, очень легкий — легче воды (уд. вес 0,97), легкоплавкий — плавится даже ниже температуры кипящей воды (при  $97,7^\circ$ ).

Натрий в химическом отношении очень активен. Одновалентен. На воздухе сильно окисляется; его сохраняют под керосином.

При нагревании сгорает желтым пламенем. С кислородом соединяется настолько энергично, что даже отнимает его от воды (рис. 17): взаимодействует с последней, вытесняя водород, и образует раствор щелочи:



С галогенами и серой (при высокой температуре) натрий тоже довольно легко соединяется:

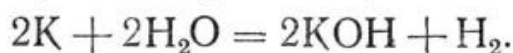


Вследствие большой химической активности натрий в природе в свободном виде не встречается. Его важнейшие соединения: поваренная соль —  $\text{NaCl}$ , чилийская селитра —  $\text{NaNO}_3$ , глауберова соль —  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , сода —  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , растворимое стекло —  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и др.

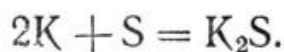
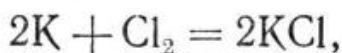
Получают металлический натрий электролизом расплавленного едкого натра или поваренной соли.

**Калий К** (ат. вес 39) очень похож на натрий. Это тоже металл, на свежем срезе серебристо-белый, мягкий, как воск, легче воды (уд. вес 0,86), легкоплавкий (температура плавления  $63,5^\circ$ ).

Калий на воздухе легко окисляется, поэтому его сохраняют под керосином. При нагревании сгорает фиолетовым пламенем. Из воды вытесняет водород и образует раствор щелочи  $\text{KOH}$ . Взаимодействует с водой настолько энергично, с выделением такого большого количества теплоты, что водород, а вместе с ним и сам металл при этом загораются (рис. 111):



С галогенами и серой (при высокой температуре) калий также довольно легко соединяется:



В природе в свободном виде калий не встречается. Его важнейшие соединения:  $\text{KCl}$  — хлористый калий,  $\text{KNO}_3$  — калийная селитра,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — поташ.

Получается калий электролизом расплавленного едкого кали или хлористого калия.

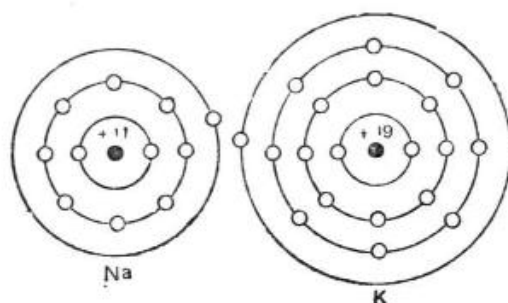


Рис. 110. Схемы строения атомов натрия и калия.

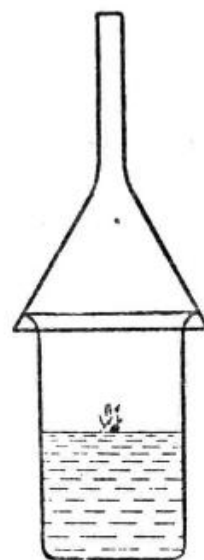


Рис. 111. Взаимодействие калия с водой.

И по физическим, и по химическим свойствам **натрий и калий** очень сходны; с другими веществами они образуют сходные соединения; наиболее характерное их свойство — давать едкие щелочи. Натрий и калий — **щелочные металлы**.

Вместе с натрием и калием в I группе периодической системы находятся еще другие металлы: литий Li, рубидий Rb, цезий Cs.

У атомов всех этих элементов, так же как у натрия и калия, по одному валентному электрону. Этот валентный электрон они очень легко отдают — проявляют сильные металлические свойства: все легко окисляются и с водой образуют щелочи.

Все эти элементы составляют **группы щелочных металлов**.

Элементы группы щелочных металлов в химическом отношении очень сходны. Однако между ними есть и некоторое различие. Зависит оно от строения атомов.

На внешней орбите у атомов всех щелочных металлов один валентный электрон, но этот электрон находится на различном расстоянии от положительно заряженного ядра, так как орбит у атомов этих элементов неодинаковое количество: у лития — две, у натрия — три, у калия — четыре и у цезия — пять. По мере увеличения количества орбит расстояние от ядра до валентного электрона постепенно увеличивается. Валентный электрон ближе всего к ядру у лития и дальше всего у цезия. Поэтому легче всего отдают электроны атомы цезия.

Мы знаем (глава VIII, § 5), что в пределах каждой группы периодической системы по мере возрастания порядкового номера металлоидные свойства элементов ослабевают, а металлические усиливаются. Эта общая закономерность относится и к группе щелочных металлов.

| *В группе щелочных металлов металлические свойства элементов усиливаются в направлении от лития к цезию.*

Цезий как металл настолько активен, что на воздухе он самовоспламеняется.

## § 10. Кальций и магний

Кальций и магний находятся во II группе периодической системы. А мы знаем, что в периодической системе по мере возрастания номера группы слева направо металлические свойства элементов ослабляются. Уже на одном этом основании можно заранее предположить, что кальций и магний проявляют металлические свойства несколько слабее, чем щелочные металлы; но, по-видимому, они все типичные металлы: сравнительно легко окисляются, с водой взаимодействуют, образуют щелочи и т. д.

Магний и кальций на внешней орбите имеют всего лишь по два электрона (рис. 112).

А мы знаем, что атомы, которые сравнительно легко отдают свои внешние электроны, проявляют металлические свойства. По-видимому, кальций и магний действительно типичные металлы.



Проверим наши предположения. Ознакомимся с этими металлами.

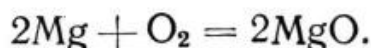
**Кальций** Ca (ат. вес 40) — металл белый, довольно твердый, в 1,5 раза тяжелее воды. На воздухе быстро покрывается слоем окиси, а при нагревании сгорает ярким красноватым пламенем. Из воды он медленно вытесняет водород (рис. 18) и образует раствор щелочи  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

С галогенами и серой кальций непосредственно взаимодействует и образует соединения:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaS}$  и др.

В природе кальций встречается лишь в виде соединений. Важнейшие его природные соединения:  $\text{CaCO}_3$  — карбонат кальция (известняк, мел и мрамор),  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — гипс,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — фосфорит.

Получается кальций электролизом расплавленного хлористого кальция.

**Магний** Mg (ат. вес 24) — металл серебристо-белый, легкий (уд. вес 1,74). На воздухе постепенно окисляется и покрывается пленкой, защищающей его от дальнейшего окисления. В накаливаемом состоянии на воздухе загорается и горит ослепительно белым пламенем; образует твердую белого цвета окись, так называемую жженую магнезию  $\text{MgO}$ :



Окись магния, хотя и незначительно, но все-таки с водой взаимодействует — гидратируется, образует гидрат окиси магния  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , дающий щелочную реакцию.

В природе в свободном виде магний не встречается. Важнейшие его природные соединения: магнезит —  $\text{MgCO}_3$ , доломит —  $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ , горькая соль —  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , карналлит —  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl}$ .

Получается магний электролизом расплавленного карналлита.

Магний и кальций по своим свойствам очень сходны.

Наиболее характерные их свойства — это способность давать малорастворимые окислы и сравнительно слабые, растворимые в воде основания — щелочи; их малорастворимые окислы несколько похожи на малорастворимые и нерастворимые окислы, которые раньше носили название земли. Отсюда их название — щелочноземельные металлы.

Вместе с ними во II группе периодической системы находятся еще другие металлы: бериллий Be, стронций Sr, барий Ba и радий

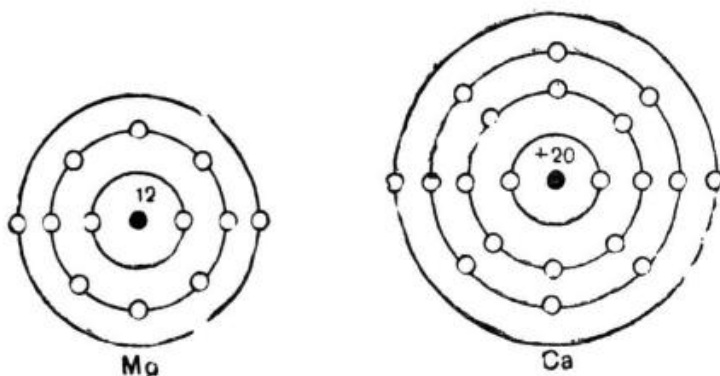


Рис. 112. Схемы строения атомов магния и кальция.

Ра. Все эти металлы также дают малорастворимые окислы и сравнительно слабые, растворимые в воде основания — щелочи. Эти элементы также входят в группу щелочноземельных металлов. У атомов всех щелочноземельных металлов на внешней орбите имеется по два валентных электрона. По своим химическим свойствам все элементы этой группы сходны. Однако между ними есть и некоторое различие.

Мы знаем (глава VII, § 4), что в пределах каждой группы периодической системы по мере возрастания порядкового номера металлоидные свойства элементов ослабевают, а металлические усиливаются. Эта общая закономерность относится и к группе щелочноземельных металлов:

*В группе щелочноземельных металлов металлические свойства элементов усиливаются в направлении их от бериллия к радю.*

### § 11. Алюминий (ат. вес 27)

Алюминий — один из металлов, наиболее широко применяемых в практической жизни. Он используется в авиационной промышленности для изготовления самолетов и дирижаблей, в автотранспорте для частей автомобилей, автобусов, трамваев, электропоездов и др., в электротехнике для электрических проводов, в военной технике для зажигательных смесей, взрывчатых веществ, в химической промышленности для химической аппаратуры, в строительном деле для постройки зданий, в домашнем быту для изготовления мебели, посуды, домашней утвари и др.

Особенно большое значение алюминий приобретает в нашей стране, разрешающей важнейшую задачу индустриализации всего народного хозяйства как основы материально-технической базы коммунизма. Еще знаменитый русский писатель и революционер Чернышевский, предвидя значение алюминия для социалистического строительства, назвал алюминий «металлом социализма».

Алюминий настолько глубоко внедрился в нашу хозяйственную жизнь, что даже трудно представить себе современное хозяйство без алюминия. Между тем алюминий — один из самых новых металлов, открытых и освоенных лишь за последнее время. Еще не так давно алюминий получался в незначительном количестве и стоил очень дорого, значительно дороже серебра.

Известно, например, что когда Д. И. Менделеев сделал доклад о своем величайшем открытии периодического закона в английском научном так называемом королевском обществе, то в знак особой признательности ему преподнесли очень ценный в то время подарок — бокал из алюминия.

Практическое значение алюминия определяется его наиболее характерными свойствами.

Алюминий — металл серебристо-белого цвета с еле заметным синеватым оттенком, легкий — его удельный вес 2,7.

На внешней орбите алюминий имеет три электрона (рис. 113).

Эти три электрона алюминий сравнительно легко отдает — проявляет металлические свойства. На воздухе он легко окисляется. Окись алюминия на поверхности металла образует тусклую пленку, предохраняющую металл от дальнейшего окисления и разрушения. Без этой пленки алюминий окисляется и разрушается очень быстро. Это можно доказать на основании следующего опыта.

Алюминиевую проволоку (или пластинку) опустить в горячий раствор едкого натра, при этом верхняя, окисная пленка разрушится. Затем проволоку сполоснуть водой и на несколько минут опустить в раствор соли ртути  $\text{HgCl}_2$  или  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ . Снова сполоснуть и хорошенько вытереть. Алюминий со ртутью образует сплав — амальгаму. Алюминий быстро покрывается серой рыхлой массой окиси, которая на глазах появляется, увеличивается в объеме, отваливается, затем снова появляется и т. д. Амальгама покрывает поверхность алюминия и мешает образованию плотного, цельного слоя защитной пленки.

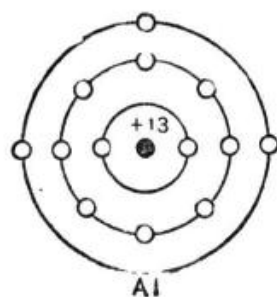


Рис. 113. Схема строения атома алюминия.

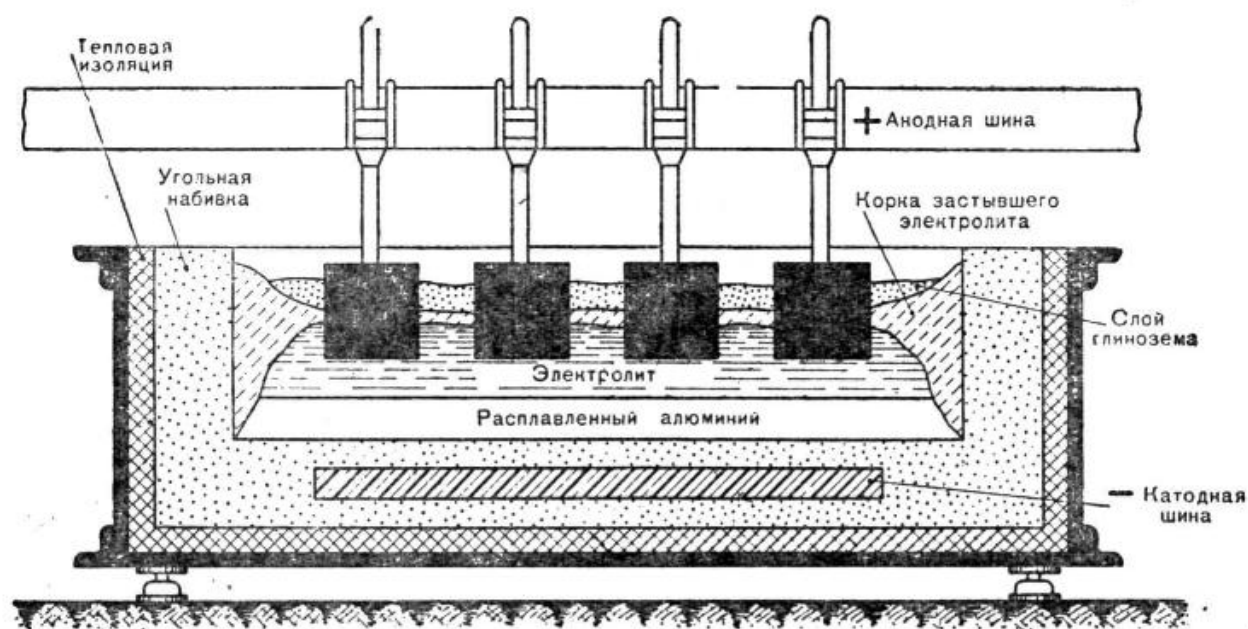


Рис. 114. Ванна для выплавки алюминия.

Благодаря своей активности алюминий в природе в свободном виде не встречается. В соединениях же алюминий — самый распространенный металл в природе. Он входит в состав глины, полевых шпатов, слюд и других минералов.

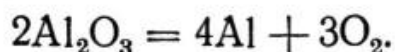
Важнейшие алюминиевые руды: боксит  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  и криолит  $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ . Запасы этих руд в СССР очень большие: богатые месторождения бокситов имеются у нас на Урале, в Ленинградской области, в Казахской ССР и во многих других местах.

В природе встречается и безводная окись алюминия  $Al_2O_3$ , называемая глиноземом. Эта окись в кристаллическом виде образует очень твердый минерал **к о р у н д**. Зернистая, непрозрачная разновидность корунда, содержащая различные примеси, носит название **н а ж д а к**. Прозрачные же окрашенные кристаллы корунда известны под названием **р у б и н** (красный) и **с а п ф и р** (синий). Эти драгоценные камни теперь получают искусственно сплавлением глинозема в электрической печи. Их используют не столько для украшений, сколько для технических целей: для подшипников быстро вращающихся частей машин, для камней в часах и т. п.

Получают алюминий из бокситов состава  $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ . При прокаливании бокситы теряют воду и дают окись алюминия  $Al_2O_3$ , из которой электролизом и выделяют алюминий. Чистая окись алюминия очень тугоплавка, поэтому для электролиза ее растворяют в расплавленном минерале криолите.

Получают алюминий в специальной ванне (рис. 114).

В ванне при действии электрического тока сначала расплавляют криолит, а затем уже добавляют окись алюминия (глинозем) и продолжают пропускать электрический ток. Окись алюминия при этом разлагается:



Алюминий выделяется на дне ванны. Кислород же, соединяясь с угольными электродами, образует окись углерода; она выделяется и на воздухе сгорает.

В царской России алюминиевой промышленности не было. Первый алюминиевый завод у нас пущен только в 1932 г. В последующие годы по мере строительства целого ряда мощных гидроэлектростанций производство алюминия в нашей стране неуклонно развивалось. Особенно быстро производство алюминия стало развиваться после Великой Отечественной войны. Контрольными цифрами развития народного хозяйства на 1959—1965 гг. в нашей стране предусмотрено производство алюминия к 1965 г. по сравнению с 1958 г. увеличить примерно в 2,8 раза.

Алюминий благодаря своей легкой окисляемости в настоящее время широко используется в качестве восстановителя. Так, если смешать порошок алюминия с измельченной окисью железа  $Fe_2O_3$  и сильно нагреть в одном месте, то происходит энергичная реакция — вся масса расплавляется:



Получается железо и окись алюминия.

Смесь окиси железа с алюминием известна под названием **т е р м и т**. Термит применяют для сваривания металлических предметов, например трамвайных рельсов, а также самых различных деталей современного машиностроительного производства.

Реакция восстановления металлов из их окислов действием алюминия носит название **алюмотермии**. Эту реакцию, теперь широко используемую во всем мире, открыл наш русский ученый **Н. Н. Бекетов** (1826—1911).

## § 12. Железо (ат. вес 56)

**Железо** — металл довольно распространенный; оно составляет около 4% наружной оболочки Земли.

В свободном виде в природе железо почти не встречается. В свободном виде оно содержится, например, в метеоритах, падающих иногда на Землю из межпланетного пространства. Чистое железо можно получить электролизом растворов его солей.

Химически чистое железо — металл серебристо-белого цвета, блестящий, сравнительно мягкий (как медь), в чистом воздухе не окисляющийся.

Чистое железо почти совсем не применяется. В производстве и в обыденной жизни мы имеем дело не с чистым железом, а с его сплавами. Применяют три вида сплавов железа: сталь, чугун и ковкое (техническое) железо.

**Чугун** представляет собой сплав железа с углеродом (углем), кремнием и марганцем. **Сталь** и ковкое железо, или просто **железо**, — это сплав железа с углеродом и некоторыми другими веществами. Разница между чугуном, сталью и железом лишь в количественном содержании углерода; углерода содержится: в чугуне — от 1,7% и более, в стали — от 1,7 до 0,3%, а в железе меньше 0,3%. Существуют и специальные так называемые **легированные** стали и чугуны, в составе которых, помимо железа и углерода, содержатся: хром, никель, вольфрам, молибден, ванадий, кобальт, титан и другие металлы, иногда по 5—6 различных металлов в одном сплаве; легированные стали и чугуны в зависимости от состава отличаются более ценными для современной техники свойствами: повышенной прочностью, тугоплавкостью, кислотоустойчивостью и др.

Железо, как мы знаем, довольно хорошо взаимодействует с хлором и серой: в хлоре нагретое железо загорается и образует хлорное железо  $\text{FeCl}_3$ , а с серой после предварительного (до начала реакции) нагревания железо соединяется, при этом выделяется большое количество теплоты и света и образуется сернистое железо  $\text{FeS}$ .



Рис. 115. Магнитный железняк.

Соединение железа с серой, имеющее состав  $\text{FeS}_2$ , под названием серного (железного) колчедана, или пирита, встречается в природе очень часто и широко используется для получения серной кислоты (гл. V, § 9).

Главнейшие кислородные руды железа:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — красный железняк,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (или иначе  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ ) — магнитный железняк, (рис. 115),  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  — бурый железняк.

В СССР имеются все эти железные руды. Основные их месторождения: Урал, Украина, Крым, район г. Курска, Иркутская

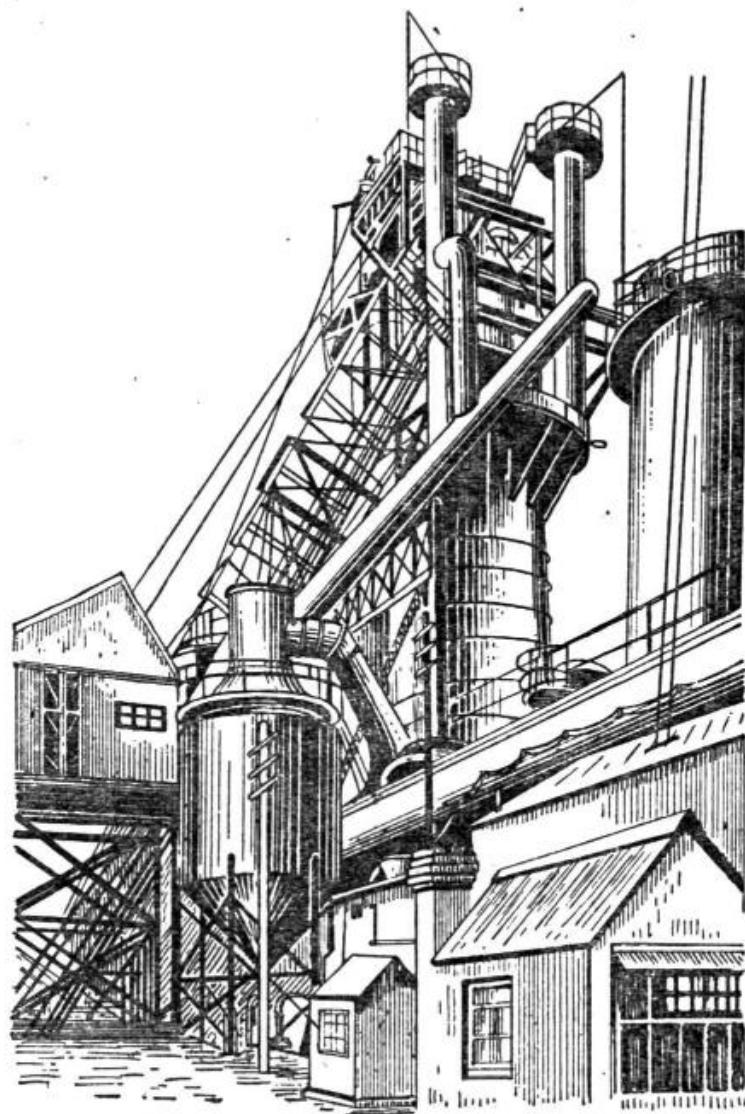


Рис. 116. Внешний вид доменной печи.

область и др. По запасам железных руд СССР стоит на первом месте в мире.

Получают железо его восстановлением из перечисленных кислородных руд. В качестве восстановителя используют кокс. При этом получают не чистое железо, а чугун, так как чугун плавится легче железа.

Выплавляют чугун в огромных доменных печах, или домнах (рис. 116). Высота домны достигает 30 м, а внутренний диаметр около 6 м. Некоторые домны современной конструкции могут выплавлять более 1000 т чугуна в сутки.

Доменная печь имеет вид громадной башни. Кверху и книзу она суживается. Сложена она из огнеупорного кирпича, а сверху стянута стальными обручами или обшита сплошным железным кожухом. Нижнюю часть печи огибают широкая кольцевая труба. Через эту трубу с помощью воздуходувной машины в нижнюю часть печи («горн») подается горячий воздух (рис. 117). Верхняя часть домны носит название «колошник». Колошник открывается и закрывается так, что газы через него вверх не уходят, а направ-

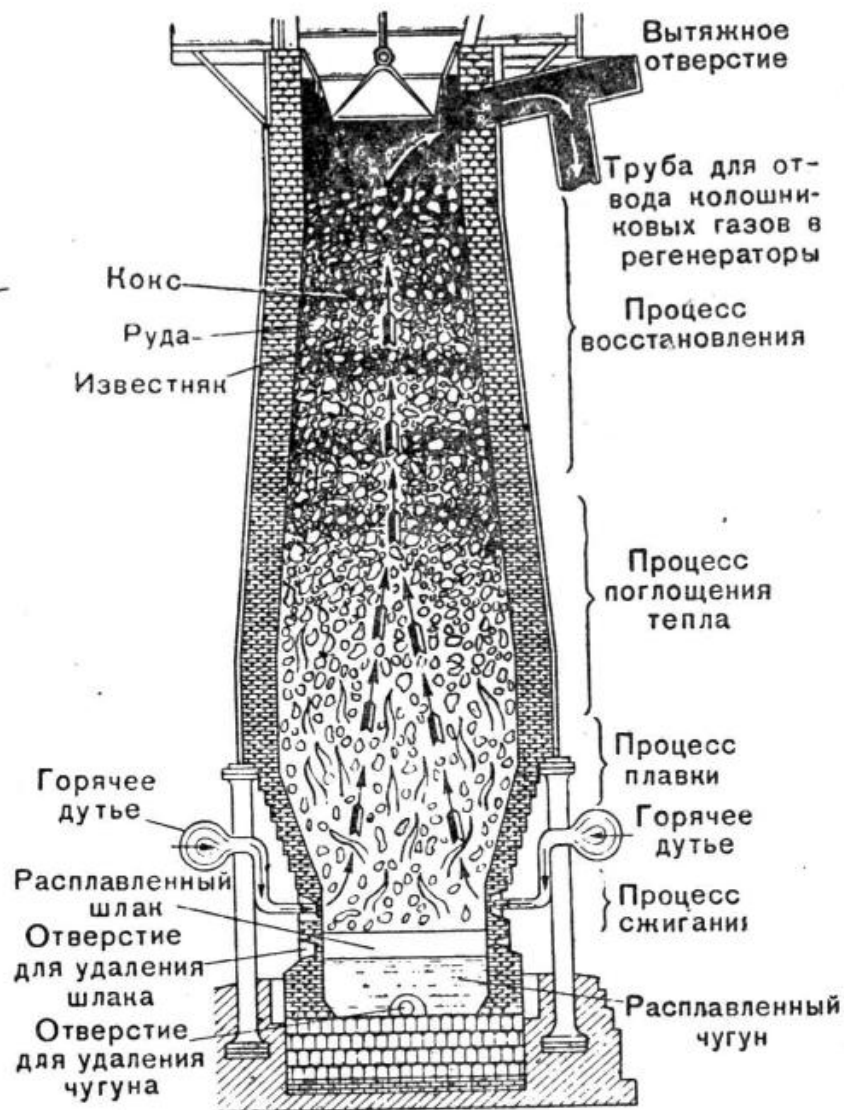


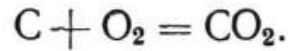
Рис. 117. Схема устройства доменной печи.

ляются через специальную отводную трубу. Газы эти горючие; их сжигают и полученным теплом нагревают тот воздух, который снизу вдувают в домну.

Домну загружают послойно: слой руды, слой кокса и т. д. Вместе с рудой в домну вводят еще добавки, которые называются флюсами; эти добавки с примесями руды образуют сравнительно легкоплавкий шлак, который легко отделяется от общей массы и тем освобождает чугун от излишних примесей. В качестве флюсов используют известняк, песок и другие вещества.

Домна работает непрерывно в течение нескольких лет. В ней происходят следующие процессы.

Раскаленный уголь (кокс) с кислородом воздуха внизу, в горне домны, образует углекислый газ  $\text{CO}_2$ :



Углекислый газ поднимается вверх; при прохождении через раскаленный уголь он теряет часть своего кислорода и превращается в окись углерода  $\text{CO}$ :

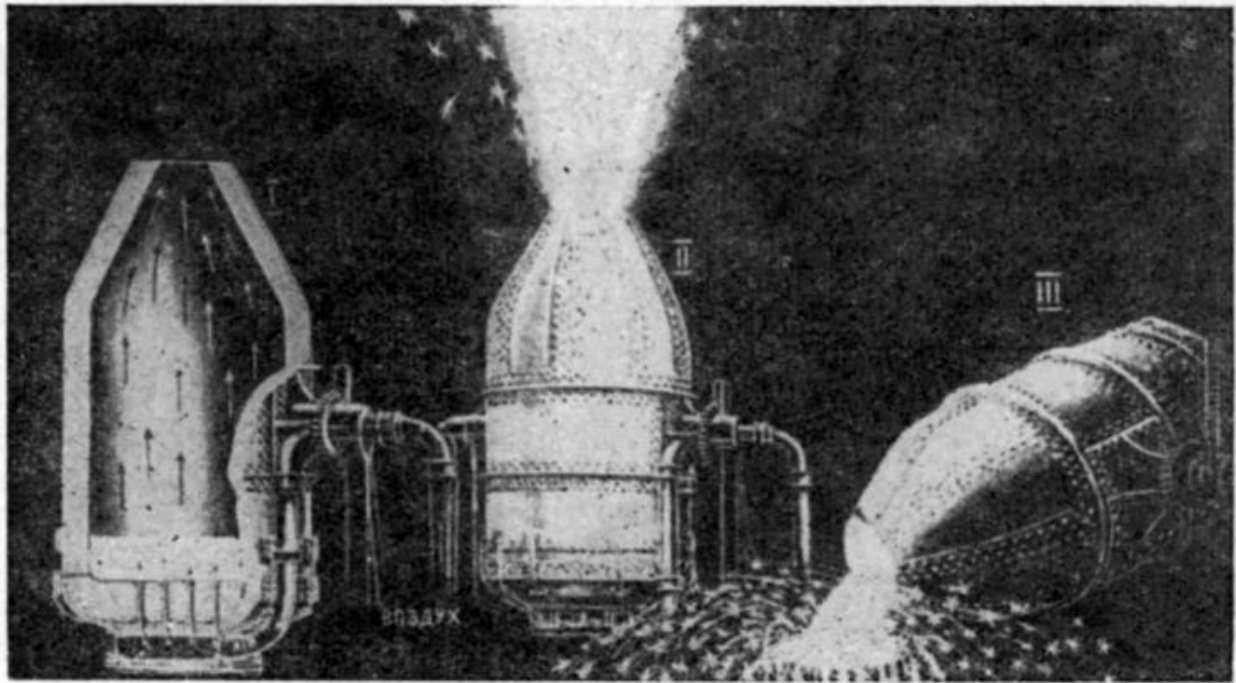
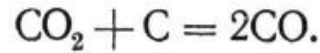


Рис. 118. Современный конвертер.

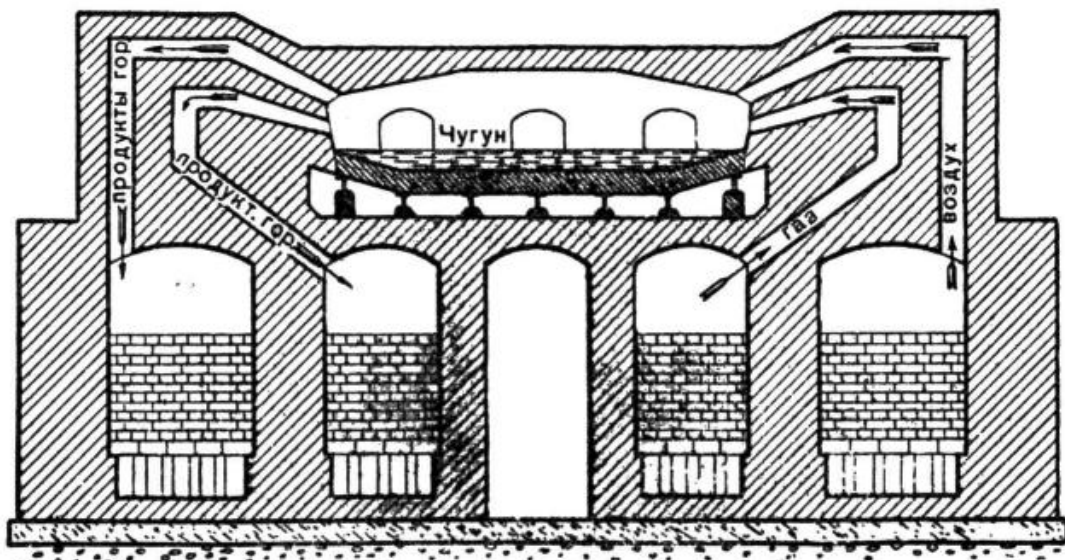
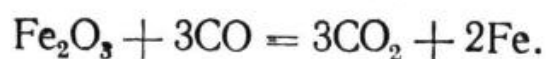


Рис. 119. Мартеновская печь.

Окись углерода является восстановителем: она отнимает от руды кислород и восстанавливает железо:



Железо с углем образует чугун, а углекислый газ под действием



последующих слоев раскаленного угля снова теряет часть кислорода, восстанавливаясь в окись углерода, и т. д.

В нижней части домны имеются два отверстия, замазанные огнеупорной глиной. Когда получится много чугуна, эту глину пробивают. Через одно отверстие вытекает шлак, а через другое — чугун.

Полученный чугун затем перерабатывают на сталь: из чугуна выжигают излишнее количество углерода и других примесей. Делают это обычно двумя способами: способом Бессемера и способом Мартена.

По способу Бессемера расплавленный чугун вливают в огромный аппарат — конвертер (рис. 118). Он сделан из котельного железа, а внутри выложен огнеупорным материалом. Он может вращаться вокруг своей горизонтальной оси. Через многочисленные отверстия в нижней части конвертера в него вдувается сильная струя воздуха. Углерод и другие примеси при этом выгорают. Этот процесс происходит исключительно бурно. Через 15—20 минут процесс заканчивается, конвертер переворачивают и полученную сталь из него выливают.

По способу Мартена чугуны вводят в печь. Эта печь имеет форму тигля (рис. 119). Внизу под этим

своеобразным «тиглем» сжигают горючий (генераторный) газ. Примеси чугуна при этом выгорают. В чугун прибавляют еще или железный лом, или железную руду. Кислород руды также содействует выжиганию углерода. В мартеновской печи процесс длится несколько часов. В последнее время довольно широко начали применять электрические домненные печи (рис. 120).

В электродомну, как и в обычную домну, вместе с рудой и флюсом загружают также и уголь, но только уголь, необходимый для реакции восстановления руды:

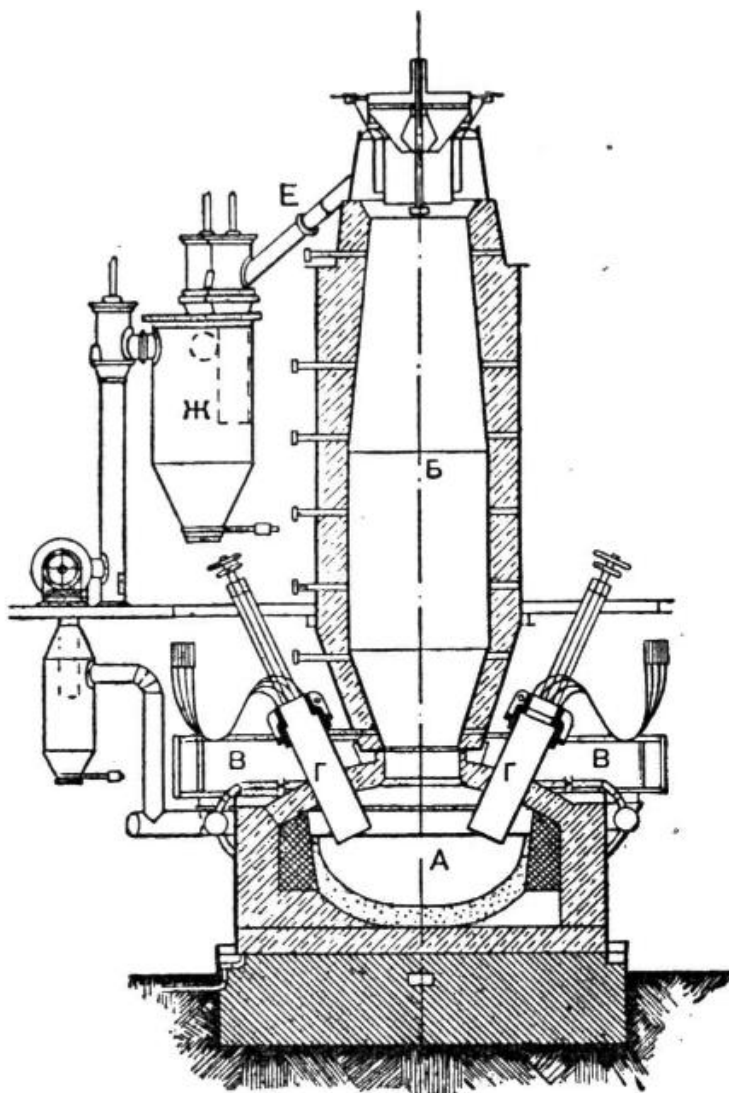


Рис. 120. Электрическая доменная печь:  
А — под; Б — шахта; В, В — дутье; Г, Д — электроды; Е — труба, отводящая колошниковые газы; Ж — газоочиститель.

Уголь же, который в обычной домне поддерживает высокую температуру, играет роль топлива, в электродомне заменяется электрической энергией.

Образующаяся в электродомне окись углерода  $CO$  отчасти восстанавливает вышележащие слои руды, отчасти же выделяется в составе колошниковых газов.

### § 13. Металлургия СССР

В царской России важнейшие отрасли промышленности, и в том числе металлургия, находились главным образом в руках иностранных промышленных фирм. Французы, англичане, бельгийцы, немцы орудовали тогда в нашей стране, как в своей колонии. Иностранные фирмы не были заинтересованы в развитии нашей металлургии. Необходимое для металлургии оборудование, сырье, а в целом ряде случаев и самые промышленные изделия они ввозили к нам из-за границы. Богатейшие запасы отечественного химического сырья на наших производствах тогда почти не использовались; даже железный колчедан и тот ввозился к нам из-за границы.

Зависимость царской России от капиталистического Запада и определяла состояние нашей дореволюционной промышленности. Металлургия царской России влачила жалкое существование. Царская Россия не в состоянии была изготовить ни трактора, ни паровоза, ни автомобиля. Производства важнейших стратегических металлов, таких как алюминий, никель, сурьма, вольфрам, висмут, молибден, и др., тогда у нас не было. Наша военная техника тогда была крайне слаба.

Такое положение в царской России естественно вызывало негодование со стороны настоящих патриотов Родины. Известно, что на развитии своей отечественной промышленности, металлургии решительно настаивал Д. И. Менделеев. Он заявлял: «Надо разрабатывать дары своей природы, своим, научно выработанным способом... например, железо и сталь на Урале и в Сибири...»

Только победа Великой Октябрьской социалистической революции, только социализм открыли путь для успешного и исключительно быстрого развития нашей отечественной металлургии. Положение СССР — страны, строящей коммунизм, находящейся в капиталистическом окружении и получившей в наследие крайне отсталую промышленность и технику, потребовало коренной перестройки народного хозяйства — введения нового курса социалистической индустриализации страны.

На Первой Всесоюзной конференции работников социалистической промышленности со всей откровенностью было признано, что мы отстали от передовых стран на 50—100 лет. Мы должны пробежать это расстояние в десять лет. Либо мы сделаем это, либо нас сомнут. Это было в 1931 г. Тогда наша металлургия характеризо-

валась еще следующими данными: 58,7% всех металлообрабатывающих станков было куплено за границей; из общего количества потребляемых металлов было ввезено из-за границы: меди 35,5%, цинка 72,4%, свинца 78,2%, а алюминия, олова и никеля 100%.

Но уже к началу третьей пятилетки Советский Союз прочно закрепил за собой индустриальное первенство в Европе. В выполнении пятилеток сделало нашу Родину независимой страной металла и машин. Благодаря высоким темпам развития нашей социалистической индустриализации ввоз из-за границы паровозов, вагонов, автомобилей, тракторов, сельскохозяйственных машин и другого сложного оборудования совсем прекратился. Из страны, импортирующей машины, СССР превратился в страну, производящую любые, включая и самые сложные, машины для любой отрасли народного хозяйства.

Наша металлургия приняла колоссальный, еще невиданный в истории размах.

ХХII съезд КПСС решил: «Дальнейшее быстрое увеличение производства металла и топлива, составляющих фундамент современной промышленности, по-прежнему останется одной из важнейших народнохозяйственных задач. За 20 лет черная металлургия достигнет уровня, позволяющего выплавлять примерно 250 миллионов тонн стали в год... Особенно ускорится производство легких, цветных и редких металлов, намного увеличится выпуск алюминия и его применение в электрификации, машиностроении, строительстве и в быту».

Мы теперь сами получаем все нужные для промышленности металлы. Мы почти заново создали цветную металлургию: сами теперь производим все цветные, легкие и благородные металлы. Высокий уровень советской науки и техники позволяет нам выпускать любые, необходимые нашей промышленности качественные сплавы цветных металлов: сверхтвердые, высокоокислостойкие, сверхлегкие, нержавеющие и т. п.

Ярким показателем уровня нашей социалистической индустрии, и прежде всего металлургии, служит наша победа над фашистской Германией и Японией, располагавшими, как известно, мощной военной техникой. Труженики советской металлургии не только обеспечили успешное развитие всех отраслей нашей мирной промышленности и социалистического сельского хозяйства, но и вооружили нашу армию первоклассной боевой техникой, превосходящей технику противника.

В нашей стране предусмотрено широкое внедрение во все отрасли хозяйства самых передовых достижений современной науки и техники. Наиболее ярким показателем действительно высокого уровня развития нашей отечественной науки и техники, в том числе и металлургии, служит колоссальное строительство многочисленных гигантов тяжелой и легкой промышленности, создание самых

совершенных современных машин, станков и аппаратуры, успешное решение сложнейших технических проблем вплоть до создания небывалых еще в истории человечества кораблей, непрерывно направляемых в космос.

## ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Какую роль играют металлы в жизни человека?
2. Перечислите общие физические свойства металлов.
3. Назовите известные вам металлы: черные и цветные, легкие и тяжелые, твердые и мягкие, ковкие и хрупкие.
4. Что представляют собой сплавы?
5. Каковы наиболее характерные общие свойства сплавов?
6. Перечислите и охарактеризуйте наиболее распространенные сплавы.
7. Укажите общие химические свойства металлов.
8. В чем сущность коррозии и каковы средства борьбы с ней?
9. Что такое руда?
10. Какие металлы называют самородными и как их добывают?
11. Перечислите физические и химические свойства натрия.
12. Перечислите физические и химические свойства калия.
13. Назовите важнейшие соединения натрия и калия.
14. Сравните натрий с калием.
15. Охарактеризуйте кальций и магний, укажите их сходство и различие.
16. Какое практическое значение имеет алюминий?
17. В каком виде алюминий находится в природе? Назовите его соединения.
18. Как получают алюминий?
19. Что собой представляет чистое железо?
20. Каков состав чугуна, стали и так называемого «ковкого железа»?
21. Какие важнейшие руды железа вы знаете?
22. В чем сущность процесса выплавки чугуна и его переработки на сталь?

## ГЛАВА XI

### ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

Углерод образует вещества не только неорганические (углекислый газ, окись углерода, угольную кислоту и ее соли), но и органические.

#### § 1. Вещества неорганические и органические

В состав органических веществ входят элементы: углерод, водород, кислород, азот, сера, фосфор и др.

— Раньше, примерно до середины XIX в., органические вещества противопоставляли неорганическим, думали, что органические вещества могут получаться только в организмах растений и животных под действием особой «жизненной силы». Учение о «жизненной силе» называлось иначе виталистическим (от слова *vita*, что означает «жизнь»). Это учение извращало правильный, научный взгляд на природу. Оно приводило к утверждению о том, что в природе существуют какие-то нематериальные, сверхъестественные силы, — содействовало идеалистическим, религиозным представлениям. Оно тормозило развитие науки, приводило к ут-

верждению о том, что создать искусственно органические вещества невозможно.

Дальнейшее развитие химии обнаружило всю несостоятельность виталистического учения. Немецкий ученый Велер (в 1828 г.) из неорганического вещества впервые искусственно получил органическое вещество — мочевину. Затем также искусственно были получены другие органические вещества: уксусная кислота, жиры. В 1861 г. наш русский ученый А. М. Бутлеров впервые синтезировал сахаристое вещество. Под влиянием многочисленных синтезов лженаучное учение о «жизненной силе» потерпело полный крах.

В настоящее время синтезируются самые различные органические вещества, которые раньше получались только в растительных и животных организмах, — синтезируются даже такие вещества, какие не встречаются в природе: пластмассы, взрывчатые вещества, волокна, красители, лекарства и многие, многие другие органические вещества. Теперь с полной достоверностью установлено, что все вещества, и неорганические и органические, состоят из одних и тех же химических элементов и что особенность органических веществ зависит не от какой-то особой силы, а от характерных свойств этих веществ.

В настоящее время к органическим веществам относят все вообще соединения углерода (кроме его окислов, угольной кислоты и ее солей), как природные естественные, так и искусственные.

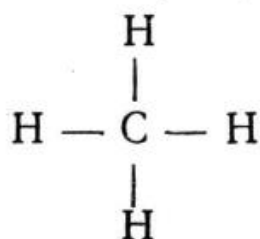
Органических веществ известно очень много — больше миллиона, тогда как неорганических веществ — не больше пятидесяти тысяч. Особенность органических веществ определяется свойствами углерода и характером его связи с другими элементами, т. е. строением веществ.

## § 2. Теория строения А. М. Бутлерова

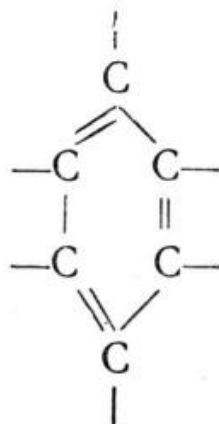
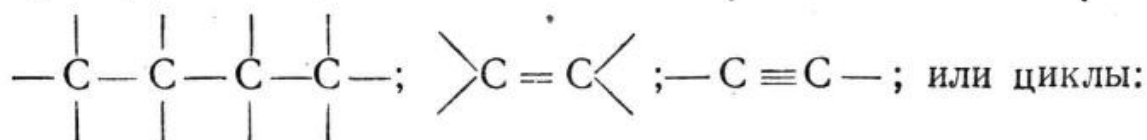
Теорию химического строения веществ создал наш русский ученый А. М. Бутлеров (1828—1886).

В создании теории строения А. М. Бутлеров исходил из того, что углерод четырехвалентен и что атомы углерода могут соединяться не только с другими элементами, но и между собой — образовывать цепи углеродных атомов.

Валентность атомов углерода условно изображают черточками. Так, например, формулу метана ( $\text{CH}_4$ ) записывают так:



Атомы углерода, соединяясь между собой, могут образовывать, например, такие цепи:

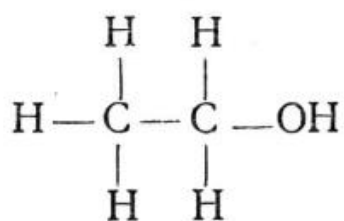


Условно обозначенные черточками, свободные валентные связи в углеродных цепях используются на присоединение к атомам углерода атомов или целых групп других элементов.

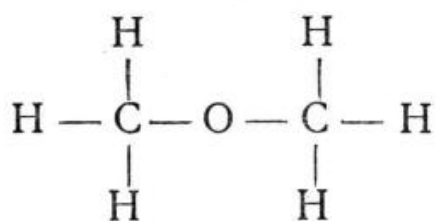
Строение веществ выражается структурными формулами.

*Структурные формулы показывают не только количество атомов каждого элемента, но и их взаимную связь в молекуле данного вещества.*

Молекулы целого ряда веществ имеют состав одинаковый, а строение разное. Это различие можно выразить только структурными формулами. Так, например, винный (этиловый) спирт и метиловый эфир имеют состав одинаковый  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ; строение же их молекул разное:



Этиловый спирт



Метиловый эфир

Сущность самой структурной теории А. М. Бутлерова сводится к следующим основным положениям:

1. Соединение атомов в молекулах происходит в соответствии с их валентностью; свободных валентностей у атомов в соединениях не остается.

2. Атомы в молекулах соединяются друг с другом в определенной последовательности.

3. Свойства веществ зависят от их химического строения, т. е. от порядка соединения атомов друг с другом.

Органические вещества по своему строению и характерным химическим свойствам подразделяются на классы: углеводороды, спирты, эфиры, кислоты, жиры, углеводы, белки и др.

Ознакомимся кратко с этими классами и их важнейшими представителями.

### § 3. Углеводороды

Углерод образует очень много соединений с водородом.

| Соединения углерода с водородом носят название *у г л е-*  
| *в о д о р о д ы.*

Простейший углеводород — метан.

**Метан** ( $\text{CH}_4$ ) образуется в природе при гниении остатков растений, выделяется со дна стоячих вод, болот; поэтому его называют еще **б о л о т н ы м г а з о м**. Образуется метан и в каменноугольных шахтах, в рудниках; поэтому его называют также **р у д н и ч н ы м г а з о м**. Следует, однако, заметить, что под рудничным газом иногда неправильно понимают смесь метана с кислородом воздуха и с другими находящимися в шахтах газами. Такая смесь образующихся в шахтах газов, конечно, содержит и метан, но свойства ее совсем непохожи на свойства метана. Эта смесь сильно взрывается, чистый же метан не взрывается — горит совершенно спокойно.

Метан находится в довольно больших количествах и в нефтяных месторождениях вместе с другими так называемыми **п р и р о д н ы м и г а з а м и**. Так, например, саратовский природный газ, который в настоящее время используется в Москве, почти целиком состоит из метана.

Природный газ выделяется из земли во многих местах. Выходы природного газа, например, имеются в окрестностях Баку. Здесь сохранились развалины древних храмов огнепоклонников, которые выделяющийся из земли с незапамятных времен горящий природный газ считали огнем «вечным», «божественным» и поклонялись ему. Теперь природный газ используется для освещения, отопления, приведения в действие различных двигателей. На природном газе работает целый ряд промышленных предприятий. Природный газ также используется (и чем дальше, тем еще больше будет использоваться) как химическое сырье для производства из него исключительно ценных и нужных для современной техники и для всего народного хозяйства синтетических высокомолекулярных органических соединений — так называемых **п о л и м е р о в**: пластических масс, синтетических каучуков, химических волокон и т. п.

Метан — бесцветный газ, не имеет запаха, легкий (почти в два раза легче воздуха); в воде плохо растворяется.

В молекуле метана, как видно из приведенной (на стр. 189) формулы строения, валентность углерода насыщена атомами водорода полностью. Таким строением метана определяются его химические

свойства: он на воздухе не окисляется, соединяется с кислородом только при высокой температуре.

С кислородом (или воздухом) метан образует сильно взрывчатую смесь. В рудниках, содержащих метан, пользоваться обычной керосиновой лампой ни в коем случае нельзя. Наши советские рудники в большинстве случаев теперь электрифицированы. Только на некоторых из них пока еще используются лампы, но лампы особые, так называемые рудничные (рис. 121). Рудничные лампы бывают разные, принцип их действия один и тот же. Все они

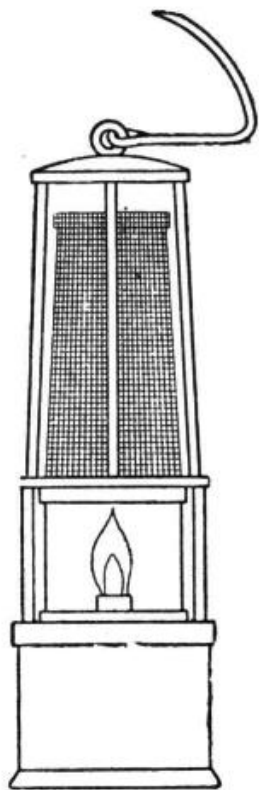


Рис. 121. Рудничная лампа.

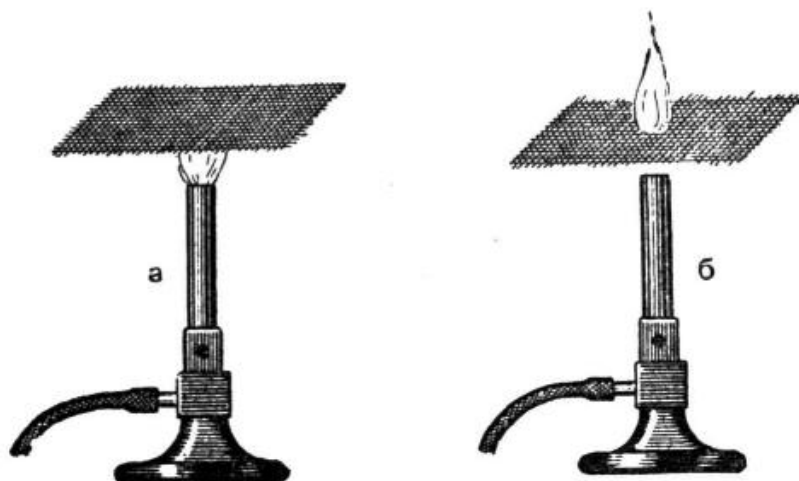


Рис. 122. Пламя газа: а—под металлической сеткой; б—над металлической сеткой.

имеют специальное предохранительное приспособление — металлическую (медную) сетку. Медная сетка — очень хороший проводник. Она поглощает значительное количество теплоты; быстро отводит его во все стороны и отдает окружающему воздуху (рис. 122). Благодаря большой теплоотдаче горение на поверхность сетки не передается. Взрывчатая смесь рудничного газа свободно проникает внутрь лампы и может там давать вспышку, но эта вспышка через сетку наружу не распространяется. Когда же во внутренней части предохранительной сетки происходит более сильная вспышка, то лампа совсем гаснет.

Ацетилен ( $C_2H_2$ ) имеет структурную формулу



Ацетилен — бесцветный газ, немного легче воздуха, мало растворимый в воде. Горит сильно коптящим пламенем; при более же усиленном доступе воздуха горит ослепительно белым светом.

Применяется ацетилен довольно широко для получения очень высоких температур. В последнем случае в пламя ацетилена вдувают чистый кислород. В таком ацетилено-кислородном пла-



мени температура достигает  $3500^{\circ}$ . Это пламя используют в специальной горелке (рис. 123).

Ацетилено-кислородным пламенем производят автогенную сварку металлов (рис. 124), а также резку металла (рис. 125).

На основе реакции, открытой нашим ученым М. Г. Кучеровым, ацетилен теперь используют для получения целого ряда других

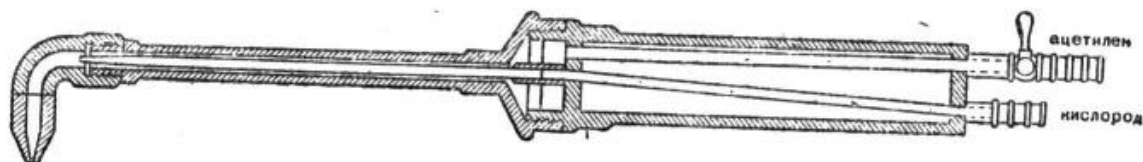
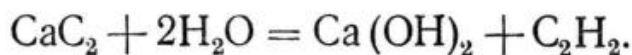


Рис. 123. Ацетилено-кислородная горелка.

веществ: спирта, синтетического каучука, пластических масс, уксусной кислоты и многих других важнейших веществ.

Ацетилен получают действием воды на карбид кальция —  $\text{CaC}_2$ .

Карбид кальция бурно реагирует с водой, образуя ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$  и гашеную известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



**Нефть** — маслянистая жидкость темно-коричневого цвета, представляет собой смесь самых разнообразных углеводородов.

Из нефти выделяют целый ряд очень ценных продуктов. Для этого нефть подвергают так называемой дробной перегонке.

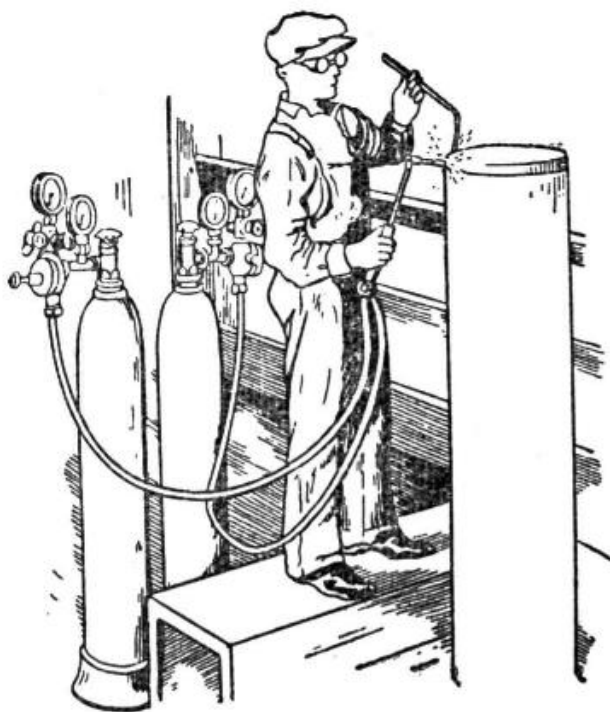


Рис. 124. Сварка железа при помощи ацетилено-кислородного пламени.

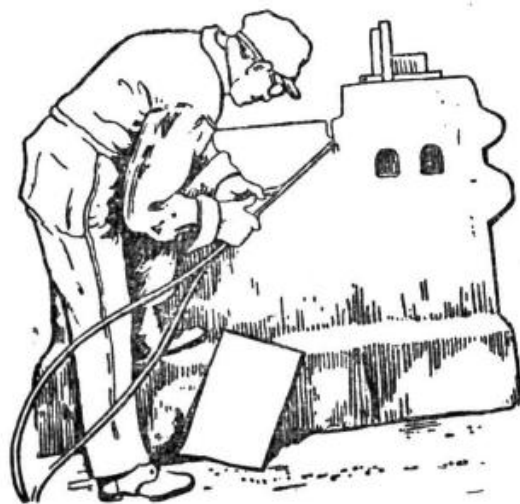


Рис. 125. Резка металла при помощи ацетилено-кислородного пламени.

При температуре до  $150^{\circ}$  перегоняются самые легкокипящие вещества. Они имеют общее название сырого бензина или газолена. Путем последующей разгонки при разных темпе-

ратурах из газаolina получают различные сорта бензина: авиационный бензин, бензин первого сорта и др. При дальнейшем нагревании от 150 до 300° собирают вещества, которые носят общее название сырого керосина. Из этой части получают керосин.

Та часть нефти, которая остается после отгона сырого бензина и сырого керосина, носит название мазута. Мазут частью применяется как топливо, частью подвергается дальнейшей перегонке, в результате которой получают соляровое масло, а также самые разнообразные смазочные масла (веретенное, цилиндрическое, машинное и др.). После отгонки смазочных масел остается черный смолообразный гудрон, который обычно используют для шоссейных дорог, мостовых, тротуаров и т. д.

При переработке нефти получают также вазелин, парафин и целый ряд других продуктов.

Наиболее ценный и важный продукт бензин является основой всей современной, особенно авиационной, техники. Между тем бензина при перегонке нефти получается очень немного (10—20%). С целью увеличения добычи бензина в последнее время стали применять так называемый крекинг нефти.

Крекинг нефти состоит в расщеплении молекул — превращении веществ, кипящих при высокой температуре, в вещества, кипящие при более низкой температуре («крекинг» значит «расщепление»). Керосин, соляровое масло и даже мазут под повышенным давлением нагревают до 400—500°. Таким путем, например из керосина, получают до 60% высококачественного бензина.

Впервые еще в 1891 г. способ расщепления нефти разработал и практически осуществил русский инженер-химик В. Г. Шухов (1853—1939 гг.).

Особенно большую роль в исследовании и переработке нефти сыграл советский ученый акад. Н. Д. Зелинский.

Наша страна исключительно успешно разрешает важнейшую задачу: нефть не сжигать, а перерабатывать в более ценные продукты. Именно на этом настаивал наш великий соотечественник Д. И. Менделеев, заявляя: «нефть — не топливо, топить можно и ассигнациями» (ассигнации — это бумажные деньги).

В семилетнем плане развития народного хозяйства СССР на 1959—1965 гг. очень большое внимание уделено резкому повышению использования нефтепродуктов и нефтяных (как и природных) газов для производства спирта, моющих средств, синтетического каучука, искусственного волокна и многих других важнейших веществ.

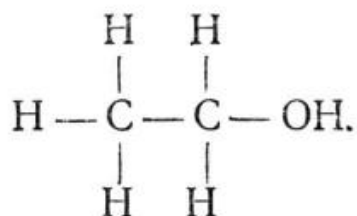
#### § 4. Спирты

Спиртов известно очень много.

*Спиртами вообще называют производные углеводов, в молекуле которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильной группой (ОН).*

Наиболее широко распространены спирты: винный (этиловый) и древесный (метиловый).

**Винный спирт** ( $C_2H_5OH$ ) имеет структурную формулу:



Винный спирт получают брожением сахаристых веществ под влиянием особых дрожжевых грибков. Для этого используют крахмал, содержащийся в клубнях картофеля, зернах ржи, пшеницы, кукурузы и т. п. Муку или измельченный картофель заваривают горячей водой. По охлаждению прибавляют **солод**, получаемый из проросших зерен ячменя. В солоде имеется особое вещество — **диастаз**, который действует как катализатор и превращает крахмал в сахаристое вещество. К сахаренному крахмалу прибавляют дрожжи и ведут брожение. Полученную «бражку» затем подвергают перегонке. Получают **сырой спирт**. Этот спирт очищают и получают совершенно чистый винный спирт.

Чистый винный спирт — бесцветная жидкость, кипит при  $78^\circ$ . Последнее время винный спирт получают также из дерева, ацетилену, нефти и даже из неорганического сырья: из угля, извести и воды.

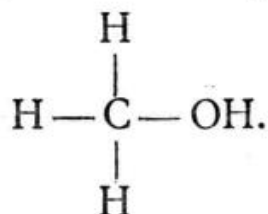
Винный спирт имеет очень широкое применение. Его используют для приготовления лаков, политуры, лекарств, одеколону, духов, спиртных напитков и т. п., также для производства красителей, синтетического каучука, искусственного шелка, бездымного пороха и др. Особенно большое значение винный спирт имеет в производстве синтетического каучука по методу нашего советского ученого **С. В. Лебедева**.

Академик Сергей Васильевич Лебедев — выдающийся ученый бутлеровской школы наших отечественных химиков-органиков. Он продолжал работы А. М. Бутлерова и своего непосредственного учителя А. Е. Фаворского по полимеризации углеводов. Еще в 1909 г. полимеризацией изопрена и бутадиена С. В. Лебедев впервые получил образцы синтетического каучука. В 1913 г. он опубликовал специальную работу о теоретических основах синтеза каучука. В 1930 г. получил бутадиеновый, синтетический каучук из спирта. Организовал первый в мире советский завод синтетического каучука. За выдающиеся заслуги награжден орденом Ленина.



С. В. Лебедев (1874—1934).

Древесный спирт  $\text{CH}_3\text{OH}$  имеет структурную формулу:



Называется он **д р е в е с н ы м** потому, что образуется при сухой перегонке дерева.

Древесный спирт, как и винный, — бесцветная горючая жидкость. Эта жидкость очень ядовита: употребление ее внутрь может вызвать слепоту.

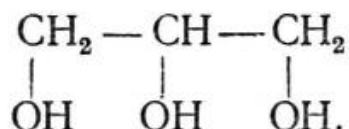
Используют его для производства красящих и других веществ, в качестве хорошего растворителя, а также для приготовления спиртовых лаков, формалина, пластических масс и других веществ.

**Глицерин.** Спирты могут содержать различное количество гидроксильных групп.

*Спирты, содержащие в своей молекуле одну гидроксильную группу, называют о д н о а т о м н ы м и; спирт же с несколькими гидроксильными группами называют м н о г о а т о м н ы м и.*

Винный и древесный спирты — одноатомные. К многоатомным же спиртам относится, например, глицерин.

Глицерин — спирт т р е х а т о м н ы й, в его молекуле три гидроксильные группы:



Глицерин — бесцветная, густая жидкость сладковатого вкуса, хорошо растворяющаяся в воде. Применяется глицерин в производстве взрывчатых веществ, например нитроглицерина и динамита, в мыловарении, для приготовления незамерзающих растворов (нужных для моторов в зимних условиях), а также для подслащивания вин.

## § 5. Органические кислоты

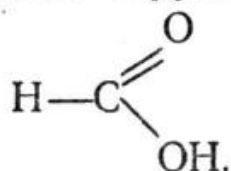
Очень распространены в природе и имеют большое практическое значение **о р г а н и ч е с к и е к и с л о т ы**.

В состав всех органических кислот входит группа  $\text{COOH}$  или

иначе —  $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ . Эта группа носит название **к а р б о к с и л**.

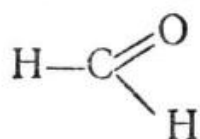
*Органическими (карбоновыми) кислотами называют вещества — производные углеводородов, содержащие в своем составе одну или несколько карбоксильных групп —  $\text{COOH}$ .*

**Муравьиная кислота** имеет состав  $\text{НСООН}$ . В отличие от всех остальных органических (карбоновых) кислот она в своей молекуле, помимо карбоксильной группы, содержит не остаток углерода, а только водород. Ее структурная формула:



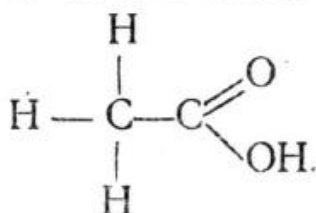
Муравьиная кислота — бесцветная жидкость с острым специфическим запахом. Ее выделяют муравьи, она содержится в волосках крапивы — от нее-то и зависит их обжигающее действие на кожу. Содержится она также в винограде и других растениях. Применяется при крашении тканей, выделке кожи и других химических процессах.

Вещество, имеющее состав  $\text{H} \cdot \text{СНО}$ , или иначе



носит название муравьиный альдегид (или формальдегид). Раствор (примерно 40-процентный) муравьиного альдегида представляет собой формалин. Формалин имеет очень резкий специфический запах. Он сильно ядовит. Является очень хорошим дезинфицирующим средством. Применяется в сельском хозяйстве для протравливания семян перед посевом; убивает споры грибка-паразита (головни). Используется и в фармацевтической промышленности для производства лекарств, например уротропина. Особенно большое применение формалин получил за последнее время в производстве пластических масс, играющих исключительно важную роль в современной технике и обывденной жизни.

**Уксусная кислота**  $\text{СН}_3 \text{СООН}$  имеет структурную формулу:



Чистая уксусная кислота — твердое кристаллическое вещество, по внешнему виду напоминающее лед; в таком виде ее называют ледяной. В продажу обычно поступает 90—95-процентная уксусная кислота.

Получают уксусную кислоту различными способами: при разложении дерева, нагреванием без доступа воздуха, т. е. при сухой перегонке дерева, при переработке спирта и др.

За последнее время стал применяться особенно выгодный способ получения уксусной кислоты из неорганического сырья: вместо дерева, спирта и других органических веществ в качестве исходных материалов для получения уксусной кислоты теперь исполь-



А. Е. Фаворский (1860—1945).

химии А. М. Бутлерова. Он на основе структурной теории глубоко исследовал многочисленные органические вещества. Положил начало промышленному способу получения синтетического каучука. Разработал очень выгодный способ получения уксусного альдегида из ацетилена. Со своими учениками синтезировал многие сотни новых органических веществ. Организовал обширную школу советских химиков-органиков, из которой в числе целого ряда крупных ученых вышел, например, академик С. В. Лебедев.

За разработку важнейших теоретических и практических народно-хозяйственных проблем А. Е. Фаворский был высоко оценен советским правительством: он лауреат Государственной премии и Герой Социалистического Труда.

**Уксусная кислота** — очень ценное вещество в современной промышленности. Она применяется для синтеза целого ряда красителей, лекарственных веществ, для производства искусственного шелка, невоспламеняющейся кинофотоплёнки, многих душистых веществ, лаков для самолетов и др. В виде слабого (3—5-процентного) раствора уксусная кислота применяется как приправа к пище, для консервирования овощей, рыбы и т. д.

**Высокомолекулярные (жирные) кислоты.** Некоторые органические (карбоновые) кислоты в своем составе содержат большое количество атомов углерода и называются высокомолекулярными. К высокомолекулярным, например, относятся кислоты: стеариновая ( $C_{17}H_{35}COOH$ ) и олеиновая ( $C_{17}H_{33}COOH$ ).

Стеариновая кислота — твердое вещество, а олеиновая — жидкость. Эти кислоты получают из жиров, поэтому их называют жирными.

зуют уголь и известь. В основу этого процесса положена реакция взаимодействия карбида кальция с водой, открытая впервые нашим русским химиком М. Г. Кучеровым еще в 1888 г. При этом образуется газ ацетилен  $C_2H_2$ , который затем уже и превращают в уксусную кислоту. Такой способ — синтез сложного вещества из менее сложного, получение органического вещества из неорганических веществ — в настоящее время приобретает исключительно важное значение.

Большую роль в синтезе органических веществ из неорганического сырья сыграл наш академик А. Е. Фаворский.

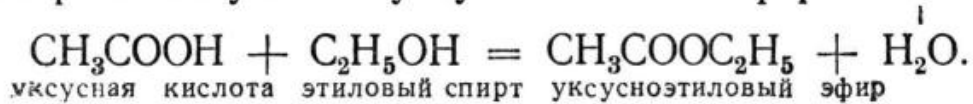
Алексей Евграфович Фаворский — достойный ученик основоположника современной органической

## § 6. Жиры

Растительные и животные жиры и масла представляют собой в основном смеси различных сложных эфиров.

*Сложные эфиры — это вещества, получающиеся при взаимодействии органических кислот со спиртами.*

Так, например, при взаимодействии уксусной кислоты с этиловым спиртом получается уксусноэтиловый эфир:



В состав жиров входят эфиры, образованные главным образом трехатомным спиртом — глицерином ( $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$ ) и высокомолекулярными кислотами: стеариновой ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ ), олеиновой ( $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ ) и др. Эти эфиры называются глицеридами.

Свойства жиров зависят от их состава. Глицериды, в состав которых входят кислоты стеариновая и пальмитиновая, — вещества твердые. Глицериды же, в состав которых входит олеиновая кислота, — вещества жидкие. В твердых жирах, например в говяжьем, бараньем, свином сале, больше глицеридов кислот стеариновой и пальмитиновой, а в жидких жирах, например в подсолнечном, хлопковом и льняном масле, больше глицеридов олеиновой кислоты.

Жиры играют очень важную роль в жизни человека и животных: они являются необходимыми питательными веществами.

Жиры имеют и промышленное значение. Их используют для производства мыла, стеарина, глицерина, различных масляных красок и в качестве лекарств (например, касторовое масло, рыбий жир и др.).

**Мыла.** При нагревании жиров со щелочами происходит реакция омыления, в результате которой получают глицерин и соли высокомолекулярных жирных кислот.

*Соли высокомолекулярных жирных кислот называются мылами.*

Мыла бывают твердые и жидкие. Мыла натриевые — твердые, а калиевые — жидкие. Так, например, натриевая соль стеариновой кислоты ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ ) — мыло твердое, а калиевая соль этой же кислоты ( $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOK}$ ) — мыло жидкое.

Получение мыла требует довольно большого количества жиров. Последнее время в этом производстве жиры стали заменять другими, более дешевыми веществами. Так как из жиров для получения мыла используются жирные высокомолекулярные кислоты, то эти кислоты стали заменять другими кислотами. Оказалось, что в нефти (особенно нашей кавказской) в довольно большом количестве содержатся кислоты; их теперь с успехом используют для

получения мыла. Для получения мыла теперь найдены возможности использовать отходы ряда производств — кожевенного, лесохимического и др.

## § 7. Углеводы

Важнейшим в жизни природы классом органических веществ являются также углеводы.

*Углеводами называют органические вещества, состоящие из углерода, водорода и кислорода, в большинстве имеющих в своем составе водорода вдвое больше, чем кислорода (как и вода).*

К углеводам, например, относятся: глюкоза, свекловичный (или тростниковый) сахар, крахмал и клетчатка.

**Глюкоза**  $C_6H_{12}O_6$  — вещество твердое, кристаллическое, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус. Глюкозу иначе называют виноградным сахаром, потому что особенно много ее содержится в соке винограда и в других сладких плодах. В природе глюкоза довольно распространена: она находится почти во всех тканях организмов животных и растений.

Для организма глюкоза очень важна: при ее окислении в тканях выделяется большое количество энергии, необходимой для жизнедеятельности организмов. Ослабленные организмы в медицинской практике теперь поддерживаются искусственным введением в организм определенного количества глюкозы.

Глюкоза используется также вместо сахара в кондитерском производстве.

В технике глюкозу получают из крахмала нагреванием последнего с разбавленной серной кислотой. Крахмал при этом осахаривается, образуется так называемая крахмальпатока. Эту патоку и используют в кондитерском производстве.

Сахаристое вещество, подобное глюкозе, впервые (в 1861 г.) искусственно получил А. М. Бутлеров.

**Свекловичный, или тростниковый, сахар**  $C_{12}H_{22}O_{11}$  широко распространен в природе. Особенно много его в сахарном тростнике и в сахарной свекле, из которых он главным образом и получается (отсюда и его название). Содержится он также в соке березы, клена и многих фруктов. Это обыкновенный сахар.

Чистый сахар — вещество бесцветное, кристаллическое. При осторожном нагревании около  $150^\circ$  он плавится. При дальнейшем нагревании он немного желтеет, а при охлаждении образует некристаллическую прозрачную массу — леденец. При еще более сильном нагревании буреет и превращается в карамель, а нагретый еще более сильно — обугливается.

**Крахмал**  $(C_6H_{10}O_5)_x$ . Молекулярный вес крахмала до сих пор еще не установлен. Известно лишь, какие элементы и в каком количественном соотношении входят в состав молекулы крахмала. Поэтому формулу крахмала пишут так:  $(C_6H_{10}O_5)_x$ .



Образуется крахмал, как известно, в зеленых частях растений на свету. Откладывается он в виде зерен в различных частях растений: в корнях, клубнях, плодах и др.

Крахмал не растворяется ни в воде, ни в спирте. В горячей воде он образует коллоидный раствор, так называемый крахмальный клейстер. С йодом крахмал дает характерное синее окрашивание.

При кипячении с разбавленными кислотами, как мы уже отмечали, крахмал разлагается и превращается в глюкозу  $C_6H_{12}O_6$ .

Крахмал — одно из важнейших для организмов питательных веществ.

**Клетчатка**  $(C_6H_{10}O_5)_x$ . Молекулярный вес клетчатки, как и крахмала, также пока еще не найден. На основе анализа лишь установлено, что в состав клетчатки входят те же элементы и в том же количественном соотношении, что и в состав крахмала. Поэтому состав клетчатки выражают такой же общей формулой, как и крахмал  $(C_6H_{10}O_5)_x$ .

Клетчатка — главная составная часть оболочек растительных клеток, откуда она и получила свое название. Почти чистую клетчатку представляют собой вата и фильтровальная бумага.

Клетчатка не растворяется ни в воде, ни в спирте. Действием концентрированной серной кислоты она частично разлагается и превращается в вещество, очень близкое по своим свойствам к крахмалу. Если фильтровальную бумагу опустить на короткое время в концентрированную серную кислоту и сразу же промыть водой, то бумага станет более плотной и прочной.

При продолжительном нагревании с разведенной серной кислотой клетчатка, как и крахмал, разлагается и превращается в глюкозу.

Из клетчатки получают спирт, взрывчатые вещества, искусственный шелк и многие другие вещества.

## § 8. Белковые вещества

**Белковые вещества** — важнейшие вещества в жизни растений и животных. Они входят в состав протоплазмы. Без белковых веществ жизнь невозможна.

Белковые вещества — самые сложные, еще не совсем изученные органические соединения. В их состав, помимо углерода, водорода и кислорода, входят еще азот и сера; некоторые белковые вещества, кроме того, содержат фосфор, а иногда и другие элементы, например железо (в гемоглобине крови), магний (в хлорофилловых зернах).

Белковые вещества в воде или совсем не растворяются, или же образуют коллоидные растворы. При нагревании они разлагаются. О составе белковых веществ мы судим по продуктам их распада. Конечными продуктами распада белков являются так называемые **аминокислоты**. Аминокислотами называются вещества,

производные органических кислот, у которых атом водорода замещается аминогруппой  $\text{NH}_2$ .

Так, например, уксусной кислоте, имеющей состав  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , соответствует аминокислота, имеющая состав



Изучение условий и продуктов распада белков дало возможность искусственно произвести обратный процесс — из простейших продуктов распада получить более сложные соединения.

В настоящее время синтезированы вещества с молекулярным весом свыше 1000, по своим свойствам приближающиеся к белкам. Особенно значительных успехов в этом направлении добились советские ученые. Состав белковых веществ для ученых всего мира долго оставался неразрешимой загадкой. Но советским ученым за последние годы эту задачу, наконец, удалось разрешить. Акад. Н. Д. Зелинский и проф. Н. И. Гаврилов установили не только состав, но и строение ряда белковых веществ. За это величайшее научное открытие им в 1948 г. присуждена Государственная премия. В связи с праздником 800-летия нашей столицы Москвы Н. Д. Зелинский заявил:

«Не боясь ошибиться, предвижу изумительные открытия советских химиков в области синтеза. Не сомневаюсь в том, что белок — это замечательное органическое вещество, которое, по выражению Энгельса, самой природе удастся сделать при благоприятных обстоятельствах только через миллионы лет, будет в недалеком будущем получен синтетическим путем. Открытие, которое грядет, настолько важно, что даже трудно сегодня предопределить его благотворные последствия для человечества».

## § 9. Взаимная связь между основными классами органических веществ

Мы охарактеризовали углеводороды, спирты, кислоты, сложные эфиры, углеводы и белковые вещества. Это — основные классы органических веществ.

Основные классы органических веществ не изолированы друг от друга — между ними существует самая тесная естественная, генетическая связь. Из углеводородов действием на них металлическим натрием, а затем соляной кислотой можно получить спирты: из метана — метиловый, из этана — этиловый и т. д. При пропускании паров спирта через нагретую трубку с катализатором из спирта можно получить альдегид, например из этилового спирта — уксусный альдегид. Окисленный альдегид превращается в соответствующую ему кислоту: уксусный альдегид — в уксусную кислоту и т. д. Кислоты со спиртами образуют сложные эфиры. Смеси различных сложных эфиров, образованных главным образом путем взаимодействия трехатомного спирта (глицерина) с высокомолекулярными (жирными) кислотами, представляют собой живот-

ные и растительные жиры. Конечным продуктом распада белковых веществ являются в свою очередь кислоты (аминокислоты).

Таким образом, от одного класса органических веществ можно перейти к другим классам. На взаимной связи, на взаимных переходах органических веществ и основывается современный органический синтез — искусственное получение самых разнообразных, необходимых в практической жизни, органических соединений.

### § 10. А. М. Бутлеров

Александр Михайлович Бутлеров — основоположник современной органической химии. Он еще в 1861 г. создал общепринятую в настоящее время структурную теорию строения органических веществ. Впервые вскрыл и обосновал естественную классификацию органических веществ. Последовательно изложил органическую химию с новой точки зрения в своем знаменитом учебнике «Введение к полному изучению органической химии» (1864 г.). Он на основе структурной теории предсказал существование многих, только впоследствии открытых органических веществ. Не только предсказал, но и сам получил целый ряд новых веществ: углеводороды, спирты, сахаристое вещество, уротропин и др. Открыл реакцию уплотнения (полимеризации) молекул органических веществ — реакцию, которая лежит в основе современного органического синтеза — синтетического каучука, пластмасс, лекарственных и многих других веществ. А. М. Бутлеров создал многочисленную, оригинальную, школу русских химиков-органиков, из которой вышли такие ученые, как В. В. Марковников, А. М. Зайцев, А. Е. Фаворский и др.



А. М. Бутлеров (1828 — 1886).

Еще Д. И. Менделеев с полным основанием писал: «Александр Михайлович Бутлеров... — один из замечательнейших русских ученых. Он русский и по ученому образованию, и по оригинальности своих трудов. Ученик знаменитого нашего академика Зинина, он сделался химиком не в чужих краях, а в Казани, где и продолжает развивать самостоятельную химическую школу.

Направление ученых трудов Александра Михайловича не составляет продолжения или развития идей его предшественников, а принадлежит ему самому. В химии существует бутлеровская школа и бутлеровское направление».

## ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

1. Какие вещества называются органическими?
  2. В чем сущность теории строения А. М. Бутлерова?
  3. Что выражают структурные формулы?
  4. Какие вещества называются углеводородами?
  5. Что собой представляет метан и каково его практическое значение?
  6. Что вам известно об ацетилене?
  7. Каково строение метана и ацетилена?
  8. Какие вещества называются спиртами?
  9. Охарактеризуйте спирты: а) винный (этиловый) и б) древесный (метиловый); укажите их свойства и практическое применение.
  10. К какому классу органических веществ относится глицерин и каковы его характерные свойства?
  11. Какие вещества называются органическими кислотами?
  12. Охарактеризуйте кислоты: а) муравьиную и б) уксусную.
  13. Приведите примеры высокомолекулярных (жирных) органических кислот.
  14. Что вы знаете о жирах и их омылении?
  15. Какие вещества называются мылами?
  16. Какие вещества относят к классу углеводов?
  17. Охарактеризуйте: а) глюкозу, б) свекловичный (тростниковый) сахар, в) крахмал и г) клетчатку.
  18. Что собой представляют белковые вещества и каково их значение в жизни природы?
  19. В чем выражается взаимная связь между основными классами органических веществ? (Объясните на примере.)
  20. Охарактеризуйте А. М. Бутлерова как основоположника современной органической химии.
-

## ЗАКЛЮЧЕНИЕ

### УСПЕХИ СОВЕТСКОЙ ХИМИИ

Наша страна успешно строит коммунизм. Все отрасли нашего хозяйства требуют огромного количества самых разнообразных материалов — продуктов химической промышленности. Химизация всего народного хозяйства СССР — одно из важнейших средств его индустриализации.

В царской России химия и химическая промышленность находились под непосредственным влиянием иностранцев и развивались очень медленно. По-настоящему они стали развиваться только при Советской власти. Еще в самые первые годы после Великой Октябрьской социалистической революции наша партия и правительство указывали, что современная химия, преобразующая основы промышленного производства, открывающая новые источники и виды дешевого сырья, создающая крупнейшие материальные ценности из наиболее простых и распространенных веществ, являющаяся могучим орудием преобразования сельского хозяйства, по праву выдвигается вперед как один из решающих факторов развития всего народного хозяйства нашей страны. Третья пятилетка была названа «пятилеткой химии».

Перед советскими химиками стояли задачи: получение высококачественных металлов, сплавов и других необходимых в технике наиболее совершенных по свойствам материалов, получение жидкого топлива, повышение урожая наших социалистических полей, решение проблемы производства искусственного каучука, искусственного волокна, новых источников продуктов питания, красящих веществ, лекарств и др. Под непосредственным руководством Коммунистической партии и правительства наши советские ученые со всеми перечисленными задачами справились и справились весьма успешно.

Советские химики, развивая славные традиции великих сынов нашей Родины — М. В. Ломоносова, Д. И. Менделеева, А. М. Бутлерова и др., превратили нашу химию в наиболее передовую отрасль человеческих знаний и, практически используя ее, добились в области химической промышленности серьезных достижений.

За сравнительно короткий срок советская химия по решению целого ряда важнейших вопросов заняла в мировой науке ведущее место. Химики школы Н. С. Курнакова очень успешно разрабатывают новые методы физико-химического анализа растворов, и в частности сплавов, что помогло создать новые производства ценнейших сплавов, а также на научной основе организовать переработку руд цветных и редких металлов.

Значительных успехов со своими многочисленными учениками достигли академики: химики-металлурги (Герой Социалистического Труда Байков, Бардин и др.), геохимики (Вернадский, Ферсман, Белянкин и др.), химики-технологи (Брицке, Гребенщиков, Вольфович и др.). На теоретических исследованиях научных коллективов, возглавляемых этими академиками, основываются многие крупнейшие производственные достижения в области черной и цветной металлургии, производства минеральных удобрений и наиболее совершенных средств борьбы с вредителями сельского хозяйства, а также производства самых разнообразных неорганических веществ.

Весьма ценный вклад в современную науку сделали многие наши химики: Ребиндер, Думанский и другие — в области коллоидной химии; Зелинский, Дубинин, Раковский и другие — в области явлений адсорбции; Баландин, Казанский и другие — в области катализа; Шилов, Семенов и другие — в области теории горения и взрыва; Бродский, Рогинский и другие — в области изучения механизма химических реакций методом так называемых «меченых атомов» и т. д.

Выдающихся результатов достигли также советские химики в области органических веществ. Коллектив старейшей школы Н. Д. Зелинского совершенно изменил прежние представления о химических свойствах углеводов и обстоятельно разработал проблему органического синтеза. Коллектив школы А. Е. Фаворского разработал различные методы получения синтетического каучука. Коллектив школ А. Е. Арбузова и А. Н. Несмеянова успешно разрабатывает совершенно новую область химии — органическую химию фосфора, кремния и особенно химию металлоорганических соединений. Работы советских ученых в области синтетического каучука, металлоорганических соединений, красителей и алкалоидов в настоящее время учеными всего мира признаны классическими. На этих теоретических положениях перечисленных выше химических школ наша страна исключительно успешно развивает новую промышленность органического синтеза, особенно промышленность синтетического каучука, анилино-красочную, фармацевтическую, лесохимическую и др.

Нашей страной руководит Коммунистическая партия, которая в интересах дальнейшего еще более широкого коммунистического строительства и в интересах самого народа недавно — на майском Пленуме ЦК (1958 г.) приняла важнейшее решение: «Об ускорении развития химической промышленности и особенно производства

синтетических материалов и изделий из них для удовлетворения потребностей населения и нужд народного хозяйства». В этом основа всех наших успехов, в том числе успехов в области химии и химической промышленности.

Нашу советскую химию и химическую промышленность вместе с выдающимися учеными развивают инженеры, техники, изобретатели, передовые рабочие и колхозники — создает весь народ. В этом сила нашей страны. В этом залог дальнейшего, еще более быстрого развития нашей советской химии и химической промышленности.

---

## ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

Приведенные ниже практические работы необходимы не только для более отчетливого усвоения, но и для успешного выполнения программы курса естествознания в начальной школе. Для будущего учителя начальной школы они обязательны.

### § 1. Общие правила

На практических работах строго выполняйте следующие основные правила:

1. Приготовленное к работе химическое оборудование до особого указания преподавателя не трогайте.

2. Прежде чем приступить к самой работе, прочитайте ее описание и как следует в ней разберитесь.

3. Опыты делайте так, как они описаны в учебнике, и так, как указывает преподаватель.

4. Во избежание несчастных случаев вещества без разрешения преподавателя не пробуйте на вкус; нюхайте вещества только так: откройте склянку с веществом и на некотором расстоянии от лица, движением руки направьте воздух от отверстия склянки к носу (рис. 126); особенно осторожно обращайтесь с теми веществами, о которых в описании сделаны специальные предупреждения.

5. Работы не только выполняйте, но продумывайте, старайтесь все понять, в нужных случаях обращайтесь к преподавателю.

6. После каждой работы в особой тетради составляйте письменный отчет о своей работе.



Рис. 126. Прием для обнаружения по запаху неизвестного газа.

### § 2. Составление письменного отчета о работе

Отчет составляйте кратко, но исчерпывающе. В отчете отмечайте: а) что делали (с зарисовкой и записью уравнений реакций), б) что наблюдали и как объяснили наблюдаемое явление, в) к какому выводу пришли.



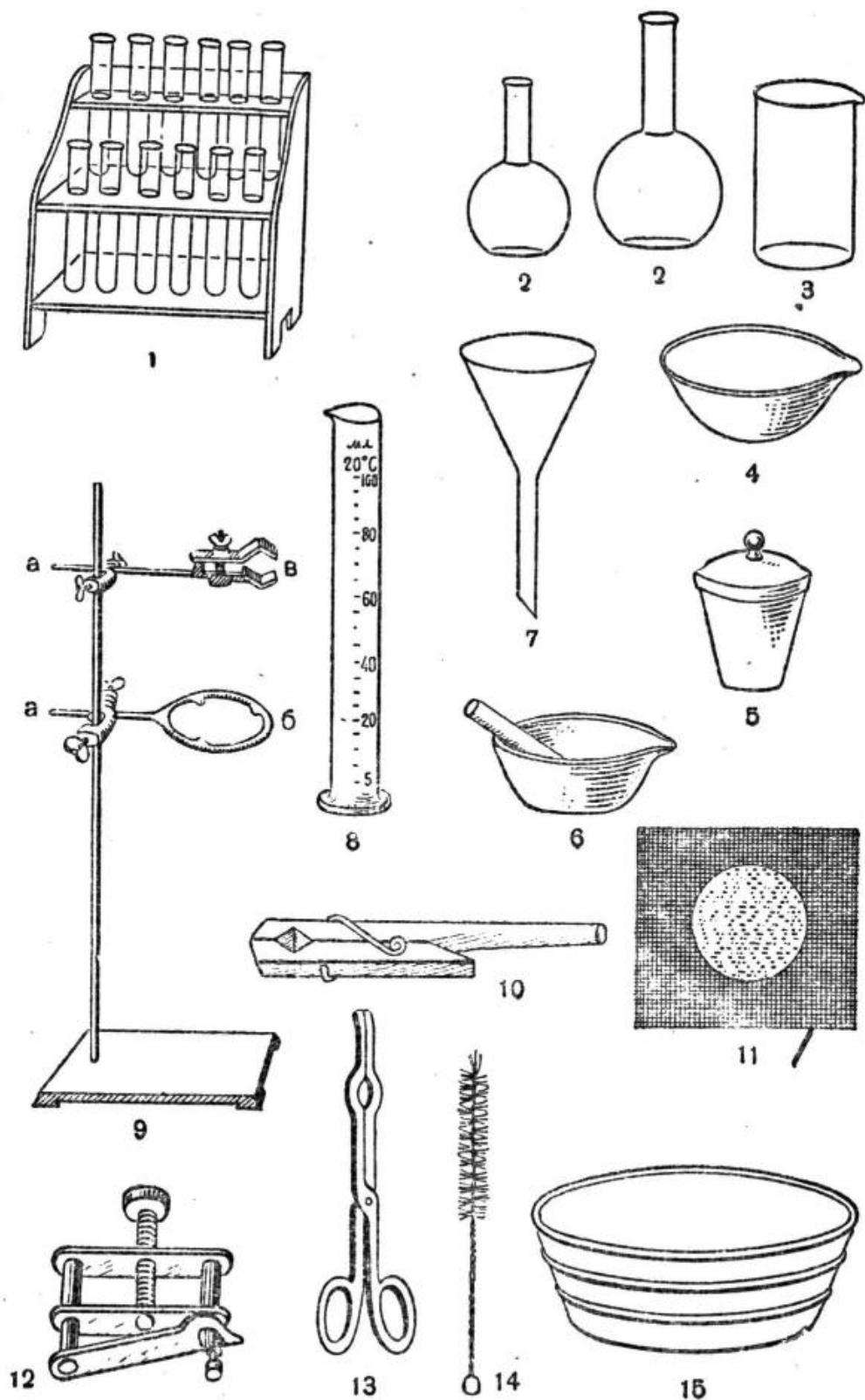


Рис. 127. Основное химическое оборудование:

1 — штатив с пробирками, 2 — колбы, 3 — химический стакан, 4 — фарфоровая чашка, 5 — тигель с крышкой, 6 — фарфоровая ступка с пестиком, 7 — стеклянная воронка, 8 — измерительный цилиндр, 9 — металлический штатив с муфтами *a*, кольцом *б* и держателем *в*, 10 — деревянная держалка для пробирок, 11 — асбестированная сетка, 12 — зажим, 13 — тигельные щипцы, 14 — ерш (щетка для мытья посуды), 15 — простоквашница (кристаллизатор),

Приводим пример письменного отчета.

### Работа № 8. Получение и свойства кислорода.

1. Нагревали марганцовокислый калий. Слышался треск. Кристаллы разрушались. Получалось более темное вещество. Выделялся кислород.
2. Собрали кислород над водой в пробирки.
3. В одну пробирку с кислородом опустили тлеющую лучинку. Лучинка вспыхнула и горела ярким пламенем.
4. В другую пробирку с кислородом опустили тлеющий уголек.
5. Попытались собрать кислород вытеснением воздуха. Опыт удался; значит, кислород тяжелее воздуха.

**В ы в о д:** Кислород получается при разложении (нагреванием) марганцовокислого калия. Кислород — газ без цвета и запаха, плохо растворяется в воде, тяжелее воздуха. Горение веществ (лучинки и угля) он усиливает: вещества в нем сгорают гораздо энергичнее, чем на воздухе.

### § 3. Знакомство с основным химическим оборудованием (рис. 127)

При выполнении практических работ чаще всего бывают нужны: пробирки в деревянной стойке 1, колбы 2, стаканы 3, фарфоровая выпаривательная чашка 4, фарфоровый тигель 5, фарфоровая ступка с пестиком 6, стеклянная воронка 7, цилиндр 8, стеклянная палочка, штатив металлический 9 с держателем *a* и кольцом *b*, держалка деревянная 10, железная асбестированная сетка 11, зажим 12, щипцы 13, ерш для мытья посуды 14, простоквашница, или так называемый кристаллизатор, 15.

Ознакомьтесь с этим основным химическим оборудованием и запомните его.

Для практических работ обязательно еще нужна спиртовая лампочка (спиртовка), а при наличии газа — газовая горелка.

### § 4. Знакомство со спиртовкой и горелкой

Зажгите спиртовку (рис. 128) и рассмотрите ее пламя; обратите внимание на то, что это пламя имеет три части: внутреннюю (*б*) — темную; среднюю (*а*) (светящуюся в форме язычка) и верхнюю — менее яркую.

Ознакомьтесь с температурой отдельных частей пламени — сделайте следующее:

а) быстро внесите головку незажженной спички внутрь пламени и поддержите ее некоторое время над самым фитилем; спичка загорается не сразу;

б) головкой другой спички коснитесь верхней части пламени, спичка сразу же вспыхивает;

в) небольшую тонкую лучинку быстро внесите в пламя спиртовки, как бы проткнув ею пламя по линии *б—б*; не ожидайте, пока лучинка вспыхнет, быстро выньте ее из пламени и рассмотрите, обратите внимание на то, что обуглилась лишь та часть лучинки, которая находилась во внешней части пламени.

Следовательно, внешняя часть пламени имеет более высокую температуру, чем внутренняя.

Потушите спиртовку, закрыв ее колпачком.

При обращении со спиртовой лампочкой обязательно соблюдайте следующие правила:

1. Нагревайте только верхней, наиболее жаркой частью пламени (рис. 129).

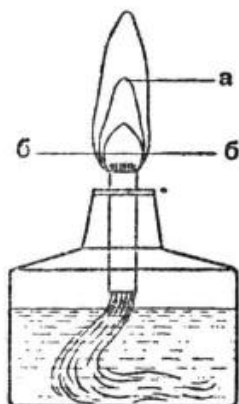


Рис. 128. Спиртовка.

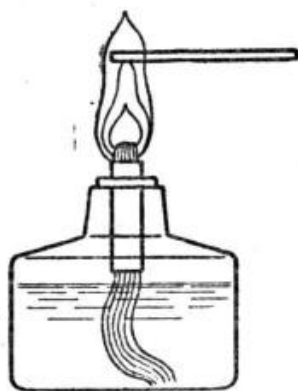


Рис. 129. Нагревание на спиртовке.

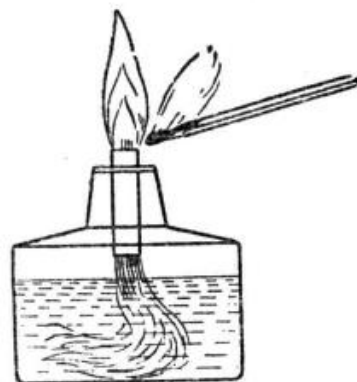


Рис. 130. Зажигание спиртовки.

2. Спиртовку не задувайте, а закрывайте колпачком.

3. Не держите спиртовку открытой — спирт испаряется, а на фитиле остается содержащаяся в спирте вода, поэтому спиртовка потом будет плохо гореть.

4. Ни в коем случае не доливайте спирта в горящую спиртовку; от этого может произойти пожар.

5. Зажигайте спиртовку, только спичкой или лучинкой (рис. 130).

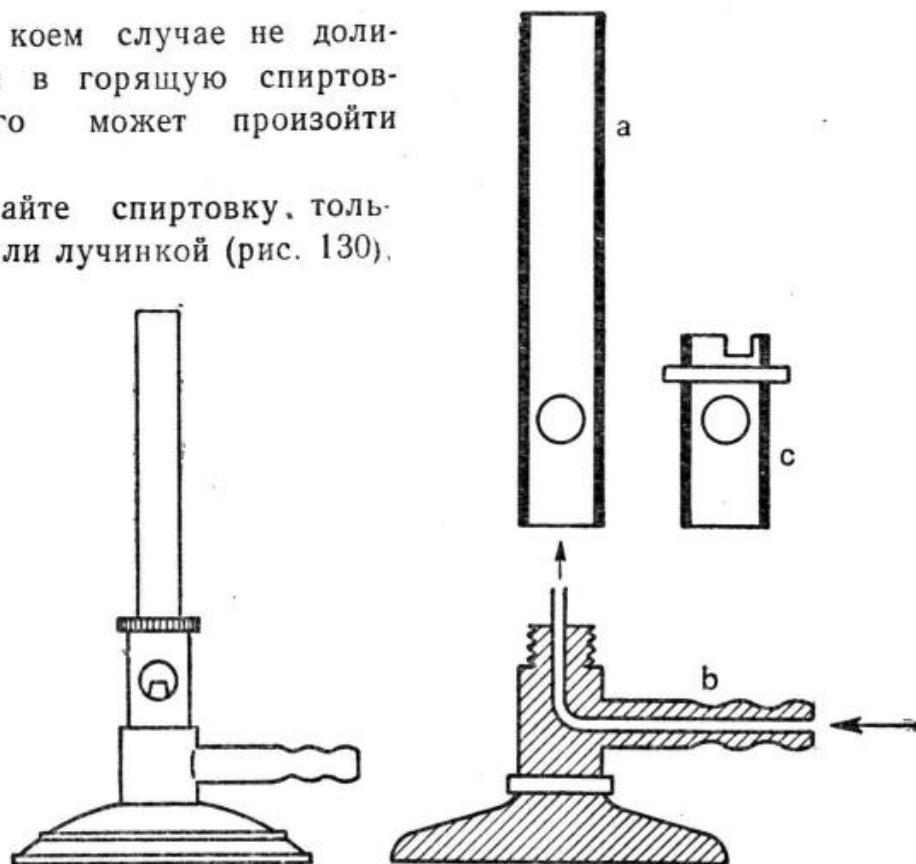


Рис. 131. Газовая горелка с обоймой: общий вид и схематический разрез.

а не наклоняя спиртовку к другой горячей спиртовке, — это также может вызвать пожар.

Самые употребительные горелки: с обоймой (рис. 131) и с диском (рис. 132).

Горелка с обоймой состоит из металлической трубки с двумя круглыми отверстиями внизу; эти отверстия расположены одно против другого. Трубка навинчивается на подставку с боковой трубкой, которая при помощи каучуковой трубки соединяется с газовым краном. Поступающий в горелку газ смешивается в трубке с воздухом, входящим через боковые отверстия, и зажигается у верхнего конца горелки. Приток воздуха в горелку можно регулировать с помощью вращающейся муфты, надетой на трубку и имеющей два таких же отверстия.

Горелка с диском отличается от горелки с обоймой тем, что в нее воздух поступает через узкую круглую щель между расширенным основанием трубки и вращающимся диском.

Приток воздуха в горелку регулируется вращением диска, а приток газа — вращением винта (рис. 132, Б).

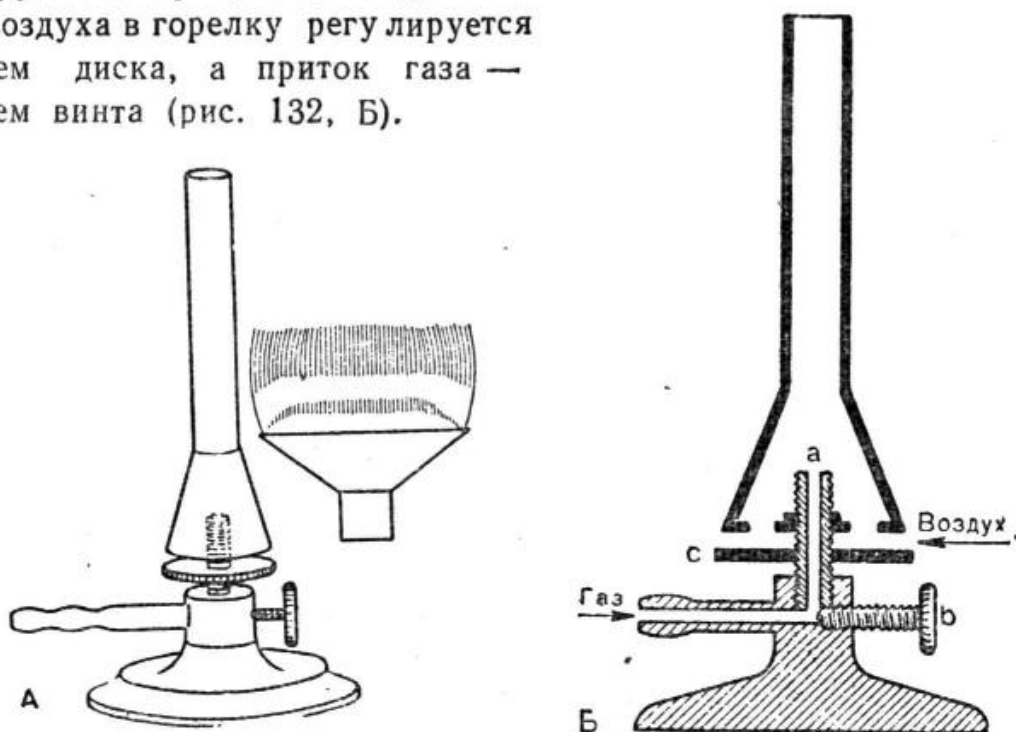


Рис. 132. Газовая горелка с диском:  
А — общий вид, Б — схематический разрез.

Внимательно осмотрите горелку; научитесь ее зажигать и тушить.

При работе с газовой горелкой обязательно соблюдайте следующие правила:

1. Прежде чем зажечь горелку, сначала откройте газовый кран и подождите несколько секунд; только после этого поднесите к отверстию горелки горящую спичку.

2. Если доступ воздуха в горелку не отрегулирован, то перед зажиганием горелки сначала совсем прекратите доступ воздуха, а затем, когда уже горелку зажжете, постепенно увеличивайте его до тех пор, пока не получится несветящееся пламя.

3. При слишком сильном притоке воздуха пламя может проскочить внутрь горелки. В этом случае сразу же погасите горелку и зажигайте ее снова только после того, как она совсем остынет, предварительно несколько уменьшив приток воздуха.

4. Тушите горелку не задуванием, а обратным поворачиванием газо-

вого крана до отказа. Тщательно следите, чтобы кран был закрыт, когда горелка не горит.

5. Если в помещении чувствуется запах газа, проверьте все газовые краны и тщательно закройте их:

### § 5. Правила нагревания

При нагревании веществ выполняйте следующие правила:

1. Жидкости нагревайте в химической посуде: в пробирках, колбах и химических стаканах; в посуде из простого стекла нагревать нельзя — лопнет; в пробирках и колбах (только совершенно сухих) можно нагревать и твердые вещества.



Рис. 133. Нагревание жидкости в пробирке.

2. Нагревание пробирки начинайте с обогревания: пробирку держите наклонно и мед-

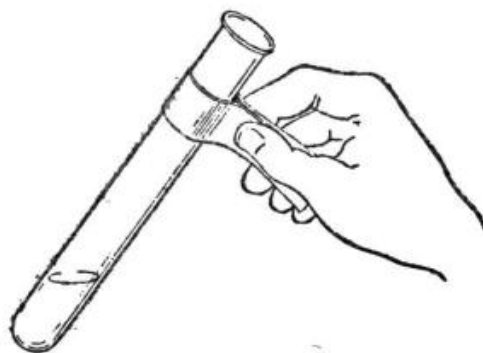


Рис. 134. Простейшая держалка для пробирки.

ленно вращайте или слегка встряхивайте. Затем нагревание сосредоточивайте около дна и пробирку при этом держите по-прежнему в наклонном положении (рис. 133) — отверстием в сторону от себя и от работающих товарищей, так как горячую жидкость может выбросить из пробирки.

3. При длительном нагревании пробирку держите не пальцами, а деревянной держалкой или в крайнем случае полоской бумаги (рис. 134).

4. Не прикасайтесь дном пробирки к фитилю: при соприкосновении горячей пробирки с относительно холодным фитилем она может лопнуть.

5. Колбы (плоскодонные) и стаканы нагревайте только на асбестированной сетке.

6. Выпаривание жидкости можно производить на стеклянных или жестяных пластинках, а также в фарфоровых чашках (рис. 135).

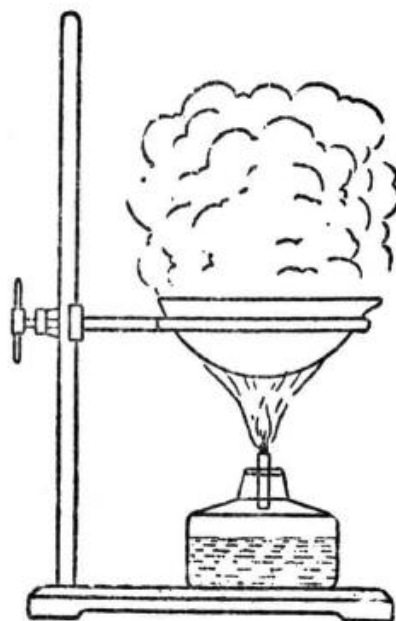


Рис. 135. Выпаривание в фарфоровой чашке.

## § 6. Изготовление простейшего прибора

Чтобы самостоятельно собрать простейший прибор для работы с газами (рис. 136), нужно уметь: 1) отрезать стеклянную трубку, 2) оплавить концы трубки, 3) согнуть трубку, 4) просверлить пробку.

1. Отрезать стеклянную трубку можно так. Трубку небольшого диаметра положите на гладкую поверхность стола и слегка надрежьте напильником. После этого разломите трубку так, как показано на рисунке 137.

2. Для оплавливания конца обрезанной трубки введите его в самую горячую часть пламени и держите до тех пор, пока он раскалится; затем сразу же выньте.

3. Согнуть трубку, особенно в первый раз, довольно трудно. Попросите преподавателя показать вам, как это нужно делать. Имейте в виду, что

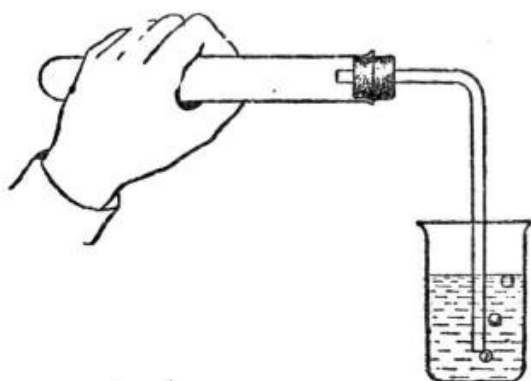


Рис. 136. Прибор для работы с газами и его испытание.

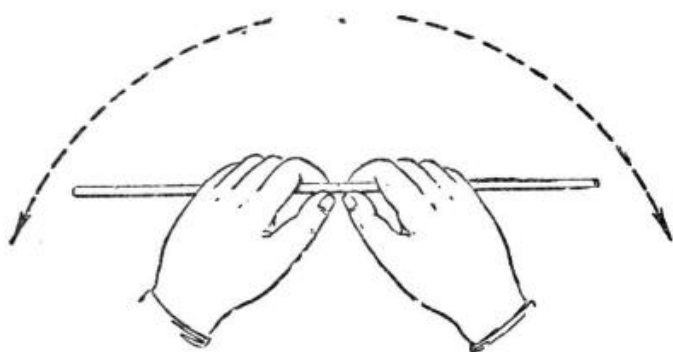


Рис. 137. Разламывание стеклянной трубки.

здесь важно соблюсти следующие условия: а) нагревать трубку на значительном участке (3—4 см) и равномерно; б) придавать трубке определенную форму лишь тогда, когда она достаточно размягчится; в) сгибать трубку следует очень осторожно, не вынимая ее из пламени.

4. Отверстие для трубки в пробке сделайте специальным сверлом. Сверло подберите с таким расчетом, чтобы трубка в отверстии пробки хорошо, плотно держалась.

5. Соберите прибор по рисунку 136 и проверьте, «держит» ли он. Для этого конец газоотводной трубки опустите в чашку с водой, а пробирку нагрейте слабым пламенем или просто руками. Если при этом из трубки выделяются пузырьки расширяющегося от нагревания воздуха, значит прибор «держит».

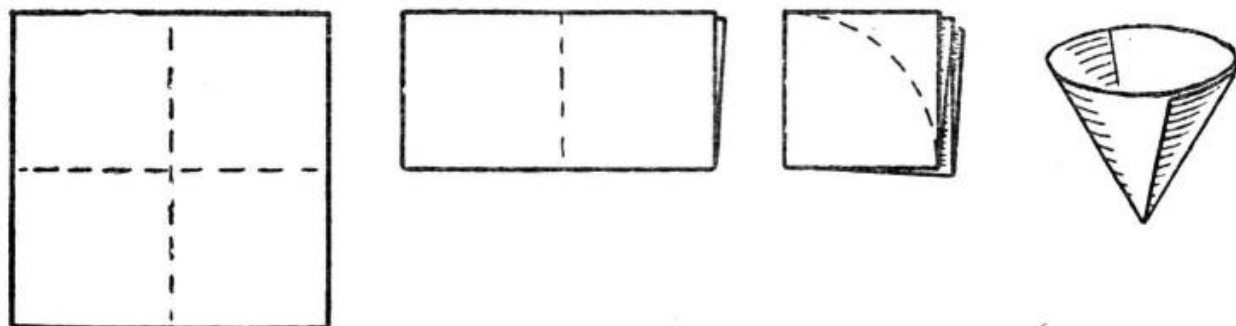


Рис. 138. Приготовление фильтра.

## § 7. Очистка загрязненной поваренной соли

Для работы нужны: спиртовка, стаканы (два), загрязненная поваренная соль, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, ножницы, воронка, железный штатив с кольцом, фарфоровая чашка.

1. В стакан налейте (примерно  $\frac{1}{4}$ ) воды и растворите в ней загрязненную поваренную соль; чтобы ускорить растворение, жидкость осторожно помешивайте стеклянной палочкой.

2. Получившуюся мутную жидкость профильтруйте. Для этого приготовьте фильтр так, как указано на рисунке 138, вложите фильтр в воронку, укрепите воронку в кольце штатива над чистым стаканом и осторожно по стеклянной палочке (рис. 139) сливайте раствор на фильтр. Обратите внимание на то, что осталось на фильтре.

3. Профильтрованный раствор, так называемый фильтрат, вылейте в фарфоровую чашку и нагреванием на спиртовке выпарьте.

4. Сравните внешний вид соли, первоначально взятой и полученной.

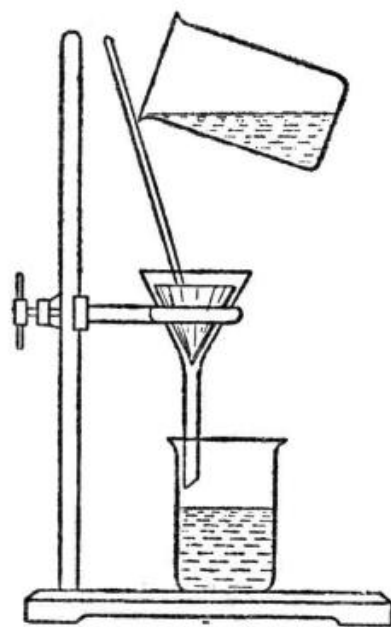


Рис. 139. Фильтрация.

## § 8. Получение дистиллированной воды

Для работы нужны: укрепленный в штативе прибор по рисунку 140, природная вода, поваренная соль, марганцовокислый калий (несколько кристалликов), спиртовка, стеклянная пластинка, щипцы.

1. Соберите прибор, как указано на рисунке 140. Испытайте, «держит» ли он.

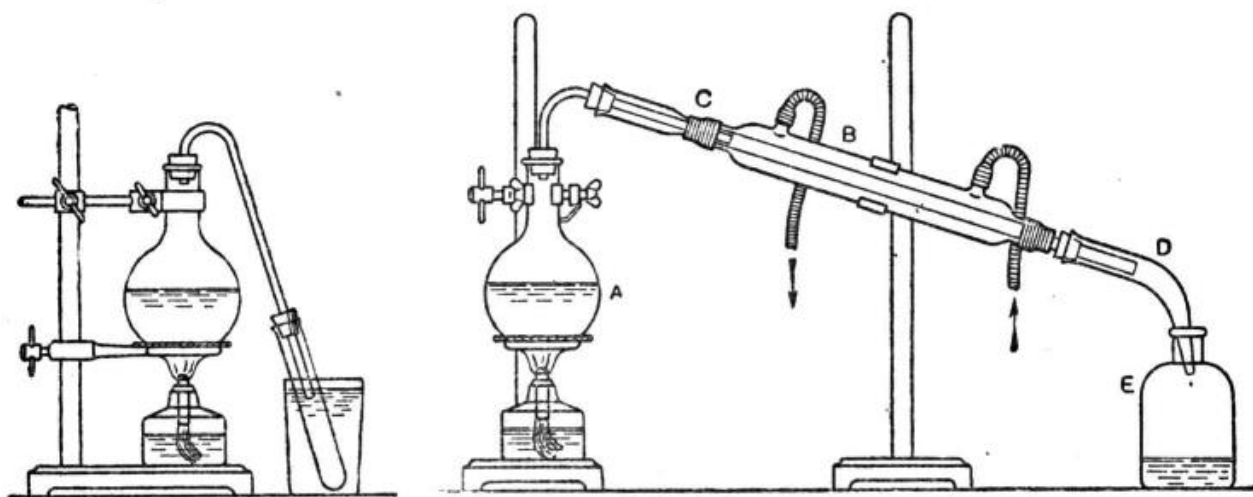


Рис. 140. Получение дистиллированной воды:

*слева* — в простейшем приборе; *справа* — в приборе со специальным холодильником.

2. В колбу налейте (по рисунку) водопроводной или колодезной воды. Сделайте воду соленой и окрашенной: прибавьте к ней (2—3 г) поваренной соли и несколько кристалликов марганцовокислого калия (или какой-либо краски).

3. Колбу укрепите в штативе. Конец газоотводной трубки опустите в чистую пробирку, помещенную в стакан с холодной водой. Этот стакан будет служить вам холодильником для охлаждения водяных паров, а пробирка — приемником для полученной перегнанной, или д и с т и л л и р о в а н н о й, воды.

4. Нагревайте воду в колбе, соблюдая правила нагревания (§ 5), на асбестированной сетке. Когда вода закипит, пары ее по газоотводной трубке будут переходить в пробирку. Здесь будет собираться дистиллированная вода.

5. Когда в пробирке соберется некоторое количество (2—3 мл) дистиллированной воды, перегонку прекратите. Сначала выньте из пробирки конец газоотводной трубки (иначе при охлаждении воду из прибора может «засосать» обратно в колбу) и только уже после этого уберите спиртовку и потушите ее.

6. Дистиллированную воду попробуйте на вкус.

7. На чистую стеклянную пластинку стеклянной палочкой перенесите несколько капель полученной воды. Держа пластинку щипцами на расстоянии примерно 6—8 см над пламенем спиртовки, воду выпарьте.

Вы увидите, что после удаления дистиллированной воды на пластинке никаких следов не остается. Дистиллированная вода совершенно чистая.

8. Для сравнения возьмите на стеклянную пластинку несколько капель колодезной воды и также выпарьте. На пластинке останется пятно. Это остались твердые вещества, которые были растворены в колодезной воде. Дистиллированная же вода никаких растворенных веществ не содержит.

### § 9. Разделение азота и кислорода воздуха

При отсутствии необходимого оборудования этот опыт может быть только показан учителем.

Для работы нужны: стеклянный колокол с делениями и чашка с водой (рис. 141), красный фосфор, железная крышка из-под гуталиновой коробки, большая пробка, спиртовка, длинная стеклянная палочка, лучинка.

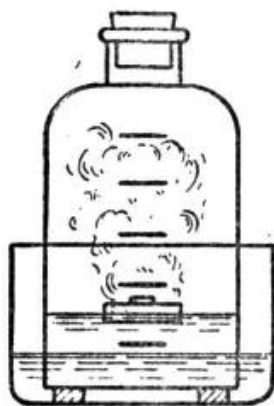


Рис. 141. Разделение азота и кислорода воздуха.

1. На крышку от коробки из-под гуталина насыпьте примерно  $\frac{1}{3}$  чайной ложки красного фосфора. Крышку с фосфором положите на большую пробку и вместе с последней поместите в чашку с водой.

2. Покройте фосфор открытым стеклянным колоколом.

3. Накалите в пламени спиртовки конец достаточно длинной стеклянной палочки и прикоснитесь ею к фосфору. Как только фосфор загорится, палочку сразу же выньте и горло колокола плотно закройте пробкой.

4. Наблюдайте за тем, как образовавшийся при горении фосфора белый дым фосфорного ангидрида постепенно рассеивается, а вода поднимается вверх приблизительно на  $\frac{1}{5}$  объема колокола.

5. Когда поднятие воды в колоколе совсем прекратится, откройте пробку колокола и опустите в него горящую лучинку.

6. Пользуясь учебником (гл. VI, § 1), объясните наблюдаемые вами явления и сделайте общий вывод.



## § 10. Растворение веществ

Для работы нужны: пробирки, колба, спиртовка, стеклянная палочка, калийная селитра, медный купорос, поваренная соль, стекло (в порошке), раствор фенолфталеина, серная кислота (крепкая).

1. Возьмите в четыре пробирки одинаковое количество (не больше  $\frac{1}{3}$  пробирки) воды комнатной температуры.

2. В каждую пробирку опустите примерно одно и то же количество различных веществ: в первую калийной селитры, во вторую медного купороса, в третью поваренной соли и в четвертую растертого в порошок стекла. Хорошенько взболтайте. Обратите внимание на то, что эти вещества растворяются неодинаково: лучше всего растворяется селитра, потом медный купорос, затем поваренная соль, наконец, стекло.

3. В первые три пробирки прибавьте еще примерно одинаковое количество всех веществ. Жидкость опять взболтайте. Заметьте, какое вещество растворяется хуже всего.

4. Постепенно, встряхивая пробирку, прибавляйте понемногу всех веществ до тех пор, пока даже при самом энергичном встряхивании жидкости часть вещества все-таки останется нерастворенной, пока во всех пробирках не получится насыщенный раствор.

5. Жидкость из пробирки с порошкообразным стеклом слейте и на влажное, оставшееся в пробирке стекло капните бесцветным раствором фенолфталеина. Обратите внимание на появление окраски. Пользуясь учебником (гл. III, § 5), объясните это явление.

6. Насыщенные растворы в первых трех пробирках нагрейте. Обратите внимание на то, что нерастворимого осадка во всех пробирках стало значительно меньше, а в первой осадок совсем исчез. Значит, растворимость твердых веществ при повышении температуры увеличивается.

7. Чтобы наблюдать зависимость растворимости газов от температуры, налейте в колбу холодной воды. Нагревайте колбу на спиртовке.

По мере нагревания из воды будут все больше и больше выделяться пузырьки газа. Пользуясь учебником (гл. III, § 4), объясните это явление.

8. В две пробирки возьмите понемногу (не больше  $\frac{1}{3}$ ) воды. В первую пробирку опустите небольшое количество селитры, а во вторую прилейте немного крепкой серной кислоты. Жидкость в обеих пробирках осторожно помешивайте стеклянной палочкой. Приложите руку ко дну сначала первой, а потом второй пробирки. Заметьте, что жидкость в первой пробирке стала холоднее, а во второй теплее. Объясните эти явления (учебник, гл. III, § 8).

## § 11. Получение и свойства углекислого газа

Для работы нужны: прибор (рис. 142), кусочки мела или мрамора, соляная кислота, стаканы (три), лучинка, известковая вода.

1. Соберите прибор по рисунку 142.

2. В пробирку осторожно положите несколько кусочков (только не очень мелких) мела или лучше мрамора. В эту же пробирку прилейте немного, как показано на рисунке 142, разбавленной соляной кислоты. Пробирку быстро закройте пробкой. Конец газоотводной трубки опустите в стакан с небольшим количеством известковой воды.

Наблюдайте за реакцией, обратите внимание на помутнение в стакане известковой воды.

Объясните это явление. Напишите уравнение реакции.

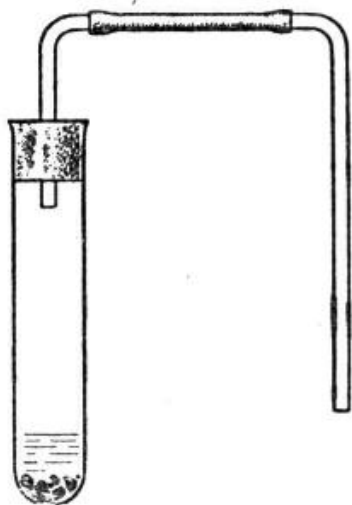


Рис. 142. Прибор для получения углекислого газа.

3. Соберите углекислый газ в другой стакан. Опустите в стакан горящую лучинку. Лучинка гаснет. Пропускайте в этот стакан еще некоторое время углекислый газ.

4. Углекислый газ из этого стакана перелейте, как переливаете воду, в другой стакан. Докажите присутствие  $\text{CO}_2$  в этом стакане. Тяжелее или легче воздуха углекислый газ?

## § 12. Получение и свойства водорода

Для работы нужны: прибор (рис. 143), цинк, разбавленная серная кислота, спиртовка, лучинка, стакан (сухой).

1. В банку осторожно (в наклонном положении) опустите несколько кусочков цинка и прилейте (не больше  $\frac{1}{4}$  ее) разведенной серной кислоты.

2. В банку вставьте пробку с оттянутой газоотводной трубкой и воронкой (рис. 143).

3. Выделяющийся водород соберите в перевернутую пробирку, как показано на рисунке 143. Через некоторое время снимите пробирку с водородом, закройте ее пальцем и в таком перевернутом состоянии поднесите к пламени горелки (рис. 144).

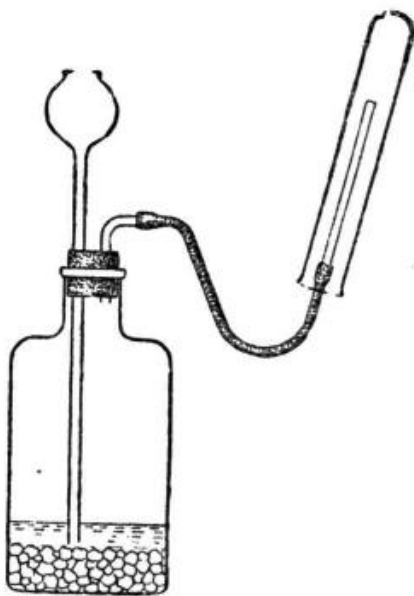


Рис. 143. Получение и соби-  
рание водорода.

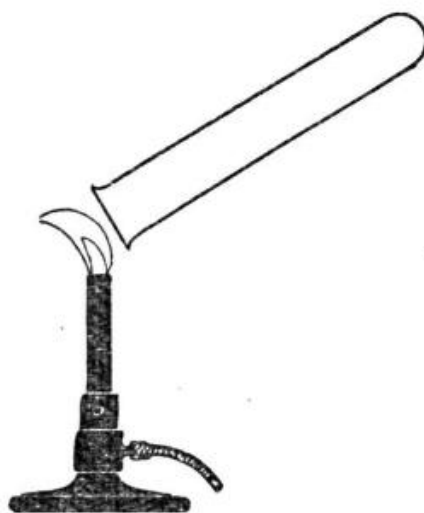


Рис. 144. Испытание чистоты  
водорода.

Чистый водород горит спокойно, а в смеси с воздухом — с легким взрывом или с резким свистом. Если водород вспыхнет со взрывом или со свистом, то повторяйте опыт до тех пор, пока водород не будет гореть спокойно.

**Предупреждение.** Смесь водорода с кислородом или с воздухом при поджигании сильно взрывается. Будьте очень осторожны!

4. Соберите водород в пробирку, переверните ее отверстием вверх и подержите некоторое время в таком положении. Затем поднесите к отверстию этой пробирки горящую лучинку: убедитесь в том, что водорода в пробирке уже не осталось — он легче воздуха.

5. Зажгите водород у конца газоотводной трубки. Подержите над пламенем перевернутый сухой стакан. Обратите внимание на образование капелек воды.

Объясните это явление. Напишите уравнение реакции.

### § 13. Получение и свойства кислорода

Для работы нужны: прибор (рис. 145), марганцовокислый калий или бертолетова соль), спиртовка, тазик или кристаллизатор с водой, стеклянные банки (три), лучинка, древесный уголь, кусочек серы.

1. Соберите прибор по рисунку 145. Проверьте, хорошо ли он «держит».

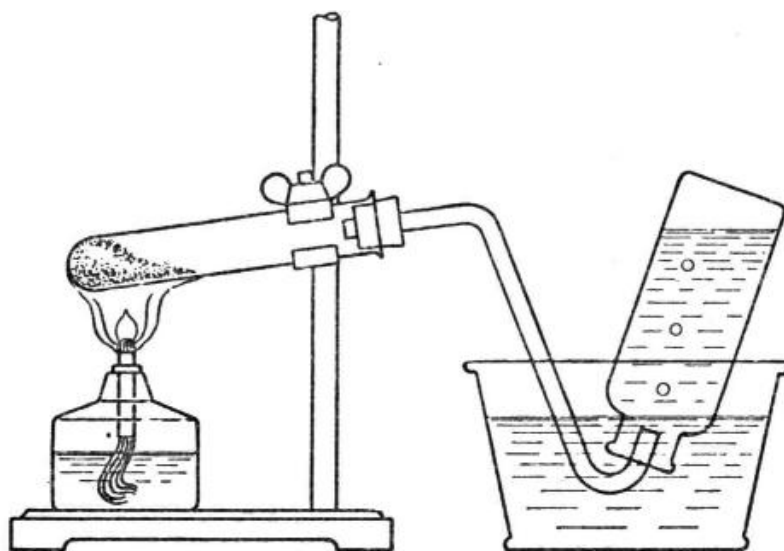


Рис. 145. Получение кислорода.

2. Насыпьте в пробирку марганцовокислого калия или бертолетовой соли (около  $\frac{1}{8}$  пробирки). Конец газоотводной трубки опустите в чашку с водой.

3. Нагревайте пробирку: сначала очень осторожно прогрейте всю пробирку, а потом нагрейте только то место, где находится соль.

4. Когда начнется быстрое выделение пузырьков газа, подведите конец газоотводной трубки под банки, наполненные водой. Соберите кислород в три банки.

Затем выньте из воды конец газоотводной трубки и только после этого уберите спиртовку.

5. Расщепите кончик лучинки и вложите туда кусочек древесного угля. Уголь сначала раскалите, а потом вместе с лучинкой опустите в банку с кислородом.

Наблюдайте горение угля в кислороде.

6. Из тонкой железной проволоки (можно из балалаечной струны) сделайте спираль. В конце укрепите кусочек спички. Другой конец спирали укрепите к лучинке. Кусочек спички подожгите и вместе со спиралью опустите в банку с кислородом. Наблюдайте горение железа в кислороде.

7. На маленькой железной ложечке зажгите серу и опустите ее в банку с кислородом.

Наблюдайте горение серы и обнаружьте (осторожно) запах получившегося сернистого газа.

#### § 14. Свойства окислов

Для работы нужны: окислы ( $P_2O_5$ ,  $CaO$ ,  $MgO$  и  $CuO$ ), пробирки, раствор лакмуса, раствор фенолфталеина, стеклянная палочка.

1. Перед вами на столах находятся окислы:  $P_2O_5$ ,  $CaO$ ,  $MgO$  и  $CuO$ . Со всеми этими окислами вы уже встречались. Посмотрите на них внимательно и укажите их наиболее характерные свойства.

2. Выясните, растворяются ли эти окислы в воде:

а) Возьмите очень немного белого порошка  $P_2O_5$  и осторожно опустите его в пробирку. Прилейте примерно 1—2 мл воды. Хорошенько встряхните содержимое пробирки. Что можно сказать о растворимости  $P_2O_5$ ?

б) Подобным же образом испытайте растворимость и остальных окислов.

Обратите внимание на то, что  $P_2O_5$  растворяется хорошо,  $CaO$  и  $MgO$  хуже, а растворимость  $CuO$  совсем незаметна.

3. Ознакомьтесь с полученными растворами окислов:

а) из каждой пробирки с растворами окислов отлейте в другие чистые пробирки отстоявшейся, прозрачной жидкости и подействуйте на них несколькими каплями фиолетового раствора лакмуса; обратите внимание на изменение цвета лакмуса; объясните это явление;

б) из каждой пробирки с растворами окислов еще отлейте в другие чистые пробирки отстоявшейся, прозрачной жидкости и подействуйте на них несколькими каплями бесцветного раствора фенолфталеина; обратите внимание на изменение цвета фенолфталеина; объясните это явление.

4. Сделайте общий вывод об отношении окислов к воде. Укажите, гидраты каких окислов являются щелочами и каких — кислотами.

Запишите уравнения реакций получения фосфорной кислоты, гидрата окиси кальция и гидрата окиси магния.

#### § 15. Щелочи и кислоты

Для работы нужны: разбавленные кислоты (серная, соляная и уксусная), пробирки, кусочки цинка, стеклянная палочка, стакан с водой, едкий натр и едкая известь (в твердом виде в пробирках), раствор лакмуса, раствор фенолфталеина.

Ознакомьтесь сначала со щелочами.

1. Прилейте в пробирку с едким натром немного (около  $1/4$  пробирки) воды. Осторожно встряхните пробирку. Обратите внимание на довольно хорошую растворимость едкого натра.

2. Возьмите лучинкой каплю полученного раствора, разотрите между пальцами и сразу же хорошо вымойте пальцы. Обратите внимание на мылкость этого раствора.

3. Прилейте к этому раствору лакмуса или фенолфталеина. Обратите внимание на изменение цвета лакмуса.

4. В пробирку с едкой известью прилейте немного воды. Взболтайте. Заметьте, что известь мало растворима в воде.

5. Профильтруйте немного раствора. Профильтрованный раствор испытайте лакмусом.

Теперь ознакомьтесь с кислотами. У вас в пробирках находятся кислоты: серная, соляная и уксусная.

1. Отлейте в чистые пробирки по 2—3 капли каждой кислоты; в каждую из этих пробирок прилейте (до  $\frac{1}{4}$  пробирки) воды.

2. Во все пробирки прилейте раствора лакмуса. Обратите внимание на цвет раствора.

3. В пробирку, откуда вы отливали немного кислоты, осторожно (не пробейте дно) опустите по кусочку цинка.

Обратите внимание на выделение пузырьков газа — водорода. Заметьте, что меньше всего пузырьков в уксусной кислоте; это кислота слабая.

4. Докажите, что при этом выделяется водород.

5. Когда выделение водорода при взаимодействии серной кислоты с цинком закончится, возьмите каплю получившегося раствора на кусочек стекла или жести и выпарьте. Полученную соль рассмотрите. Уравнение этой реакции запишите.

# ОГЛАВЛЕНИЕ

## Глава I. Основные понятия и законы химии

§ 1.	Химия и ее значение . . . . .	3
§ 2.	Атомно-молекулярное учение . . . . .	5
§ 3.	Молекулы . . . . .	7
§ 4.	Атомы и химические элементы . . . . .	9
§ 5.	Атомный вес и молекулярный вес . . . . .	11
§ 6.	Смеси и чистые вещества . . . . .	13
§ 7.	Смеси и соединения . . . . .	15
§ 8.	Химические реакции . . . . .	17
§ 9.	Вещества простые и сложные . . . . .	18
§ 10.	Закон постоянства состава . . . . .	20
§ 11.	Химические формулы . . . . .	22
§ 12.	Валентность. Составление формул . . . . .	23
§ 13.	Закон сохранения веса веществ . . . . .	25
§ 14.	Уравнения химических реакций . . . . .	27
§ 15.	Расчеты по формулам и уравнениям . . . . .	29
§ 16.	Основоположник химии М. В. Ломоносов . . . . .	31

## Глава II. Классификация веществ

§ 1.	Металлы и металлоиды . . . . .	34
§ 2.	Окисление . . . . .	—
§ 3.	Оксиды . . . . .	36
§ 4.	Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	37
§ 5.	Химические свойства окислов . . . . .	38
§ 6.	Основания . . . . .	39
§ 7.	Кислоты . . . . .	40
§ 8.	Свойства кислот . . . . .	41
§ 9.	Соли . . . . .	43

## Глава III. Вода и растворы

§ 1.	Природная вода . . . . .	47
§ 2.	Взвеси и растворы . . . . .	—
§ 3.	Растворы истинные и коллоидные . . . . .	49
§ 4.	Растворители . . . . .	51
§ 5.	Растворимость веществ . . . . .	53
§ 6.	Зависимость растворимости от температуры . . . . .	55
§ 7.	Кристаллизация . . . . .	56
§ 8.	Процесс растворения . . . . .	57
§ 9.	Тепловые явления при растворении . . . . .	58
§ 10.	Образование гидратов . . . . .	59
§ 11.	Природа раствора . . . . .	60
§ 12.	Концентрация раствора . . . . .	61

## Глава IV. Хлор, бром и йод

§ 1.	Хлор . . . . .	63
§ 2.	Отношение хлора к металлам . . . . .	65
§ 3.	Отношение хлора к металлоидам . . . . .	66
§ 4.	Отношение хлора к водородсодержащим сложным веществам . . . . .	67
§ 5.	Хлористый водород . . . . .	68
§ 6.	Соляная кислота . . . . .	69
§ 7.	Получение соляной кислоты в промышленности . . . . .	71
§ 8.	Соли соляной кислоты . . . . .	73
§ 9.	Получение хлора . . . . .	76
§ 10.	Применение хлора . . . . .	78
§ 11.	Бром и йод . . . . .	79
§ 12.	Группа галогенов . . . . .	81

## Глава V. Кислород и сера

§ 1.	Кислород и озон . . . . .	82
§ 2.	Сера . . . . .	85
§ 3.	Сера в природе и ее использование . . . . .	86
§ 4.	Химические свойства серы . . . . .	88
§ 5.	Сероводород . . . . .	89
§ 6.	Сернистый ангидрид и сернистая кислота . . . . .	—
§ 7.	Серный ангидрид и серная кислота . . . . .	90
§ 8.	Применение серной кислоты . . . . .	92
§ 9.	Производство серной кислоты . . . . .	93
§ 10.	Соли серной кислоты . . . . .	96
§ 11.	Сходство серы с кислородом . . . . .	97

## Глава VI. Азот и фосфор

§ 1.	Азот . . . . .	99
§ 2.	Аммиак . . . . .	100
§ 3.	Соли аммония . . . . .	103
§ 4.	Окислы азота . . . . .	105
§ 5.	Азотная кислота . . . . .	106
§ 6.	Соли азотной кислоты . . . . .	108
§ 7.	Значение азота в жизни природы . . . . .	109
§ 8.	Фосфор . . . . .	112
§ 9.	Соединения фосфора . . . . .	114
§ 10.	Фосфор в сельском хозяйстве . . . . .	115
§ 11.	Сходство фосфора с азотом . . . . .	116

## Глава VII. Периодическая система элементов

§ 1.	Первоначальная классификация элементов . . . . .	118
§ 2.	Группы сходных элементов . . . . .	119
§ 3.	Периодический закон Д. И. Менделеева . . . . .	120
§ 4.	Периодическая система Д. И. Менделеева . . . . .	123
§ 5.	Значение периодической системы . . . . .	125
§ 6.	Д. И. Менделеев . . . . .	127

## Глава VIII. Строение атома

§ 1.	Радиоактивность . . . . .	130
§ 2.	Радий . . . . .	132
§ 3.	Лучи радиоактивных веществ . . . . .	133
§ 4.	Радиоактивный распад . . . . .	134
§ 5.	Состав атома . . . . .	136
§ 6.	Образование молекул . . . . .	138
§ 7.	Основы современной химии . . . . .	142
§ 8.	Искусственное превращение элементов . . . . .	145

## Глава IX. Углерод и кремний

§ 1.	Углерод и кремний в периодической системе . . . . .	147
§ 2.	Углерод . . . . .	149
§ 3.	Окись углерода . . . . .	151
§ 4.	Углекислый газ . . . . .	152
§ 5.	Угольная кислота и ее соли . . . . .	155
§ 6.	Круговорот углерода в природе . . . . .	157
§ 7.	Кремний и его соединения . . . . .	159
§ 8.	Силикатная промышленность . . . . .	160
§ 9.	Группа углерода . . . . .	161

## Глава X. Металлы

§ 1.	Значение металлов . . . . .	163
§ 2.	Физические свойства металлов . . . . .	164
§ 3.	Сплавы . . . . .	165

§ 4.	Химические свойства металлов . . . . .	167
§ 5.	Коррозия металлов . . . . .	169
§ 6.	Общие способы получения металлов . . . . .	170
§ 7.	Медь, серебро и золото . . . . .	172
§ 8.	Олово и свинец . . . . .	173
§ 9.	Натрий и калий . . . . .	174
§ 10.	Кальций и магний . . . . .	176
§ 11.	Алюминий . . . . .	178
§ 12.	Железо . . . . .	181
§ 13.	Металлургия СССР . . . . .	186

### Глава XI. Органические вещества

§ 1.	Вещества неорганические и органические . . . . .	188
§ 2.	Теория строения А. М. Бутлерова . . . . .	189
§ 3.	Углеводороды . . . . .	191
§ 4.	Спирты . . . . .	194
§ 5.	Органические кислоты . . . . .	196
§ 6.	Жиры . . . . .	199
§ 7.	Углеводы . . . . .	200
§ 8.	Белковые вещества . . . . .	201
§ 9.	Взаимная связь между основными классами органических веществ . . . . .	202
§ 10.	А. М. Бутлеров . . . . .	203
§	Заключение. Успехи советской химии . . . . .	204

### Практические работы

§ 1.	Общие правила . . . . .	208
§ 2.	Составление письменного отчета о работе . . . . .	—
§ 3.	Знакомство с основным химическим оборудованием . . . . .	210
§ 4.	Знакомство со спиртовкой и горелкой . . . . .	—
§ 5.	Правила нагревания . . . . .	213
§ 6.	Изготовление простейшего прибора . . . . .	214
§ 7.	Очистка загрязненной поваренной соли . . . . .	215
§ 8.	Получение дистиллированной воды . . . . .	—
§ 9.	Разделение азота и кислорода воздуха . . . . .	216
§ 10.	Растворение веществ . . . . .	217
§ 11.	Получение и свойства углекислого газа . . . . .	—
§ 12.	Получение и свойства водорода . . . . .	218
§ 13.	Получение и свойства кислорода . . . . .	219
§ 14.	Свойства окислов . . . . .	220
§ 15.	Щелочи и кислоты . . . . .	—
§	Периодическая таблица Д. И. Менделеева — вклейка . . . . .	—

*Иван Николаевич Борисов*

ХИМИЯ

Учебник для педагогических училищ

Редактор *В. В. Баулина*

Художественный редактор *А. В. Максеев*.

Технический редактор *Т. В. Карпова*

Корректоры *Л. П. Михеева и Т. Н. Смирнова*

\*\*\*

Сдано в набор 20/XI 1961 г. Подписано к печати 31/III 1962 г. 60×90<sup>1/16</sup>.  
Печ. л. 14 + 0,125 вкл. Уч.-изд. л. 14,22 + 0,14 вкл Тираж 65 тыс. экз. Заказ 3181.

\*\*\*

Учпедгиз. Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

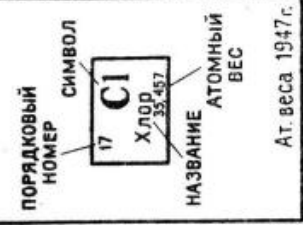
Полиграфкомбинат Саратовского совнархоза, г. Саратов, ул. Чернышевского, 59.

Цена без переплета 29 коп., переплет 8 коп.



# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Период	ГРУППЫ										ЭЛЕМЕНТОВ	РАСПОЛОЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО ОРБИТАМ В АТОМАХ ИЗЛЕВОЙ ГРУППЫ: СЛОИ ПО ПОРЯДКУ УДАЛЕНИЯ ОТ ЯДРА	
	I	II	III	IV	V	VI	VIII						0
	K	L	M	N	O	P	Q				R		
I	<b>H</b> <sup>1</sup> Водород 1,0080												<b>He</b> <sup>2</sup> Гелий 4,003
II	<b>Li</b> <sup>3</sup> Литий 6,940	<b>Be</b> <sup>4</sup> Бериллий 9,013	<b>B</b> <sup>5</sup> Бор 10,82	<b>C</b> <sup>6</sup> Углерод 12,011	<b>N</b> <sup>7</sup> Азот 14,008	<b>O</b> <sup>8</sup> Кислород 16,000							<b>Ne</b> <sup>10</sup> Неон 20,183
III	<b>Na</b> <sup>11</sup> Натрий 22,991	<b>Mg</b> <sup>12</sup> Магний 24,32	<b>Al</b> <sup>13</sup> Алюминий 26,98	<b>Si</b> <sup>14</sup> Кремний 28,09	<b>P</b> <sup>15</sup> Фосфор 30,98	<b>S</b> <sup>16</sup> Сера 32,066							<b>Ar</b> <sup>18</sup> Аргон 39,944
IV	<b>K</b> <sup>19</sup> Калий 39,10	<b>Ca</b> <sup>20</sup> Кальций 40,08	<b>Sc</b> <sup>21</sup> Скандий 44,96	<b>Ti</b> <sup>22</sup> Титан 47,90	<b>V</b> <sup>23</sup> Ванадий 50,95	<b>Cr</b> <sup>24</sup> Хром 52,01							
	<b>29 Cu</b> Медь 63,54	<b>30 Zn</b> Цинк 65,38	<b>31 Ga</b> Галлий 69,72	<b>32 Ge</b> Германий 72,60	<b>33 As</b> Мышьяк 74,91	<b>34 Se</b> Селен 78,96							
V	<b>Rb</b> <sup>37</sup> Рубидий 85,46	<b>Sr</b> <sup>38</sup> Стронций 87,63	<b>Y</b> <sup>39</sup> Иттрий 88,92	<b>Zr</b> <sup>40</sup> Цирконий 91,22	<b>Nb</b> <sup>41</sup> Нобий 92,91	<b>Mo</b> <sup>42</sup> Молибден 95,95							
	<b>47 Ag</b> Серебро 107,88	<b>48 Cd</b> Кадмий 112,41	<b>49 In</b> Индий 114,82	<b>50 Sn</b> Олово 118,70	<b>51 Sb</b> Сурьма 121,76	<b>52 Te</b> Теллур 127,61							
VI	<b>Cs</b> <sup>55</sup> Цезий 132,91	<b>Ba</b> <sup>56</sup> Барий 137,36	<b>La</b> <sup>57*</sup> Лантан 138,92	<b>Hf</b> <sup>72</sup> Гафний 178,50	<b>Ta</b> <sup>73</sup> Тантал 180,95	<b>W</b> <sup>74</sup> Вольфрам 183,86							
	<b>79 Au</b> Золото 197,0	<b>80 Hg</b> Ртуть 200,61	<b>81 Tl</b> Таллий 204,39	<b>82 Pb</b> Свинец 207,21	<b>83 Bi</b> Висмут 209,00	<b>84 Po</b> Полоний 210							
VII	<b>Fr</b> <sup>87</sup> Франций (223)	<b>Ra</b> <sup>88</sup> Радий 226,05	<b>Ac</b> <sup>89</sup> Актиний 227,0	<b>Th</b> <sup>90</sup> Торий 232,05	<b>Pa</b> <sup>91</sup> Протактиний 231	<b>U</b> <sup>92**</sup> Уран 238,07							
	<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>RH<sub>4</sub></b>	<b>RH<sub>3</sub></b>	<b>RH<sub>2</sub></b>							
★ 58-71 Лантаниды:	<b>Ce</b> <sup>58</sup> Церий 140,13	<b>Pr</b> <sup>59</sup> Празеодим 140,92	<b>Nd</b> <sup>60</sup> Неодим 144,27	<b>Pm</b> <sup>61</sup> Прометий (145)	<b>Sm</b> <sup>62</sup> Самарий 150,35	<b>Eu</b> <sup>63</sup> Европий 152,0	<b>Gd</b> <sup>64</sup> Гадолиний 157,26	<b>Tb</b> <sup>65</sup> Тербий 158,93					
★★ 93-102 Трансуранные элементы:	<b>Np</b> <sup>93</sup> Нептуний (237)	<b>Pu</b> <sup>94</sup> Плутоний (244)	<b>Am</b> <sup>95</sup> Америций (243)	<b>Cm</b> <sup>96</sup> Кюрий (247)	<b>Bk</b> <sup>97</sup> Берклий (247)	<b>Cf</b> <sup>98</sup> Калифорний (251)	<b>Es</b> <sup>99</sup> Эйнштейний (254)	<b>Fm</b> <sup>100</sup> Фермий (253)					
	<b>Dy</b> <sup>66</sup> Диспрозий 162,57	<b>Ho</b> <sup>67</sup> Гольмий 164,94	<b>Er</b> <sup>68</sup> Эрбий 167,28	<b>Tu</b> <sup>69</sup> Тулий 168,94	<b>Tm</b> <sup>70</sup> Иттербий 173,04	<b>Yb</b> <sup>71</sup> Иттербий 173,04	<b>Lu</b> <sup>71</sup> Лютеций 174,99						
	<b>Mv</b> <sup>101</sup> Менделеевский (256)	<b>Nb</b> <sup>102</sup> Нобелий (253)											



Цена 37 коп.