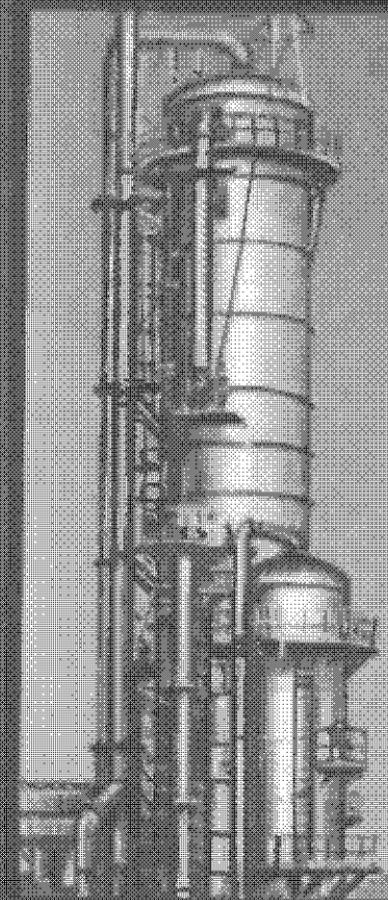
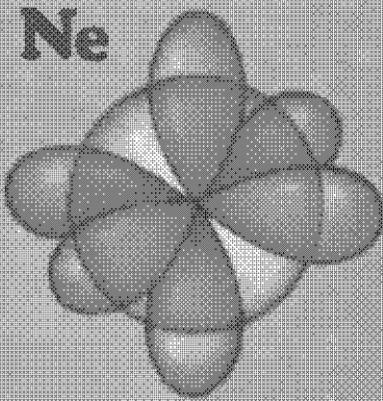


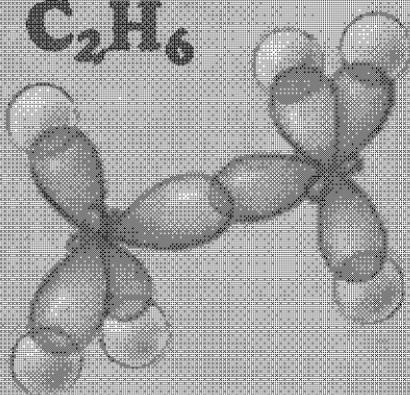
# ХИМИЯ



Ne



C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>



# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРВЫЙ РЯД	I	II	III	IV	V
1	H				
2	B	C	N		
3	Mg	Al	S	P	
4	Ca	Sc	Ti	V	
5	Cl	Ga	Ge	As	
6	K	Na	Y	Zr	ND
7	Al	In	Sn	Sb	
8	La-Ln	Lu			
9	Hg	Tl	Pb	Bi	
10	R	Ra	Kr	Rs	Ns
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$
АЛЮМИНИЕВЫЕ СОЕДИНЕНИЯ				$RH_4$	$RH_3$

La	Ce	Pr	Nd	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	No	Er	Tm	Yb	Lu

Ac	Th	Ra	U	Np	Fm	Am	Cf	Rk	Cf	Esr	Fm	Md	(No)	(Lr)

Fe	26	Периодичный номер:
ЖЕЛЕЗО		железо
Название элемента:		железо
65,847		чешуйчатое железо
Относительная атомная масса:		железо

ЭЛЕМЕНТЫ	VI	VII	VIII	IX
(H)	O	F	Ne	He
Cl	Br	Br	Ar	Ar
Mo	Fe	Co	Ni	Cr
Sc	Br			Xe
Te	I			At
W	Os	Ir	Pd	Ru
Ro	At			Rn
RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>			RO <sub>4</sub>
H <sub>2</sub> R	HR			

* ПАНТАНОИДЫ 58-71				

ЛАГИНОИДЫ 96-103				

Энергетический уровень	—	—	—	—
I	—	—	—	—
II	—	—	—	—
III	—	—	—	—
IV	—	—	—	—
V	—	—	—	—
VI	—	—	—	—
VII	—	—	—	—
Легкие	Легкие	Легкие	Легкие	Легкие
Металлы	Металлы	Металлы	Металлы	Металлы
В	В	В	В	В
Бор	Бор	Бор	Бор	Бор

ГЕРМАНИС ФУЛДАНАН

# ХИМИЯ

7-11

Учебное пособие  
для 7—11 классов  
вечерней (сменной) средней  
общеобразовательной школы

В 2-х частях  
Часть I

Допущено  
Министерством просвещения  
СССР

Вечерняя (сменная) средняя  
обучение в вечерней школе №  
11 г. Москвы

Москва  
«Просвещение»  
1965

scan: The Stainless Steel Cat

ББК 24я72  
Р83

**Условные обозначения**

- ➊ Материал, изучаемый при повторении
- ➋ Дополнительный материал
- ➌ Вопросы и упражнения для самопроверки
- ➍ Задачи

р 4306020000—363 инф. письмо—85  
103(03)—85

© Издательство «Просвещение», 1985

## КАК ПОЛЬЗОВАТЬСЯ УЧЕБНИКОМ

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

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

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

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

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

Материал о химических элементах в учебнике представлен аналогично. Определенный план соблюдается и при рассмотрении

химических законов. В учебнике даются советы, в какой последовательности составлять химические формулы, уравнения химических реакций. При усвоении и повторении большого теоретического и фактического материала вам помогут таблицы и схемы. В учебнике даны также образцы и последовательность решения наиболее типичных задач.

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

Чтобы помочь вам в работе с учебником, наиболее важный материал, например формулировки важнейших понятий и определений, в книге выделен различным шрифтом.

Напечатанный мелким шрифтом (петитом) фактический материал, схемы, отражающие генетическую связь между различными классами соединений, в основном предназначены для более углубленного усвоения учебного материала при повторении и при подготовке к выпускному экзамену по химии.

В схемах и рисунках красными стрелками обозначен материал, подлежащий усвоению при подготовке к очередным занятиям, а черными — сведения, необходимые для углубления и систематизации знаний в процессе подготовки к зачетам и экзамену.

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

В целях повышения уровня знаний по курсу химии по возможности используйте дополнительную литературу.

Мы надеемся, что рекомендуемая в пособии единая система изучения всего программного материала по химии значительно облегчит вашу самостоятельную подготовку к урокам, консультациям, зачетам и экзамену.

Учитывая специфику изучения химии в вечерней (сменной) школе, вы должны на уроках, консультациях и при выполнении домашних заданий всегда иметь при себе как часть I, так и часть II учебника по химии.

# НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

7 класс

## Глава I

### ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

#### § 1. Предмет химии

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

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

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

Одна из задач химии — научиться различать вещества по их физическим и химическим свойствам, а иногда и по физиологическому действию. Например, всем известно вещество — поваренную соль — можно охарактеризовать так: твердое вещество белого цвета, соленого вкуса, хрупкое, растворимое в воде, температура плавления 801°C, температура кипения 1465°C. Указывают и другие характерные физические свойства (плотность, электрическая проводимость и т. д.). Вещества различают и по химическим свойствам, с которыми мы ознакомимся в дальнейшем.

Другая задача химии — получение различных веществ, многих из которых в природе нет: пластмасс, некоторых минеральных удобрений (суперфосфата, аммиачной селитры), лекарств (аспирина, стрептоцида) и т. д. Эти вещества получают путем различных химических превращений.

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

<sup>1</sup> Первый А. В., Родина Н. А. Физика. Учебник для 6—7 классов. М., Просвещение, 1984.

важна роль химии в производстве строительных материалов, синтетических тканей, пластмассовых изделий, медикаментов.

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

Ответьте на вопрос 1 (с. 12).

### § 2. Вещества и их свойства

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

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

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

Отсюда вывод: *все окружающие нас тела состоят из различных веществ.*

Известно более семи миллионов веществ, обладающих различными свойствами.

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

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

Схема 1  
Важнейшие физические свойства веществ

Физическое свойство	Цвет	Плотность	Твердость	Электропроводность	Теплопроводность
Баритовые	Белый	2,7 г/см <sup>3</sup>	Средняя	Добрая	Средняя

Например, дистиллированная вода — жидкость без цвета, вкуса и запаха; ее плотность 1 г/см<sup>3</sup> при +4 °C, температура плавления 0 °C, температура кипения 100 °C; она плохо проводит теплоту и электрический ток.

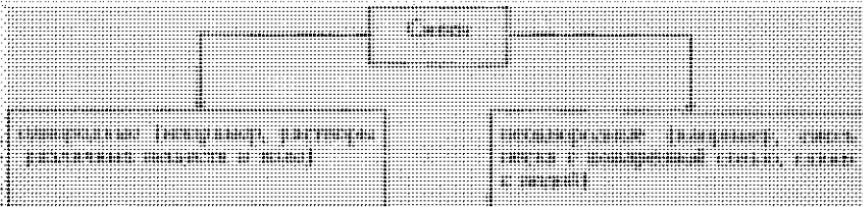
Из жизненного и производственного опыта вам известны некоторые химические свойства веществ, например способность угля гореть, железа ржаветь.

Ответьте на вопросы 2—5 (с. 12).

### § 3. Чистые вещества и смеси

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

Схема 2



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

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

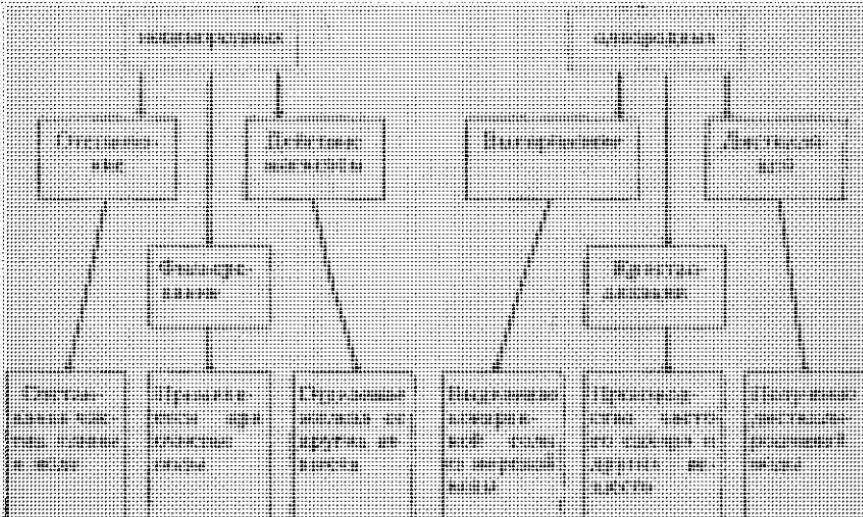
Неоднородными принято называть такие смеси, в которых невооруженным глазом или при помощи микроскопа можно заметить частицы других веществ.

Для химических лабораторий и промышленности часто требуется чистые вещества. Существуют различные способы очистки веществ, которые основаны на разделении смесей (схема 3).

Ознакомимся более подробно с этими способами.

Схема 3

### Основные способы разделения смесей



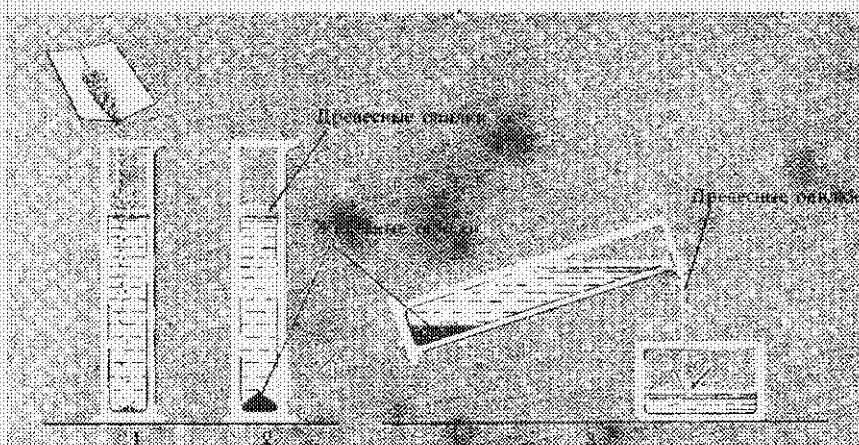


Рис. 1. Отделение железных опилок от древесных.

**Выделение веществ из неоднородной смеси отстаиванием, фильтрованием или действием магнита.** 1. Выделение веществ из неоднородной смеси, образованной нерастворимыми в воде веществами с различной плотностью. Этот способ основан на том, что входящие в состав смеси вещества не растворяются в воде и одно из них всплывает на поверхность. Например, железные опилки от древесных можно отслить, взбалтывая эту смесь с водой, а затем отставивая. Железные опилки опускаются на дно сосуда, а древесные всплывают, и их вместе с водой можно слить (рис. 1, 1, 2, 3).

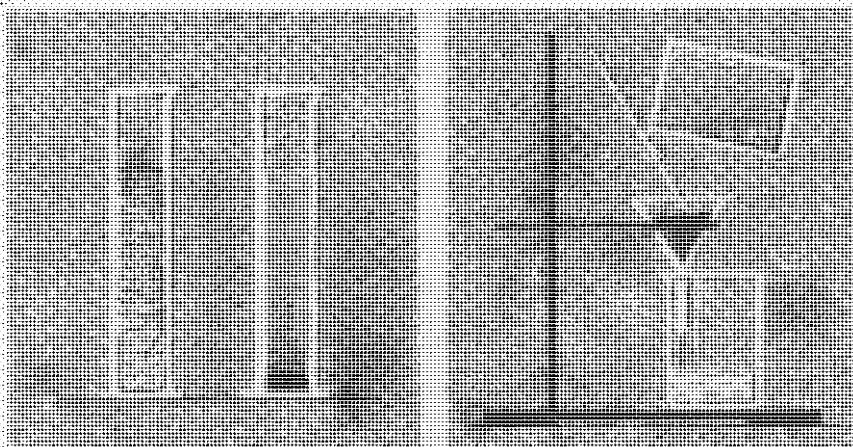


Рис. 2. Осаждение песка из смеси с покаренной солью.

Рис. 3. Фильтрование.

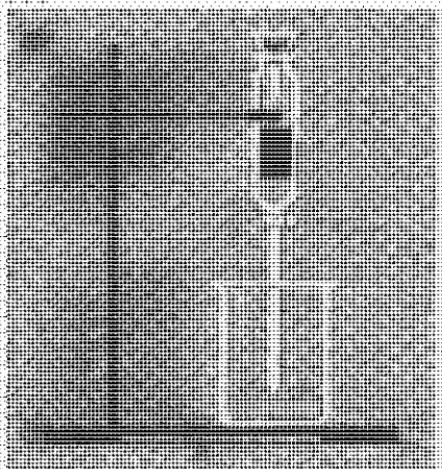


Рис. 4. Делительная воронка.

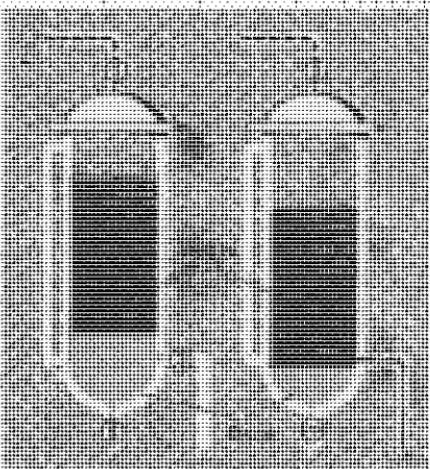


Рис. 5. Бензоотделительная колонка.

**2. Выделение веществ из неоднородной смеси, образованной растворимыми и нерастворимыми в воде веществами.** Для выделения поваренной соли смесь ее с песком взбалтывают с водой. Поваренная соль растворяется, а песок оседает (рис. 2). Чтобы ускорить отделение нерастворимых частиц из раствора, смесь фильтруют (рис. 3). Песок остается на фильтровальной бумаге, а прозрачный раствор поваренной соли проходит через фильтр, затем полученный раствор выпаривают, чтобы выделить из воды растворенное вещество (поваренную соль).

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

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

**Выделение веществ из однородной смеси кристаллизацией и дистилляцией.** **1. Выделение веществ из однородной смеси кристаллизацией.** Чтобы растворенное вещество, например поваренную соль, выделить в чистом виде из растворов, последний выпаривают (рис. 6). Вода испаряется, а в фарфоровой чашке остается чистая поваренная соль. Иногда применяют упаривание, т. е. частичное испарение воды. В результате образуется более концентрированный раствор, при охлаждении которого растворенное вещество выделяется в виде кристаллов. Этот способ очистки веществ называется *кристаллизацией*.

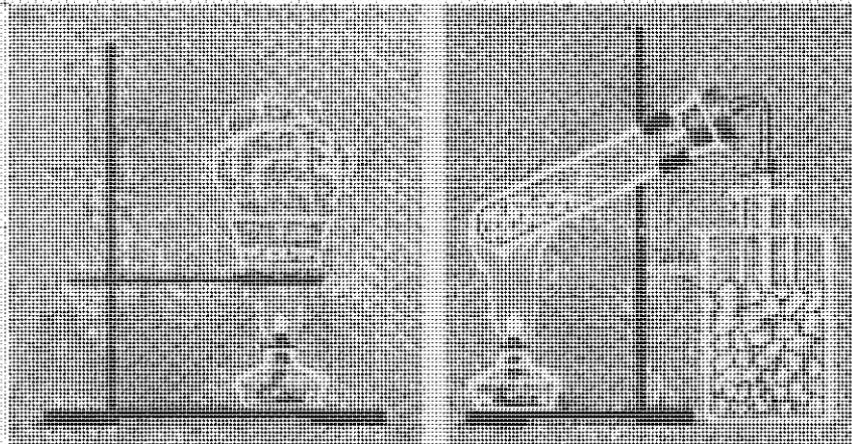


Рис. 6. Выпаривание.

Рис. 7. Дистилляция.

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

Ответьте на вопросы 6—9 (с. 12).

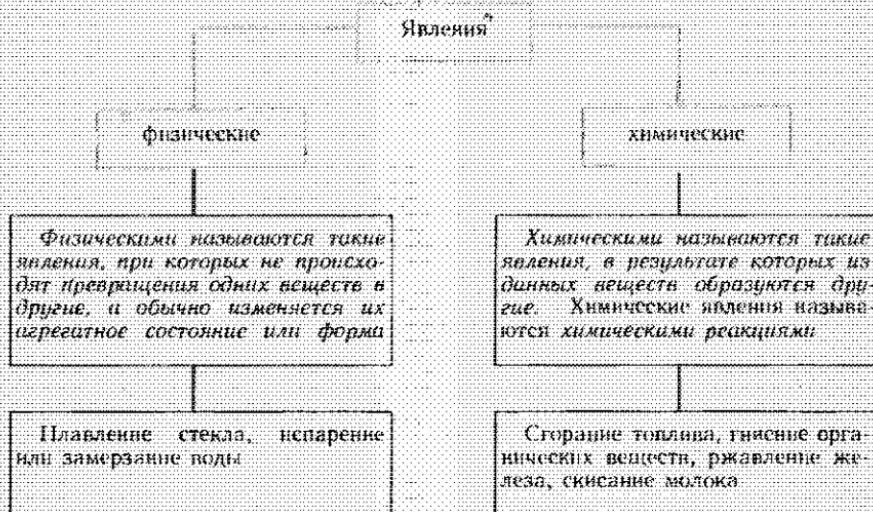
#### § 4. Физические и химические явления

Почитайте по учебнику физики § 2 «Чем занимается физика?»

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

**Признаки химических реакций.** При химических реакциях исходные вещества превращаются в другие вещества, обладающие другими свойствами. Об этом можно судить по ряду внешних признаков. К основным признакам химических реакций относятся: 1) *выделение теплоты (иногда света)*; 2) *изменение окраски*; 3) *появление запаха*; 4) *образование осадка*; 5) *выделение газа*.

**Условия возникновения и течения химических реакций.** Всем известно, что полено дров труднее поджечь, чем тонкую лучинку. Еще труднее загорается кусок угля, угольная же пыль воспламеня-



няется легко и сгорает очень бурно, иногда со взрывом. Чем это можно объяснить? Оказывается, для начала химической реакции необходимо привести в тесное соприкосновение молекулы реагирующих веществ. Это достигается *измельчением и перемешиванием*, что значительно увеличивает площадь соприкосновения реагирующих веществ. Наиболее тонкое дробление вещества происходит при их растворении. Поэтому в растворах многие вещества вступают в химические реакции очень быстро.

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

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

Большое значение имеют химические реакции. Они используются для получения металлов (железа, алюминия, меди, цинка, свинца, олова и др.), а также пластмасс, минеральных удобрений, медикаментов и т. д. Во многих случаях они служат источником получения различных видов энергии. При сгорании топлива энергия выделяется в виде теплоты, которую используют в быту и в промышленности. Сложные биохимические

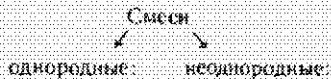
процессы, протекающие в растениях, в организмах животных и человека, связаны с различными химическими превращениями.

Ответьте на вопросы 10–12.

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

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

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



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

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

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

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

Примеры явлений		Значение в жизни и на производстве
физических	химических	

11. Какие из перечисленных явлений относятся к физическим, а какие — к химическим: а) ржавление железа; б) замерзание воды; в) горение бензина; г) плавление алюминии? Поясните.

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

## § 5. Молекулы и атомы

Повторите по учебнику физики раздел «Первоначальные сведения о строении вещества».

Возникновение представлений об атомах и молекулах. Древнегреческий философ Демокрит 2500 лет назад высказал мысль

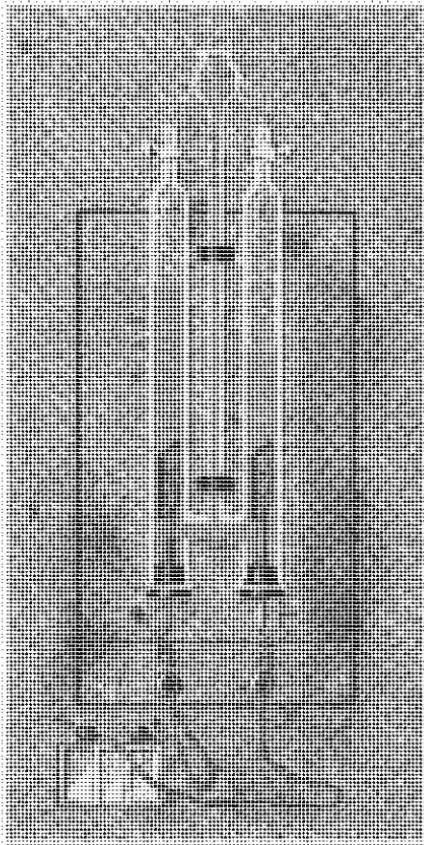


Рис. 8. Аппарат для разложения воды.

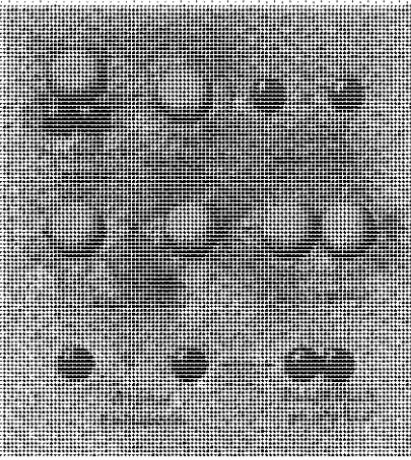


Рис. 9. Схема распада молекул воды и образования молекул кислорода и водорода.

о том, что все тела в природе состоят из мельчайших, невидимых, непроницаемых, неделимых, вечно движущихся частиц — атомов. В переводе «атом» означает «неделимый». Позднее, в средние века, учение об атомах преследовалось религией, которая тормозила развитие науки в целом и химии в частности.

Учение о молекулах и атомах было разработано в середине XVIII в. великим русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым (1711—1765). Он утверждал, что тела в природе состоят из корпускул (молекул), в состав которых в свою очередь входят элементы (атомы). Многообразие веществ ученым прозорливо объяснял соединением разных атомов в молекулах и различным расположением атомов в них. Удивительно верной и смелой для того времени оказалась мысль М. В. Ломоносова о том, что некоторые корпускулы (молекулы) могут состоять из одинаковых элементов (атомов). Учение об атомах получило дальнейшее развитие в трудах известного английского ученого Джона Дальтона (1766—1844).

Можно ли опытным путем доказать, что молекулы состоят из атомов?

То, что атомы действительно существуют, подтверждают многие химические реакции. Так, например, при пропускании

постоянного тока через воду (рис. 8) в одной из трубок прибора собирается газ, в котором тлеющая лучинка ярко вспыхивает. Это кислород. В другой трубке собирается вдвое больше газа, который от зажженной лучинки загорается. Это водород. Объясняется это явление следующим образом. Мельчайшая частица воды — молекула — состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. При пропускании постоянного тока через воду ее молекулы распадаются и образуются химически неделимые частицы — атомы кислорода и водорода. Затем атомы соединяются по два и из двух молекул воды образуются одна двухатомная молекула кислорода и две — водорода (рис. 9).

Некоторые представления об атомах и молекулах, высказанные М. В. Ломоносовым за полвека до Д. Дальтона, оказались более достоверными, научными. Например, английский ученый категорически отрицал возможность существования молекул, состоящих из одинаковых атомов. Его взгляды отрицательно сказались на развитии химической науки.

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

**Молекулы и атомы.** Из курса физики вам уже известно, что многие вещества состоят из молекул<sup>1</sup>, а последние — из атомов.

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

Молекулы — предельный результат механического дробления вещества.

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

Молекулы, в отличие от атомов, являются химически делимыми частями.

Ответьте на вопросы 1—8 (с. 19).

## § 6. Простые и сложные вещества

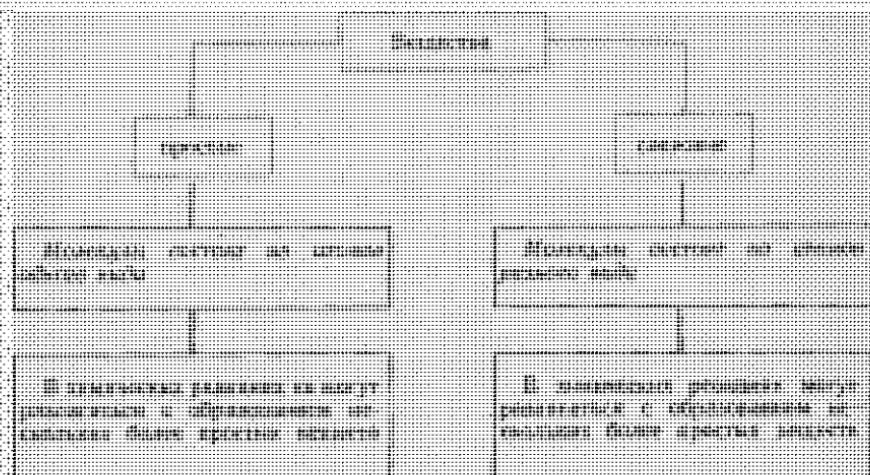
В химии известны вещества, молекулы которых способны разлагаться с образованием двух или нескольких других веществ. К ним, например, относится вода (с. 56). Вода — сложное вещество (рис. 9).

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

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

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

<sup>1</sup> Вещества могут состоять и из отдельных атомов в других частицах, с которыми вы ознакомитесь позднее.



Ответьте на вопросы 9 и 10 (с. 19).

### § 7. Химические элементы и их знаки

**Химические элементы.** В химии, кроме терминов «атом» и «молекула», часто употребляют понятие «элемент». Что общего и чем эти понятия отличаются?

**Химический элемент — это атомы одного и того же вида<sup>1</sup>.** Так, например, все атомы водорода — это элемент водород; все атомы кислорода и ртути — соответственно элементы кислород и ртуть. В настоящее время известно 107 видов атомов, т. е. 107 химических элементов.

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

Химический элемент — это не один какой-то отдельный атом, а все вообще атомы одного вида. Пользуясь понятием «химический элемент», атомам дают такое определение: **атом — мельчайшая частица химического элемента** (с. 14).

Отличить понятия «химический элемент» и «простое вещество» можно при сравнении свойств простых и сложных веществ. Например, простое вещество — кислород — бесцветный газ, необходимый для дыхания, поддерживающий горение. Мельчайшая частица простого вещества кислорода — молекула — состоит из двух атомов. Кислород входит также в состав оксида углерода (угарный газ) и воды, что схематически показано на рисунках 9 и 10. Однако в состав воды и оксида углерода входит химически связанный кислород, который не обладает свойствами простого вещества, в частности он не может быть

<sup>1</sup> Более точное определение понятия «химический элемент» дано на странице 110.

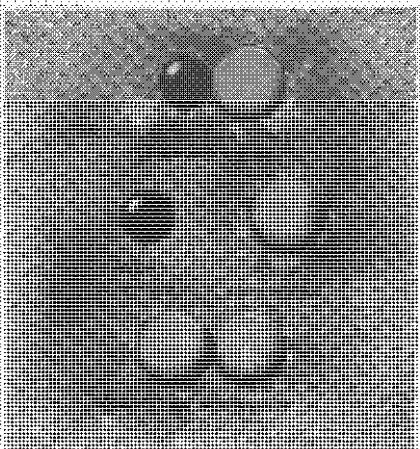


Рис. 10. Молекула оксида углерода — мельчайшая частица сложного вещества. Атомы углерода и кислорода — мельчайшие частицы соответствующих элементов. Молекула кислорода — мельчайшая частица простого вещества.

«Простое вещество» подтверждается и тем, что один и тот же элемент может образовать несколько простых веществ. Например, атомы элемента кислорода могут образовать двухатомные молекулы кислорода и трехатомные — озона (с. 151). Кислород и озон — совершенно различные простые вещества. Этим объясняется тот факт, что простых веществ известно гораздо больше, чем химических элементов.

**Знаки химических элементов.** По предложению шведского химика И. Берцелиуса (1779—1848) химические элементы обозначают начальной или начальной одной из последующих букв латинского названия элемента. Водород (лат. *hydrogenium* — гидрогениум) обозначается буквой H, ртуть (лат. *hydrargyrum* — гидрагигрим) — буквами Hg и т. д. (табл. I).

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

*Химический символ обозначает*

1) Название химического элемента:	O	Fe
2) Один атом данного элемента:	кислород один атом кислорода	железо один атом железа
3) Относительную атомную массу данного элемента (с. 18):	$A_r(O) = 16$	$A_r(Fe) = 56$

Если требуется обозначить не один, а несколько атомов, то перед химическим знаком ставят соответствующую цифру — коэффициент (с. 22). Например, три атома водорода — 3H, пять атомов кислорода — 5O.

Численное значение массы нескольких атомов элемента опре-

деляют умножением численного значения относительной атомной массы на соответствующий коэффициент. Например, масса трех атомов железа ( ${}^{56}\text{Fe}$ ) составляет  $56 \cdot 3 = 168$ .

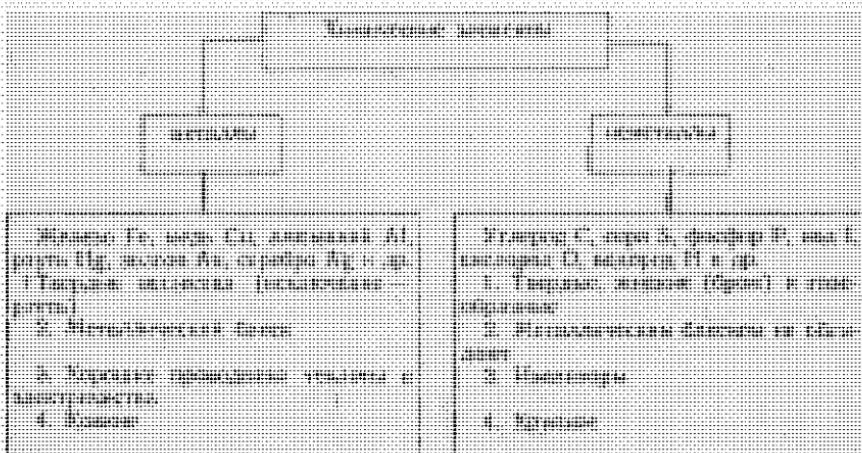
Химический символ отражает и другие важные величины, с которыми ознакомимся в дальнейшем.

**Металлы и неметаллы.** Химические элементы делят на металлы и неметаллы. Все металлы в свободном состоянии, т. е. в виде простых веществ, имеют ряд общих свойств. Некоторыми одинаковыми свойствами обладают также все неметаллы. По каким характерным признакам металлы в виде простых веществ отличаются от неметаллов? Ответ на этот вопрос дает схема 6.

Дальше (с. 84) мы убедимся, что существуют элементы с промежуточными свойствами.

Ответьте на вопросы 11—13 (с. 19).

Схема 6



### § 8. Относительная атомная масса

Хотя массы атомов очень мали, их числовые значения определены с большой точностью. Масса самого легкого атома ( $m_e$ ) — водорода — составляет:

$$m_e(\text{H}) = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,663 \text{ кг} = \\ = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Атом кислорода примерно в шестнадцать раз тяжелее; его масса равна:

$$m_e(\text{O}) = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,026\,608 \text{ кг} = \\ = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Пользоваться такими числами неудобно. Поэтому для измерения атомных и молекулярных масс применяют так называемую атомную единицу массы (а. е. м.).

*Атомная единица массы* — это  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода, масса которого 12 а. е. м. Важность (использование) средней

Масса атома углерода равна:

$$m_e(C) = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,02 \text{ г} = 2,0 \cdot 10^{-23} \text{ г} = \\ = 2,0 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

$\frac{1}{12}$  от этого числа равна:

$$\frac{2,0 \cdot 10^{-26}}{12} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Следовательно, 1 а. е. м. составляет  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г.

Сравнивая массы атомов элементов с 1 а. е. м., находят численные значения, называемые относительными атомными массами.

*Относительной атомной массой элемента называют отношение массы атома данного элемента к  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода.*

Относительная атомная масса безразмерна и обозначается  $A_r$  (индекс «r» — начальная буква английского слова relative, что в переводе означает «относительный»). Например, для кислорода:

$$A_r = \frac{2,66 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{0,166 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 16$$

Безразмерную величину относительной атомной массы следует отличать от истинной массы атомов, выраженной в а. е. м., например:

$$m_e(H) = 1 \text{ а. е. м.}, A_r(H) = 1$$

$$m_e(O) = 16 \text{ а. е. м.}, A_r(O) = 16$$

Относительные атомные массы важнейших элементов приведены в табл. 1.

Таблица 1. Названия, химические знаки и относительные атомные массы (округленные) важнейших элементов

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

Ответьте на вопросы 14—16.

1. Охарактеризуйте роль М. В. Ломоносова и Д. Дальтона в создании атомно-молекулярного учения.
2. Какие опыты вам известны (из курса физики и химии), подтверждающие следующие положения: а) вещества состоят из молекул; б) молекулы состоят из атомов?
3. Из курса физики вам известно явление диффузии. Приведите примеры и объясните это явление в свете учения о молекулах.
4. Чем отличаются понятия «атом» и «молекула»?
5. Как учение о молекулах объясняет физические явления? Приведите конкретные примеры.
6. Почему для объяснения химических явлений следует руководствоваться понятием не только о молекулах, но и об атомах?
7. На основе представлений об атомах и молекулах объясните процесс разложения воды.
8. При кипении вода испаряется, а при действии постоянного тока — разлагается. Поясните эти явления.
9. Какие вещества называются простыми и какие — сложными? Из ниже перечисленных названий выпишите отдельно названия простых и сложных веществ: кислород, вода, ртуть, оксид меди (черный), железо, водород, сульфид железа, оксид ртути.
10. Как можно доказать, что кислород, ртуть в водород — простые вещества, а вода — сложное вещество?
11. Что называется химическим элементом? Чем различаются понятия «химический элемент», «простое вещество», «атом»? Ответ подтвердите примерами.
12. При разложении сложного вещества образуются оксид меди и вода. Какие элементы входят в состав этого вещества?
13. Что такое химические знаки, или символы? Что называется коэффициентом? Давно символы следующих элементов и указаны коэффициенты:  $\text{C}$ ,  $\text{H}$ ,  $\text{O}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Al}$ . Начертите в тетрадях таблицу и заполните ее по указанному ниже образцу.

Символ элемента и коэффициент	Название химического элемента	Число атомов данного элемента	Масса (в а. е. м.)
$5\text{C}$	Углерод	5	$12 \cdot 5 = 60$

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

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

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

### § 9. Постоянство состава веществ

**Смеси и соединения.** Если тщательно смешанные порошки железа и серы насыпать в стакан с водой, то порошок железа спускается на дно, а порошок серы всплывает. При действии на смесь этих веществ магнитом железный порошок притягивается к магниту, а сера нет. Опыты доказывают, что сера и железо в смеси сохраняют свои свойства.

Совершенно иной результат получается, если смесь порошка

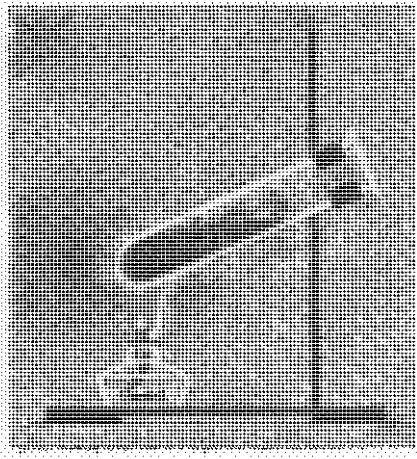


Рис. 11. Получение сульфида железа, сульфид железа с характерными

серы массой 4 г и железа массой 7 г нагревают в пробирке до начала химической реакции (рис. 11). Далее реакция идет за счет выделяющейся теплоты. После охлаждения пробирку с веществом разбивают, содержимое измельчают и с порошком проделывают такие же опыты, как со смесью порошка серы и железа. На образовавшееся в результате реакции вещество магнит не действует. Полученный порошок в воде не разделяется на серу и железо. Этот опыт показывает, что в результате реакции получилось новое вещество — для него свойствами.

Если для получения сульфида железа взять железо массой не 7 г, а 10 г (на 4 г серы), то после реакции железо массой 3 г остается непрореагировавшим. Это свидетельствует о том, что железо и сера реагируют только в определенных массовых соотношениях. Такие же постоянные массовые отношения соблюдаются между элементами и в других реакциях.

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

Таблица 2

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

Ответьте на вопросы 1—3 (с. 24).

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

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

Положение о постоянстве состава было сформулировано французским ученым Ж. Прустом в начале XIX столетия. В настоящее время эта формулировка читается так:

*каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.*

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

Теоретическое и практическое значение постоянства состава заключается в том, что на его основе состав веществ можно выразить при помощи химических знаков. Рассмотрим это на конкретном примере. Нам известно, что железо соединяется с серой в массовых отношениях 7 : 4. Зная относительные атомные массы железа и серы, можно вычислить, в каких атомных отношениях атомы этих элементов взаимно связаны в сульфиде железа:

$$\begin{array}{l} 7 \text{ мас. ч. железа соединяется с } 4 \text{ мас. ч. серы} \\ 56 \text{ мас. ч. железа соединяется с } x \text{ мас. ч. серы} \end{array}$$

$$7:56 = 4:x$$

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

Так как относительная атомная масса серы 32, а железа — 56, то в сульфиде железа на один атом железа приходится один атом серы, т. е. состав сульфида железа можно выразить формулой FeS, что является его химической формулой. Подобным образом выводятся химические формулы и других веществ.

На основе постоянства состава можно производить различные практические расчеты.

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

**Решение.**

$$\begin{array}{l} 7 \text{ кг железа реагируют с } 4 \text{ кг серы} \\ 2,8 \text{ кг } \times \quad \times \text{ с } x \text{ кг серы} \end{array}$$

$$7:2,8 = 4:x$$

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

Ответ. Потребуется 1,6 кг серы.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4—7 (с. 24).

### § 10. Химические формулы.

#### Относительная молекулярная масса

**Химические формулы.** На основе постоянства состава веществ можно вычислить соотношения атомов в веществе и выразить его состав с помощью химических знаков. Например, в состав сульфида железа на один атом железа приходится один атом серы (с. 21), поэтому химическая формула вещества  $\text{FeS}$ . В молекуле воды водород соединен с кислородом в массовых отношениях 1 : 8 (с. 21). По аналогии с сульфидом железа можно определить химическую формулу воды —  $\text{H}_2\text{O}$ .

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

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

Если требуется обозначить несколько молекул, тогда перед химической формулой ставят соответствующее число, например:  $5\text{H}_2\text{O}$  (пять аш-два-о). Числа, стоящие перед химическими формулами (или перед химическими знаками), называются коэффициентами (рис. 12).

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

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

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

*Относительной молекулярной массой вещества называют отношение массы молекулы*

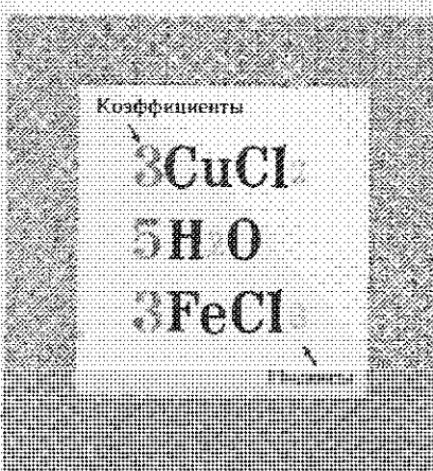


Рис. 12. Коэффициенты и индексы.

*данного вещества к  $1/12$  массы атома углерода, масса которого  $12$  а. е. м.*

Пользуясь химическими формулами, производят различные расчеты. Рассмотрим, как по химическим формулам вычисляют относительную молекулярную массу, отношение масс атомов элементов в сложном веществе, массовые доли элементов. И наоборот: если даны массовые доли элементов, то можно вывести химическую формулу.

**Задача 1.** Вычислите относительную молекулярную массу серной кислоты, химическая формула которой  $H_2SO_4$  (аш-два-эс-о-четыре).

**Решение.** Для вычисления относительной молекулярной массы необходимо суммировать относительные атомные массы элементов, образующих соединение:

$$M_r(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

**Ответ.** Относительная молекулярная масса серной кислоты 98.

**Задача 2.** Вычислите массовые отношения элементов в серной кислоте.

**Решение.** Зная относительные атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить массовые соотношения этих элементов:

$$H:S:O = 2:32:64 = 1:16:32$$

$$1+16+32=49$$

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

**Задача 3.** Определите массовые доли элементов в серной кислоте и выразите их в процентах.

Понятие «*массовая доля элемента*» — это *отношение массы атомов элемента к массе молекулы данного вещества*. При умножении массовых долей на 100 можно выразить состав вещества в процентах.

Если масса молекулы серной кислоты составляет 98 а. е. м., а масса содержащихся в ней водорода — 2 а. е. м., серы — 32 а. е. м. и кислорода — 64 а. е. м., то массовые доли элементов в серной кислоте будут равны:

$$\text{водорода: } \frac{2 \text{ а. е. м.}}{98 \text{ а. е. м.}} = 0,02, \text{ или } 2\%$$

$$\text{серы: } \frac{32 \text{ а. е. м.}}{98 \text{ а. е. м.}} = 0,33, \text{ или } 33\%$$

$$\text{кислорода: } \frac{64 \text{ а. е. м.}}{98 \text{ а. е. м.}} = 0,65, \text{ или } 65\%$$

Таков же состав серной кислоты любой массы.

Теперь можно выяснить, что обозначает химическая формула. Рассмотрим это на примере воды и сульфида железа.

1. Название вещества:



2. Одна молекула данного вещества:



3. Качественный состав:

В состав воды входят элементы водород и кислород

В состав сульфида железа входят элементы железо и сера

4. Относительная молекулярная масса:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18$$

$$M_r(\text{FeS}) = 56 + 32 = 88$$

5. Массовые соотношения элементов в данном веществе:

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

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

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 8–13.

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

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

3. Охарактеризуйте реакцию взаимодействия железа с серой в свете учения об атомах и молекулах.

4. Кем и когда была сформулирована закономерность о постоянстве состава вещества? Дайте определение и поясните сущность этой закономерности с точки зрения учения об атомах и молекулах.

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

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

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

8. Что показывает химическая формула? Приведите примеры.

9. Можно ли выразить массы сульфида железа в следующих числах (в.е.м.): а) 44; б) 176; в) 180; г) 264? Почему?

10. Напишите химические формулы веществ, если известно, что в состав их входит: а) один атом железа и три атома хлора; б) два атома алюминия и три атома кислорода; в) один атом калия, один атом углерода и три атома кислорода. Вычислите относительные молекулярные массы данных веществ.

11. Вычислите массовые доли элементов и их содержание в процентах: 1) в сульфате меди CuSO<sub>4</sub>; 2) в оксиде железа Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; 3) в азотной кислоте HNO<sub>3</sub>.

12. Что означают следующие записи: 4H, 2H<sub>2</sub>, HgO, 5FeS, 3H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

<sup>1</sup> В этом случае вещество имеет немолекулярное строение (с. 28 и 29) и понятие «молекула» применяется условно.

13. По образцу, приведенному на странице 24, поясните, что обозначают следующие химические формулы:  $\text{HgO}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuO}$ .

## § 11. Валентность химических элементов

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

$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{N}$	$\text{CH}_4$
хлороводород	вода	аммиак	метан
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{CO}_2$	

оксид хлора (VII)      оксид фосфора (V)      оксид углерода (IV)

Как видно из приведенных примеров, атомы элементов хлора, кислорода, азота, углерода обладают свойством присоединять не любое, а только определенное число атомов водорода и кислорода. Таким же свойством обладают и другие элементы в различных соединениях.

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

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

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

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 29).

## § 12. Определение валентности элементов по формулам их соединений.

**Составление химических формул по валентности**

**Определение валентности элементов по формулам их соединений.** Зная формулы веществ, состоящих из двух элементов, и

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

валентность одного из них, можно определить валентность другого элемента. Например, если дана формула оксида меди  $\text{CuO}$ , то валентность меди можно определить следующим способом. Валентность кислорода равна двум, а на один атом приходится один атом меди, следовательно, валентность меди тоже равна двум.

Несколько сложнее определить валентность по формулам, содержащим не один, а несколько атомов двух различных химических элементов. Например, чтобы определить валентность железа в оксиде железа  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , рассуждают так. Валентность кислорода равна двум. Но так как в данной молекуле содержатся три атома кислорода, то общее число валентностей всех трех атомов кислорода равно шести ( $2 \cdot 3$ ). Эти шесть валентностей приходятся на два атома железа. Следовательно, на один атом железа приходится три единицы валентности ( $6 : 2$ ).

Приведенные примеры позволяют вынести простое правило: *число единиц валентности всех атомов одного элемента должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента.*

Эти рассуждения дают возможность использовать ниже приведенную схему при определении валентности элементов по формулам.

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



2. Находят и записывают общее число валентностей данного элемента:



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



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

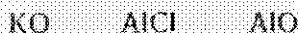
**Составление химических формул по валентности.** Чтобы составлять химическую формулу, необходимо знать валентности элементов, образующих данное соединение. Валентности некоторых важнейших элементов даны в таблице 3.

Таблица 3. Валентность атомов некоторых элементов в химических соединениях

Валентность	Элементы	Примеры формул химических соединений
<b>Элементы с постоянной валентностью</b>		
I	H, Na, K, Li	$H_2O$ , $Na_2O$
II	O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn	$MgO$ , $CaO$
III	Al, B	$Al_2O_3$
<b>Элементы с переменной валентностью</b>		
I и II	Cu	$Cu_2O$ , $CuO$
II и III	Fe, Co, Ni	$FeO$ , $Fe_2O_3$
II и IV	Sn, Pb	$SnO$ , $SnO_2$
III и V	P	$PH_3$ , $P_2O_5$
II, III и VI	Cr	$CrO$ , $Cr_2O_3$ , $CrO_3$
II, IV и VI	S	$H_2S$ , $SO_2$ , $SO_3$

При составлении химических формул следует пользоваться нижеприведенной схемой.

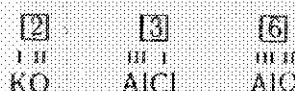
1. Нишут рядом химические знаки элементов, которые входят в состав соединения:



2. Над знаками химических элементов проставляют их валентность:



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



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



При составлении химических формул элементов с переменной валентностью рядом с названием вещества пишут в скобках цифру, показывающую валентность данного элемента в этом соединении. Например, оксид меди (II) — CuO, оксид меди (I) — Cu<sub>2</sub>O, хлорид железа (II) — FeCl<sub>2</sub>, хлорид железа (III) — FeCl<sub>3</sub>.

Выполните упражнения 5—8 (с. 29). Решите задачи 1 и 2 (с. 29).

### § 13. Атомно-молекулярная теория

Мы уже знаем, что многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов (с. 14). Учение об атомах и молекулах

объединяется в атомно-молекулярную теорию. На странице 13 уже было сказано, что основы этой теории были разработаны великим русским ученым М. В. Ломоносовым. С тех пор прошло более двухсот лет, и эта теория получила дальнейшее развитие. Так, например, теперь нам известно, что не все вещества состоят из молекул. Многие из них состоят из атомов, а некоторые — из ионов (с. 124). Большинство веществ, с которыми мы встретимся в курсе неорганической химии, имеют немолекулярное строение. В отличие от веществ с молекулярным строением, они, как правило, имеют высокие температуры плавления (например, сульфид железа (II)  $\text{FeS}$ ).

Однако относительные молекулярные массы вычисляются как для веществ с молекулярным, так и для веществ с немолекулярным строением. Для последних понятия «молекула» и «относительная молекулярная масса» употребляются условно.

Основные положения атомно-молекулярной теории в свете современных представлений можно сформулировать так:

1. *Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.*

2. *У веществ с молекулярным строением все молекулы одинаковые, но они отличаются от молекул других веществ.*

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

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

5. *Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания, значение которых зависит от агрегатного состояния веществ.* В наибольшей степени эти силы выражены в твердых веществах, в наименьшей — в газах.

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

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

8. *При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических — разрушаются.*

9. *У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток (с. 130) находятся молекулы. Связи между молекулами в узлах кристаллической решетки слабые и при небольшом нагревании легко разрываются.* Поэтому вещества с молекулярным строением имеют низкие температуры плавления.

10. *У веществ с немолекулярным строением в узлах кри-*

**сталлических решеток находятся атомы или ионы (с. 129). Между этими частицами существуют сильные связи, для разрушения которых требуется много энергии.**

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

**Сущность химических реакций** заключается в разрушении одних молекул и образовании из тех же атомов других молекул, т. е. происходит перегруппировка атомов. Например, при разложении воды электрическим током молекулы воды сначала распадаются на атомы водорода и кислорода, из которых образуются двухатомные молекулы кислорода и водорода.

Ответьте на вопросы 9—13.

9. 1. Что такое валентность химических элементов? Поясните это на конкретных примерах.  
2. Почему валентность водорода принята за единицу?  
3. В реакции железа с соляной кислотой один атом металла вытесняет два атома водорода. Как это можно объяснить, пользуясь понятием о валентности?  
4. Медь с водородом соединений не образует, но соединяется с некоторыми другими элементами. Как определить ее валентность?  
5. Определите валентность элементов по формулам:  $\text{HgO}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{Ni}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .  
6. Дайте символы элементов и указана их валентность. Составьте соответствующие химические формулы:  $\text{Li}^{+1}$ ,  $\text{Be}^{+2}$ ,  $\text{O}^{-2}$ ,  $\text{F}^{-1}$ ,  $\text{N}^{+3}$ ,  $\text{O}^{+2}$ ,  $\text{Mn}^{+4}$ ,  $\text{O}^{+3}$ ,  $\text{Cr}^{+6}$ ,  $\text{Cl}^{-1}$ ,  $\text{CO}^{+2}$ ,  $\text{CH}^{-1}$ .  
7. Пользуясь таблицей 3, составьте химические формулы соединений элементов:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{VO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{MnO}$ .  
8. Составьте формулы оксидов меди (II), железа (III), вольфрама (VI), железа (II), углерода (IV), серы (VI), бора (IV), марганца (VII).  
9. Изложите сущность основных положений атомно-молекулярного учения.  
10. Какие явления подтверждают: а) движение молекул; б) наличие между молекулами промежутков?  
11. Чем отличается движение молекул в газах, жидкостях, твердых веществах?  
12. Чем отличаются по своим физическим свойствам вещества с молекулярным и немолекулярным строением?  
13. Как объяснить сущность физических и химических явлений с точки зрения атомно-молекулярной теории?
- ⊗ 1. Вычислите относительные молекулярные массы: а) оксида железа (III), б) оксида фосфора (V), в) оксида марганца (VII).  
2. Определите массовые доли элементов в оксиде меди (II) и в оксиде меди (I). Найденные массовые доли выразите в процентах.

## § 14. Закон сохранения массы веществ

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

Знаменитый английский ученый Р. Бойль (1627—1691) прокаливал в открытой реторте различные металлы, взвешивая их до и после нагревания, и обнаружил, что металлы становятся тяжелее. Основываясь на данных опытов, он сделал неправильный вывод, что масса веществ в результате химических реакций может измениться. Р. Бойль утверждал, что существует какая-то «огненная материя», которая по существу являлась прообразом флогистона.

Немного позже немецкий ученый Г. Шталь (1659—1734) создал так называемую *флогистонную теорию*. Эта теория объясняла увеличение массы металлов при прокаливании их на открытом воздухе за счет улетучивания флогистона, который обладает как будто отрицательной массой.

М. В. Ломоносов, в отличие от Р. Бойля, прокаливал металлы не на открытом воздухе, а в запаянных ретортах и взвешивал их до прокаливания и после. Он доказал, что масса веществ до и после реакции остается без изменения и что при прокаливании к металлу присоединяется какая-то часть воздуха (кислород в то время не был еще открыт). Сделать правильный вывод из проделанных опытов М. В. Ломоносову помогла разработанная им атомно-молекулярная теория (с. 13). Результаты этих опытов он сформулировал в 1748 г. в виде закона: «Все перемены, в природе случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому». В настоящее время этот закон формулируется так:

*Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.*

Значительно позже (1789) закон сохранения массы был независимо от М. В. Ломоносова установлен французским химиком А. Лавуазье (1743—1794).

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

С точки зрения атомно-молекулярной теории закон сохранения массы объясняется так: *в результате химических реакций атомы не теряются и не возникают вновь, а происходит лишь их перегруппировка, т. е. молекулы одних веществ превращаются*

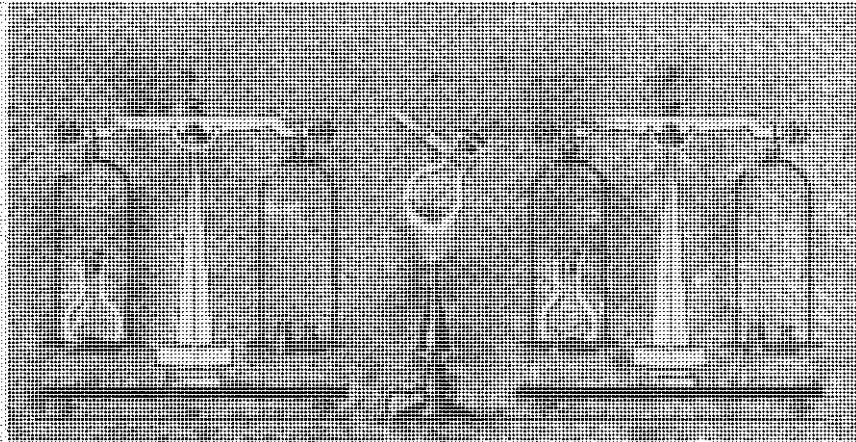


Рис. 13. Экспериментальная проверка закона сохранения массы вещества в молекулы других веществ. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

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

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

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

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

4. *На основе закона сохранения массы вещества составляют уравнения химических реакций.*

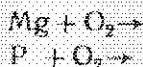
Ответьте на вопросы 1—3 (с. 34).

### § 15. Химические уравнения

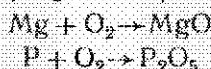
*Химическими уравнениями называется условное изображение хода химических реакций посредством знаков и формул.*

Химические уравнения реакций показывают, какие вещества вступают в реакцию и какие образуются. При составлении уравнений реакций поступают следующим образом:

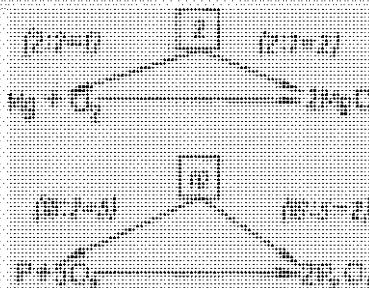
1. Пишут формулы веществ, уступающих в реакцию, а затем ставят стрелку. При этом нужно помнить, что молекулы простых газообразных веществ почти всегда состоят из двух атомов ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$  и т. д.):



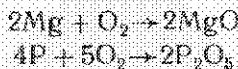
2. В правой части (после стрелки) пишут формулы веществ, образующихся в результате реакции:



3. Уравнение реакции составляют на основе закона сохранения массы вещества, т. е. слева и справа должно быть одинаковое число атомов. Это достигается расстановкой коэффициентов перед формулами веществ. Вначале уравнивают число атомов, которых в молекулах реагирующих веществ содержится больше. В наших примерах такими являются атомы кислорода. Находит наименьшее кратное чисел этих атомов в левой и правой части от стрелки. В примере взаимодействия магния с кислородом наименьшим кратным является число 2, а в примере с фосфором — число 10. При делении наименьшего кратного на число соответствующих атомов (в приведенных примерах — на число атомов кислорода) в левой и в правой части от стрелки находят соответствующие коэффициенты, как показано в нижеприведенной схеме:



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



Выполните упражнение 4 (с. 34).

<sup>1</sup> В тех случаях, когда при составлении химических уравнений тепловые эффекты реакций не указывают, вместо знака равенства ставят стрелку (с. 100).

## § 16. Типы химических реакций

По механизму течения химические реакции подразделяются на четыре основных типа: 1) *реакции разложения*; 2) *реакции соединения*; 3) *реакции замещения*; 4) *реакции обмена* (с. 78).

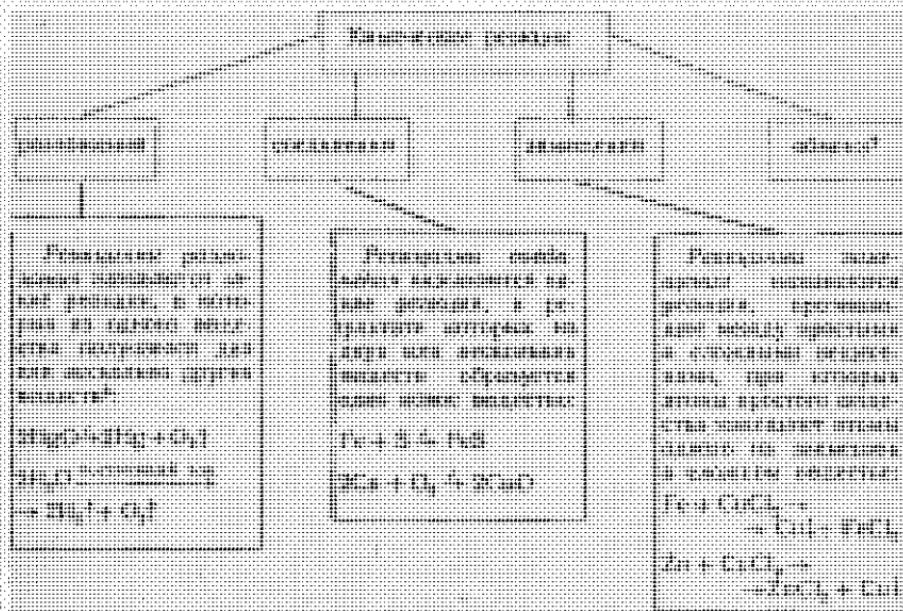
С реакцией разложения мы ознакомились на примере разложения воды (с. 14). Реакция соединения нам известна из примера взаимодействия серы с железом (с. 20).

Чтобы рассмотреть реакцию замещения, выполняют следующий опыт. В голубой раствор хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  опускают очищенный железный гвоздь (или железные опилки). Гвоздь (опилки) тотчас покрывается налетом меди, а раствор из голубого становится зеленоватым, так как вместо хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  образуется хлорид железа (II)  $\text{FeCl}_2$ . Происходящую химическую реакцию выражают уравнением<sup>1</sup>:



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

Схема 7



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

<sup>2</sup> В черной рамке показан материал, с которым вы познакомитесь в дальнейшем курсе химии (эти знания потребуются при подготовке к экзаменам). Учите, что такой же подход использован в последующих рисунках и схемах.

<sup>3</sup> Для того чтобы началась реакция, во многих случаях требуется нагревание. Тогда в уравнениях реакций над стрелкой стоит знак  $\Delta$ .

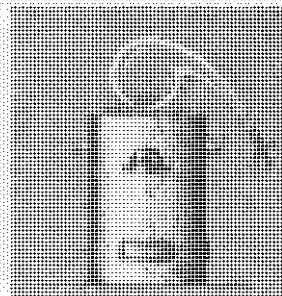


Рис. 14. Нагревание металла в реторте.

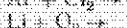
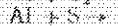
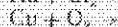
\* Выполните упражнения 6—7.

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

2. В реторте (рис. 14) воспламенился порошок цинка, закрыли ее, известили и содержимое прокалили. Когда реторта остывала, ее чашку известили. Изменилась ли ее масса и почему? Затем открыли газим. Остались ли чашки осснов в равновесии и почему?

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

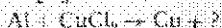
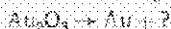
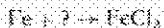
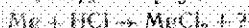
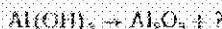
4. Придерживаясь последовательности, указанной на странице 32, и учитывая валентность элементов, составьте уравнения реакций по следующим схемам:



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

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

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



### Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете

Многие химические вещества *ядовитые*, они могут вызвать ожоги. Другие вещества *ядовитые*, а некоторые легко воспламеняются и могут вызвать даже взрыв. Поэтому при работе с химическими веществами нужно строго соблюдать правила техники безопасности, которые имеются в каждом химическом кабинете. Коротко ознакомимся с основными из них.

Вещества нельзя брать руками и проверять их на вкус.

При выяснении запаха веществ нельзя подносить сосуд близко к лицу, ибо вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных органов. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от стеклянной сосуда к носу.

Без указания учителя не смешивайте неизвестные вам вещества.

При выполнении опытов пользуйтесь небольшими дозами веществ. Если в описании лабораторной работы рекомендуется

брать немного данного вещества, то следует помнить, что твердого вещества требуется не больше чем  $\frac{1}{3}$  чайной ложки, а жидкостей — 1—2 мл.

Особую осторожность соблюдайте при работе с кислотами и щелочами. *Если случайно кислота или щелочь попадет на руки или на одежду, то немедленно смойте их большим объемом воды.*

При разбавлении кислот водой всегда помните следующее правило: *кислоты следует медленно, тонкой струей при перемешивании наливать в воду, но не наоборот.*

Всегда пользуйтесь только чистой лабораторной посудой.

Остатки веществ не высypайте и не влиявайте обратно в сосуд с чистыми веществами.

При работе с газовой горелкой соблюдайте следующие правила:

1. Чтобы зажечь газовую горелку, поднесите горящую спичку к отверстию горелки сбоку и медленно открывайте газовый кран.

2. Если во время работы произойдет прискок пламени, немедленно закройте газовый кран. После того как горелка остынет, закройте регулятор подачи воздуха и горелку зажгите вновь.

3. Если пламя газовой горелки имеет желтый оттенок, то это означает, что в горелку поступает недостаточное количество воздуха. В таком случае следует открыть регулятор подачи воздуха так, чтобы пламя было несветящимся.

4. После окончания работы не забудьте проверить, закрыт ли газовый кран.

5. Если в помещении чувствуется запах газа, то зажигать спички категорически запрещено. О запахе газа немедленно сообщите учителю.

6. Пользуясь спиртовкой, нельзя ее зажигать от другой спиртовки, ибо может пролиться спирт и возникнет пожар.

7. Чтобы погасить пламя спиртовки, ее следует закрыть колпачком.

### Лабораторные опыты

Перед выполнением лабораторных опытов ознакомьтесь с правилами техники безопасности (см. выше).

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

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

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

*Задания.* 1. Какой газ выделялся? 2. Какие признаки подтверждают, что произошли химические явления?

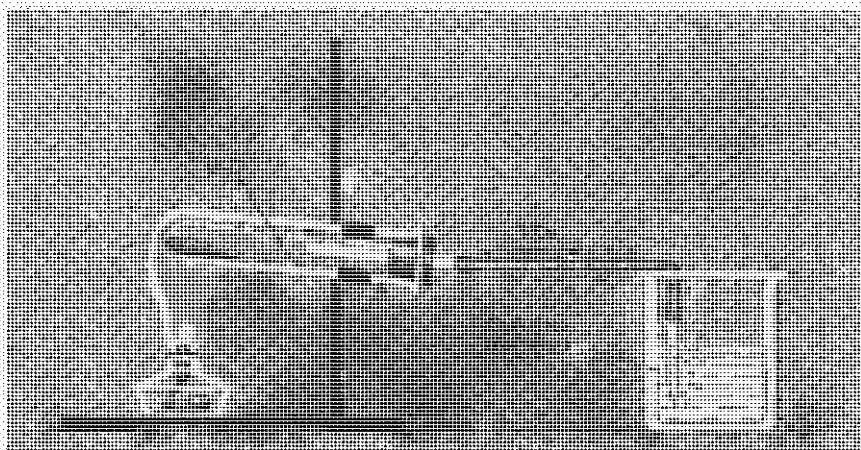


Рис. 15. Разложение основного карбоната меди (II).

**Разложение основного карбоната меди (II)<sup>1</sup>.** *Опыт.* Поместите немного порошка основного карбоната меди (II) в пробирку и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой.

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

Закрепите пробирку в штативе так, как показано на рисунке 15 (дномышко пробирки должно быть немного выше, чем ее отверстие).

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

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

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

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

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

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

<sup>1</sup> Пояснение названия см. на странице 86.

**Реакция замещения меди железом.** Опыт. Налейте в пробирку (примерно из  $\frac{1}{4}$  ее объема) раствора хлорида меди (II) и опустите в него очищенный железный гвоздь: поверхность гвоздя покрывается медью. Выньте гвоздь из раствора, рассмотрите его и поместите в тот же раствор немного железных опилок. Через некоторое время железные опилки покрываются медью, а цвет раствора меняется с голубого на зеленоватый.

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

### Практическая работа I

**1. Приемы обращения с лабораторным штативом.** Устройство лабораторного штатива показано на рисунке 16. Штатив служит для закрепления приборов при выполнении опытов.

При закреплении в штативе пробирка должна быть зажата в лапке так, чтобы она не выпадала и вместе с тем чтобы ее можно было передвинуть. Краинко зажатая пробирка может лопнуть. Пробирку зажимают не на середине, а около отверстия, чтобы можно было нагреть большую часть ее поверхности. Для того чтобы вынуть пробирку из штатива, нужно ослабить винт, которым укреплена лапка в зажиме.

При закреплении на штативе стакана его ставят на специальную сетку, помещенную на кольце штатива.

Фарфоровую чашку помещают на кольцо штатива без сетки.

**2. Приемы обращения с газовой горелкой и спиртовкой.** О правилах и приемах обращения с газовой горелкой и спиртовкой смотрите текст на странице 35.

**3. Изучение строения пламени.** При внимательном рассмотрении пламени можно различить три его зоны (рис. 17). В нижней его части происходит смешивание газов с воздухом. Если быстро внести в эту часть пламени головку спички и подержать ее некоторое время, то спичка загорается не сразу. Следовательно, в этой части пламени температура невысокая. Если в нижнюю часть пламени внести стеклянную трубочку и к ее отверстию приблизить зажженную спичку, то появляется пламя. Это доказывает, что в нижней части пламени имеются нексторевинные газы.

Средняя часть пламени является самой яркой. Это объясняется тем, что здесь под влиянием относительно высокой температуры происходит разложение углеродсодержащих продуктов и частицы угля сильно накаливаются и излучают свет.

Во внешней части пламени (рис. 17) происходит полное сгорание газов с образованием оксида углерода (IV)  $\text{CO}_2$  в воде  $\text{H}_2\text{O}$ . Вследствие этого пламя в этой части несветящее.

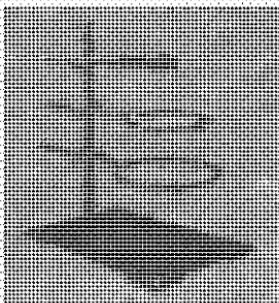


Рис. 16. Лабораторный штатив

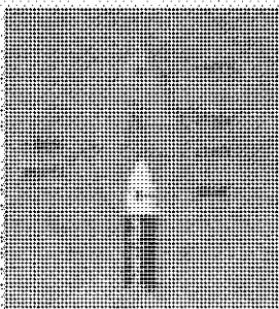


Рис. 17. Температура пламени газовой горелки.

## Глава II

# КИСЛОРОД, ОКСИДЫ, ВОЗДУХ, ГОРЕНИЕ

### § 1. Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе

#### Общая характеристика

Химический знак кислорода — O

Относительная атомная масса — 16

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

Относительная молекулярная масса — 32

В соединениях кислород обычно двухвалентен

**Нахождение в природе.** Кислород — самый распространенный элемент в земной коре (рис. 18). Воздух содержит в свободном состоянии 0,209 объемных долей, или 20,9% по объему, кислорода, что составляет приблизительно  $\frac{1}{5}$  по объему.

В связанном состоянии кислород входит в состав почти всех окружающих нас веществ. Так, например, вода, песок, многие горные породы и минералы, встречающиеся в земной коре, содержат кислород. Кислород является также важной составной частью многих органических соединений, например белков, жиров и углеводов, имеющих исключительно большое значение в жизни растений, животных и человека.

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 43).

Рис. 18. Распространение элементов в природе (по массе).

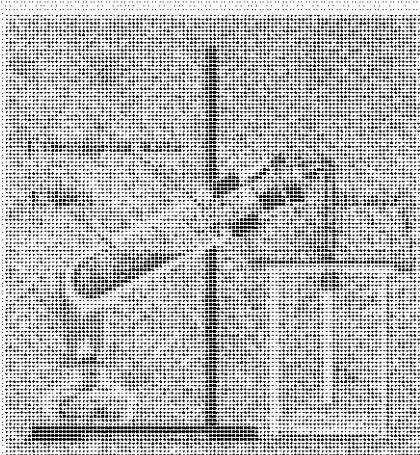
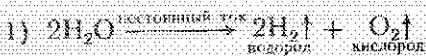


Рис. 19. Получение кислорода методом вытеснения воздуха.

### § 2. Получение кислорода

**Получение кислорода в лаборатории.** В лаборатории кислород можно получить из некоторых сложных веществ, которые способны разлагаться:



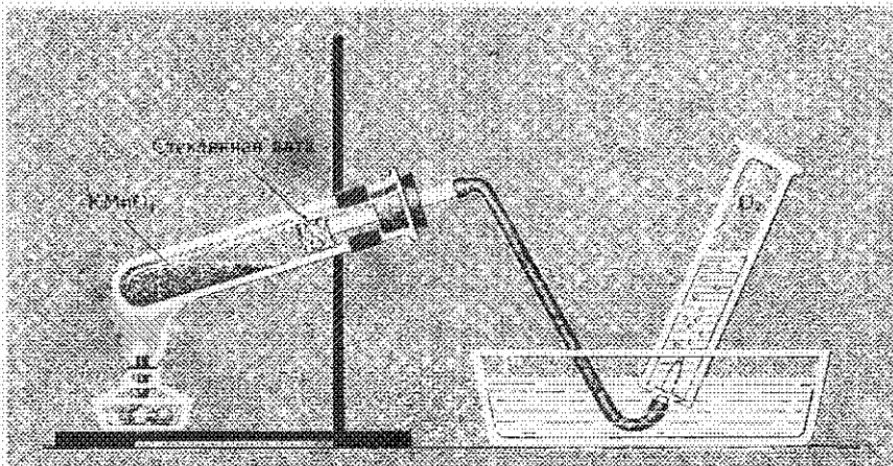
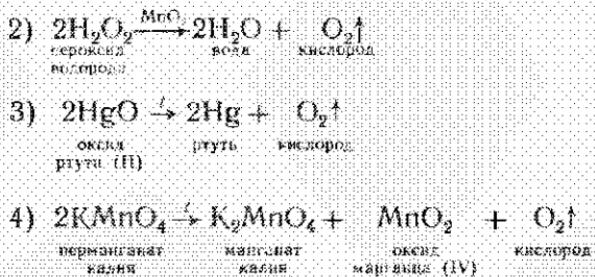


Рис. 20. Получение кислорода методом вытеснения воды.



Кислород, который в этик реакциях выделяется, можно собрать методом вытеснения воздуха (рис. 19) или над водой (рис. 20).

Химические реакции ускоряются в присутствии некоторых веществ. Например, оксид марганца (IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода  $H_2O_2$ . Если в пробирку (рис. 21) поместить немного этого вещества и прилить пероксид водорода  $H_2O_2$ , то даже без нагревания начинается бурная реакция с выделением кислорода. После фильтрования смеси можно убедиться, что на фильтре остает-

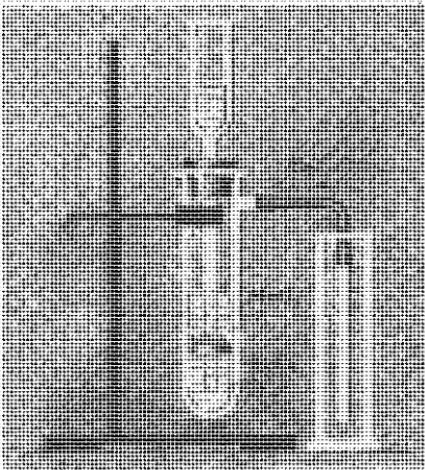


Рис. 21. Ускорение реакции разложения пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV).

ся столько же оксида марганца (IV), сколько его было взято. Оставшийся после реакции оксид марганца (IV) можно использовать вновь. Следовательно, оксид марганца (IV) ускоряет реакцию разложения пероксида водорода, но сам при этом не расходуется.

*Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называются катализаторами.*

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

**Получение кислорода в промышленности.** В промышленности кислород получают из воздуха, который представляет собой смесь различных газов; основные компоненты в нем — азот и кислород. Для получения кислорода воздух охлаждают ниже  $-140^{\circ}\text{C}$  и под давлением сжижают. Так как температура кипения жидкого азота ( $-196^{\circ}\text{C}$ ) ниже температуры кипения жидкого кислорода ( $-183^{\circ}\text{C}$ ), то азот испаряется, а жидкий кислород остается. Газообразный кислород хранят в стальных баллонах под давлением 1—1,5 МПа.

Ответьте на вопросы 3 и 4 (с. 43).

### § 3. Свойства кислорода

**Физические свойства.** Кислород — бесцветный газ, без вкуса и запаха, мало растворим в воде (в 100 объемах воды при  $20^{\circ}\text{C}$  растворяется 3,1 объема кислорода). Кислород немного тяжелее воздуха (1 л кислорода при нормальных условиях<sup>1</sup> ве-

Рис. 22. Сжигание фосфора под колоколом.

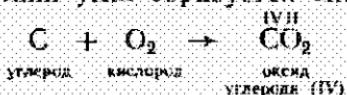
<sup>1</sup> Нормальные условия (сокращенно: н. у.) — температура  $0^{\circ}\text{C}$  и давление 760 мм рт. ст., или 1 атм = 0,1 МПа.

сит 1,43 г, а 1 л воздуха — 1,29 г). При нормальном давлении и температуре  $-183^{\circ}\text{C}$  кислород сжижается, а при снижении температуры до  $-218,8^{\circ}\text{C}$  затвердевает.

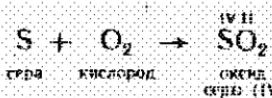
**Химические свойства.** Кислород энергично реагирует со многими веществами, при этом выделяются теплота и свет. Такие реакции называют *реакциями горения*.

Выяснить сущность реакций горения веществ в кислороде можно опытным путем. Например, сжигают под колоколом фосфор (рис. 22). При его горении в колоколе поднимается вода, так как расходуется кислород воздуха.

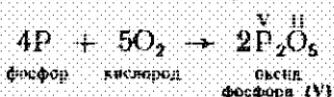
Если опустить в сосуд с кислородом тлеющий уголь, то он раскаляется добела и сгорает. Чтобы определить, какое образовалось вещество, в сосуд наливают известковую воду. Она мутнеет, так как при горении угля образуется оксид углерода (IV):



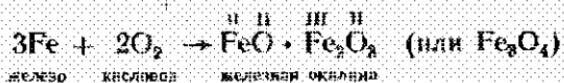
Сера горит в кислороде ярким синим пламенем с образованием газа с резким запахом — оксида серы (IV):



Фосфор Р сгорает в кислороде ярким пламенем:



В кислороде горят и такие вещества, которые обычно считаются негорючими, например железо. Если к тонкой стальной проволоке прикрепить спичку, зажечь ее и опустить в сосуд с кислородом, то от спички загорится и железо. Горение железа происходит с треском и разбрасыванием ярких искр — расплавленных капель железной окалины  $Fe_3O_4$ . В этом соединении два атома железа трехвалентны и один — двухвалентен. Поэтому реакцию горения железа в кислороде можно выразить следующим уравнением:



**Окисление. Оксиды.** В химии вместо выражения «вещество горит» чаще всего употребляют слова «вещество окисляется». Как мы в дальнейшем убедимся, понятие «окисление» является более общим, чем понятие «горение». Сущность процесса окисления рассмотрена на странице 132.

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

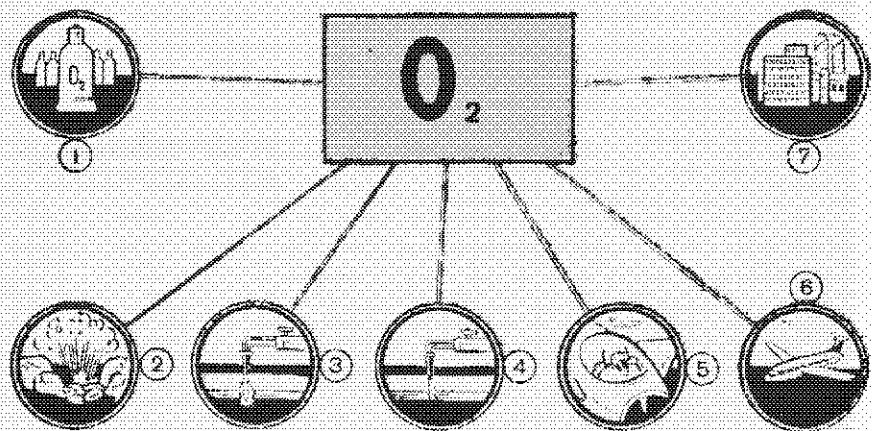


Рис. 23. Применение кислорода.

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

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

Почти все химические элементы образуют оксиды. Исключением являются лишь некоторые инертные элементы (с. 44). Известны химические элементы, которые непосредственно с кислородом не соединяются. К ним относятся серебро Ag, золото Au и др. Оксиды этих элементов получают косвенным путем.

Чтобы составить химические формулы оксидов и написать уравнения реакций окисления можно пользоваться приемами, которые приведены на страницах 27 и 32.

Ответьте на вопросы 5—8 (с. 43). Решите задачи 1 и 2 (с. 44).

#### § 4. Применение кислорода.

##### Проблема его сохранения в природе

Применение кислорода основано на его химических свойствах (рис. 23). В больших количествах кислород используют для ускорения химических реакций в разных отраслях химической промышленности и в металлургии. Например, при выплавке чугуна для повышения производительности доменных печей в них подают воздух, обогащенный кислородом.

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

Жидкий кислород применяют в ракетных двигателях.

В медицине кислород служит для облегчения затрудненного дыхания. В этом случае кислородом заполняют специальные резиновые подушки. Кислородные маски необходимы в высотных полетах, в космосе и при работе под водой или под землей.

В промышленности кислород расходуется в громадных

количествах. Много его расходуется при сжигании топлива. Например, современный пассажирский самолет при полете в течение 9 ч расходует 50—75 т кислорода. Такое количество кислорода в указанное время выделяет 25 000—50 000 га леса в результате процесса фотосинтеза, который вам известен из курса биологии. Так в природе происходит непрерывный круговорот кислорода.

В целях сохранения кислорода в воздухе в Советском Союзе возле городов и крупных промышленных центров устраиваются зоны зелени из саженей. Специальная служба систематически контролирует содержание кислорода в воздухе, а при необходимости применяют ся эффективные меры по устранению загрязнения воздуха.

Выполните упражнения 9 и 10.

1. Назовите химический элемент, наиболее распространенный в земной коре. Где, в каком количестве и в каком виде встречается этот элемент?
2. Какое значение имеет кислород в жизни растений и животных? В живых организмах при окислении глюкозы  $C_6H_{12}O_6$  выделяется необходимая для их жизнедеятельности энергия. Напишите уравнение этой реакции, если известно, что в конечном итоге образуются оксид углерода (IV)  $CO_2$  и вода  $H_2O$ .
3. Как получают кислород в лаборатории и в промышленности? Напишите уравнения соответствующих реакций. Чем отличаются эти способы друг от друга?
4. Что такое катализаторы и каково их значение в химии?
5. Охарактеризуйте физические и химические свойства кислорода. Составьте уравнения соответствующих реакций, в которых под формулами всех веществ напишите их названия и проставьте валентности элементов в соединениях.
6. Что называется окислением, какие вещества относят к оксидам? Напишите уравнения химических реакций, в результате которых образуются оксиды следующих элементов: а) кремния; б) цинка; в) бария; г) водорода; д) алюминия.
7. При разложении минерала малахита  $Cu_2CO_3(OH)_2$  образуются три оксида. Напишите уравнение этой реакции.
8. Составьте уравнения реакций, протекающих: а) при горении фосфора;
- 6) при окислении сахараозы  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .
9. Пользуясь рисунком 23, перечислите области применения кислорода.
10. Составьте квадрант ответа, характеризующего кислород по следующему плану:
  - Общая характеристика.
  - Наличие в природе.
  - Получение:
    - а) в лаборатории;
    - б) в промышленности.
  - Физические свойства.
  - Химические свойства.
  - Применение. Генетическая связь.

Рис. 24. Ацетиленово-кислородная горелка.

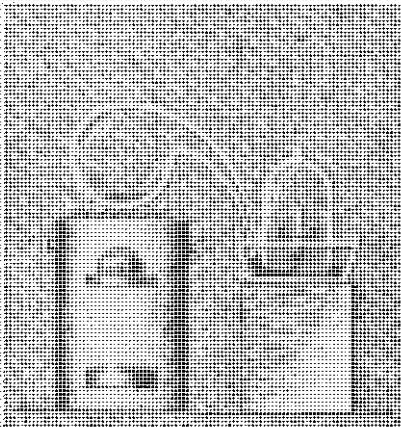


Рис. 25. Опыт Лавуазье по определению состава воздуха

поэтому ему удалось открыть закон сохранения массы (с. 30).

В 1774 г. французский ученый А. Лавуазье доказал, что воздух — это смесь двух в основном газов — азота и кислорода. Он нагревал металлическую ртуть в воздухе под колоколом (рис. 25) в течение 12 суток. В результате уровень ртути в колоколе поднялся примерно на  $\frac{1}{5}$ . На поверхности ртути образовался порошок оранжевого цвета. Оставшийся под колоколом газ был непригоден для дыхания. Этим опытом было доказано, что в воздухе содержится примерно  $\frac{4}{5}$  азота и  $\frac{1}{5}$  кислорода (по объему).

Качественный состав воздуха можно доказать более простым опытом. Сжигают фосфор не в кислороде, а в воздухе (с. 41). При этом вода в колоколе поднимается примерно на  $\frac{1}{5}$ , так как при горении фосфора расходуется только кислород, а азот в реакцию не вступает (рис. 22).

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

В воздухе больших городов, где много заводов, содержание оксида углерода (IV) может быть значительно выше. В промышленных районах в воздух попадают и другие газы, например оксид серы (IV), оксиды азота и пыль. В нашей стране, согласно Конституции СССР, проводятся мероприятия по борьбе с загрязнением воздуха. Так, например, в дымоходах ставят фильтры — поглотители вредных газов, в городах культиви-

1. Вычислите содержание элементов в массовых долях и в процентах:  
а) в оксиде серы (IV); б) в перманганате калия  $KMnO_4$ .

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

## § 5. Воздух и его состав

**Состав воздуха.** Вопрос о составе воздуха в науке был решен не сразу. В средние века учение о газах было запрещено и преследовалось церковью. Из-за непонимания роли воздуха в химических процессах возникла флогистонная теория. Первые правильные представления о воздухе дал русский ученый М. В. Ломоносов. Именно

Таблица 4. Состав воздуха

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

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

Ответьте на вопросы 1—4 (с. 49).

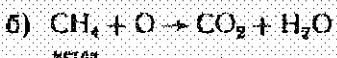
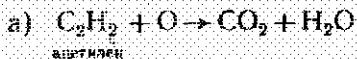
**Горение веществ в воздухе.** Горение веществ в воздухе происходит медленнее, чем в кислороде, так как последнего в воздухе содержится  $\frac{1}{5}$  часть по объему.

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

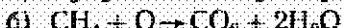
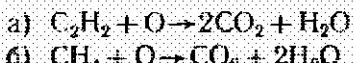
При горении парафиновой свечи в химической стакане на стеклах появляются капельки воды. А если в стакан налить известковую воду, то она мутнеет, что доказывает наличие оксида углерода (IV). Образование воды и оксида углерода (IV) при горении свечи можно объяснить так. Парафин — это смесь сложных веществ,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

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

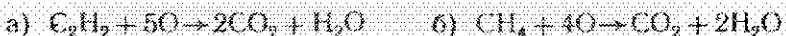
1. Записывают формулы реагирующих и образующихся веществ; кислород обозначают в виде атомов:



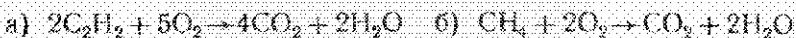
2. Уравнивают число атомов, входящих в состав сгоревшего сложного вещества и продуктов реакции:



3. При помощи коэффициентов уравнивают число атомов кислорода:



4. Кислород пишут в молекулярном виде; если число атомов кислорода нечеткое, то остальные коэффициенты удваивают:



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

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

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

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

Явление медленного окисления избывает довольно часто. Например, в процессе гниения (окисления) извояза выделяется теплота, которая может использоваться в парниках.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—10 (с. 49).

### § 6. Топливо и способы его сжигания

**Виды топлива.** На практике используются три вида топлива: *твердое, жидкое и газообразное*.

К твердому топливу относятся антрацит, каменный уголь, бурый уголь, горючие сланцы, торф и дрова.

Качество топлива определяется его *теплотворной способностью*, т. е. количеством теплоты (в килоджоулях), которое выделяется при сгорании 1 кг топлива. Теплотворная способность топлива тем выше, чем оно богаче углеродом.

Ископаемые угли используются не только в виде топлива. Примерно  $\frac{1}{4}$  добывших углей подвергают пиролизу (II, с. 196)<sup>1</sup>, в результате получают кокс и различные вещества, которые используются для производства пластмасс, красителей, меди-каментов и других продуктов. Добыча и использование природного топлива, в том числе ископаемых углей, в нашей стране непрерывно растет (табл. 5).

К жидкому топливу относятся продукты переработки нефти: бензин, керосин, мазут. Теплотворная способность нефти и ее продуктов исключительно велика. Рост добычи этого топлива в нашей стране показан в таблице 5.

<sup>1</sup> Римская цифра указывает на I или II часть учебника.

По добыче углей и нефти наша страна занимает одно из первых мест в мире. Важнейшие месторождения каменных углей и нефти показаны на карте (см. второй форзац).

К газообразному топливу относится природный газ, главной составной частью которого является метан. В последнее время масштабы применения этого вида топлива все увеличиваются (табл. 5).

Таблица 5

Вид топлива	Рост добычи природного газа по годам			
	1965	1970	1975	1985 (показ.)
Ископаемый уголь (в млн. т)	578	624	701	770—800
Нефть (в млн. т)	243	363	491	620—645
Газ (в млрд. м <sup>3</sup> )	129,2	200	289	600—640

**Сжигание топлива.** В промышленности твердое топливо сжигают в печах непрерывного действия. Принцип непрерывности (с. 167) осуществляется при помощи подвижной колосниковой решетки (рис. 26), на которую непрерывно подается твердое топливо. Скорость реакций, в которых участвуют твердые вещества, зависит от их поверхности (с. 167—168), а последняя — от степени измельчения. Однако степень измельчения ограничивается оптимальными размерами частиц.

При подаче воздуха в топку необходимо также соблюдать определенные условия. Если воздух недостаточно, то сгорание будет неполное: образуется оксид углерода (II) и остаются несгоревшие мелкие частицы угля в виде сажи (черный дым). В результате выделяется гораздо меньше теплоты по сравнению с теоретически возможным. Если же воздух подается в избытке, то значительная часть выделенной теплоты напрасно затрачивается на его обогревание.

В целях более рационального сжигания сооружаются печи, в которых твердое топливо можно сжечь в пылеобразном состоянии (рис. 27). Подобным образом сжигают и жидкое топливо (рис. 28).

С каждым годом все больше в качестве топлива используют

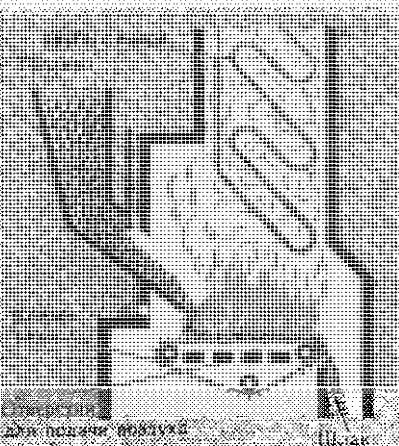


Рис. 26. Сжигание твердого топлива.

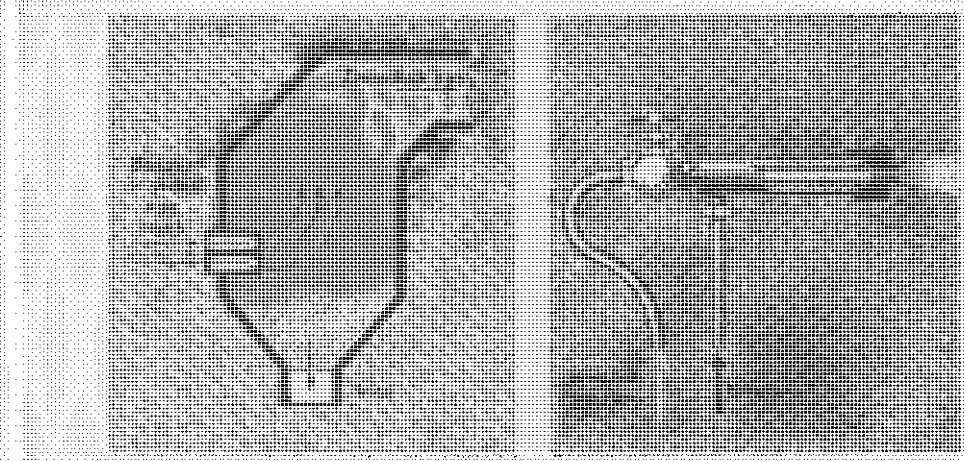


Рис. 27. Сжигание твердого топлива в газообразном состоянии.

Рис. 28. Сжигание жидкого топлива.

ся горючие газы. Для сжигания газообразное топливо и воздух подают в топку по металлической трубке (сопло). При выходе из сопла газовую смесь поджигают (рис. 29). Для сжигания газообразного топлива служат также особые керамические печи, в которых горючий газ и нужное количество воздуха подаются в мельчайшие каналы, где происходит горение.

Газообразное топливо имеет ряд преимуществ перед твердым топливом: а) экономически более выгодна добыча и транспортировка; б) упрощается устройство топок и облегчается труд человека при подаче топлива в печь; в) упрощается управление процессом горения и облегчается соблюдение гигиены труда; г) достигается более полное и рациональное сжигание топлива; д) почти полностью устраняется засорение окружающей среды.

**Значение топлива в народном хозяйстве.** Всем известны слова В. И. Ленина: «Коммунизм — это Советская власть плюс электрификация всей страны». Из этих слов понятно, какое большое значение придавал В. И. Ленин энергетической вооруженности нашей страны. Этому способствует строительство гидротепловых электростанций, причем некоторые из них являются самыми мощными в мире.

Все же 85% всей энергии мы

Рис. 29. Сжигание газообразного топлива.

получаем за счет сжигания топлива. На всех видах современного транспорта главным источником энергии являются различные нефтепродукты (бензин, соляровые масла, керосин, мазут). Большое значение имеют и такие химические источники энергии, как магний, литий, бор, алюминий и гидриды этих элементов. При их сжигании выделяется много теплоты, которая используется очень широко, например в ракетных двигателях и т. д.

Колоссальные запасы энергии таит в себе атом. В нашей стране уже построены электростанции, на которых источником энергии являются атомы радиоактивных элементов.

Ответьте на вопросы 11 и 12.

1. Какой состав воздуха по объему и по массе? Подумайте, почему в воздухе кислорода по массе больше, чем по объему, а у азота — обратная зависимость.
2. Какими опытами можно определить состав воздуха по объему?
3. Как опытным путем А. Лекуэзье доказал состав воздуха?
4. Какие вы знаете благородные газы? Перечислите области их применения.
5. Чем отличается горение веществ в кислороде от их горения в воздухе?
6. Какова сущность горения простых и сложных веществ? Поясните примерами.
7. Пользуясь указаниями, которые даны на страницах 32 и 45, составьте уравнения реакций горения следующих веществ: а) бария; б) алюминия; в) лития; г) фосфора; д) водорода; е) бензола  $C_6H_6$ ; ж) этана  $C_2H_6$ ; з) ацетиленса  $C_2H_2$ .
8. Каковы условия возникновения и прекращения горения? Какие средства тушения пожара нужно использовать в следующих случаях: а) загорелась одежда на теле человека; б) воспламенился бензин; в) возник пожар на складе лесоматериалов; г) загорелась нефть на поверхности воды?
9. Что такое медленное окисление и какое оно имеет значение для жизненных процессов?
10. Приведите примеры отрицательной и положительной роли медленного окисления.
11. Чем вызвано появление черного дыма из заводских труб и как это можно устранить?
12. Охарактеризуйте известные вам виды топлива и поясните условия их сжигания.

### Практическая работа 2

*Получение и свойства кислорода.* 1. *Получение и собирание кислорода.*

а) Соберите прибор, как показано на рисунке 19 (с. 38), и проверьте его на герметичность. В пробирку насыпьте примерно на  $\frac{1}{2}$  ее объема перманганата калия, недалеко от ее отверстия положите рыхлый комочек ваты (желательно стеклянной) и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите пробирку в дланях штатива так, чтобы конец газоотводной трубы доходил до дна стакана или цилиндра, в который будете собирать кислород.

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

Полностью заполнения стакана (цилиндра) кислородом проверяйте тлеющей лучникой. Как только сосуд наполняется кислородом, закройте его картоном или стеклянной пластинкой.

б) Соберите прибор, как показано на рисунке 20 (с. 39), и проверьте его на герметичность. В сосуд с водой опрокиньте пробирку с водой (или цилиндр). Затем пробирку (цилиндр) с водой наденьте на конец газоотводной трубы и нагревайте пробирку с перманганатом калия.

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

2. *Горение в кислороде: угля и серы.* а) Положите в железную ложечку

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

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

## Глава III ВОДОРОД, ВОДА, РАСТВОРЫ

### § 1. Водород, его общая характеристика и нахождение в природе

**Общая характеристика водорода:**

Химический знак — H

Относительная атомная масса — 1,008

Химическая формула — H<sub>2</sub>

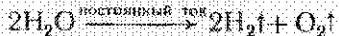
Относительная молекулярная масса — 2,016

В соединениях водород одновалентен

**Нахождение в природе.** Водород — самый распространенный химический элемент во вселенной. Он является главной составной частью солнечной атмосферы, а также многих звезд. В земной коре массовая доля водорода составляет всего лишь 0,01, или 1%. Однако его соединения, как например вода H<sub>2</sub>O, распространены широко. В состав природного горючего газа входит в основном соединение водорода с углеродом — метан CH<sub>4</sub>. Водород содержится также во многих органических веществах.

### § 2. Получение водорода

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



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

В лабораторных условиях водород проще получить *при взаимодействии некоторых металлов и кислот*. Обычно используют цинк и растворы соляной HCl или серной H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> кислоты. Для собирания водорода над водой, который выделяется в этих реакциях, можно использовать прибор, изображенный на рисунке 30. Для получения водорода пользуются также аппаратом Киппа (рис. 31). Так как водород легче воздуха, его собирают в приборе, как показано на рисунке 32. Реакции можно отразить при помощи следующих уравнений:

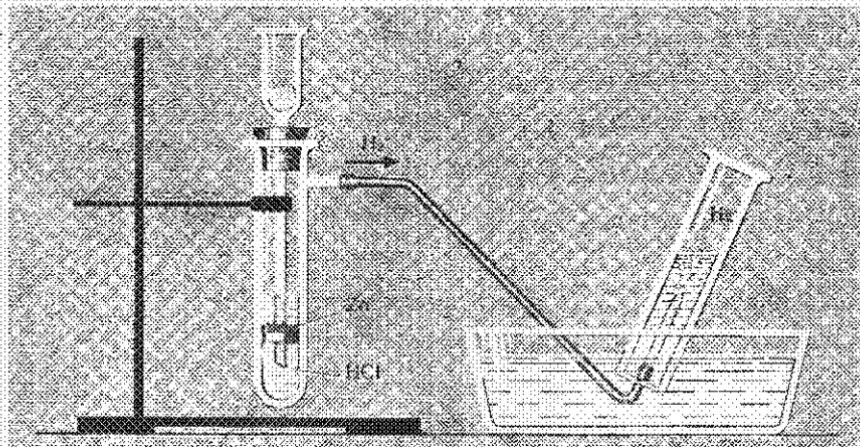


Рис. 30. Собирание водорода методом вытеснения воды.



цинк    соляная    хлорид    водород  
кислота    цинка



цинк    серная    сульфат    водород  
кислота    цинка

Водород выделяется также при взаимодействии активных металлов (например, Na, Ca) с водой (рис. 33). Эти реакции протекают бурно, иногда со взрывом. Поэтому для опыта следует брать небольшой кусочек металла, а пробирку прикрыть воронкой. Опытным путем установлено, что из молекулы воды вытесняется только один атом водорода и образуется одновалентная группа  $\text{OH}$  — гидроксогруппа<sup>1</sup>, которая соединяется с атомами металлов. Число гидроксогрупп зависит от валентности металлов. Образующиеся соединения называются основаниями. Химические

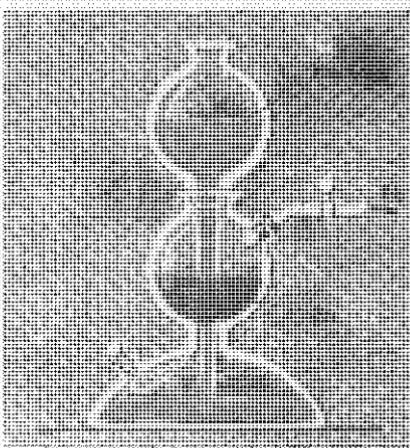


Рис. 31. Аппарат Киппа.

<sup>1</sup> Употребляется также термин «гидроксильная группа».

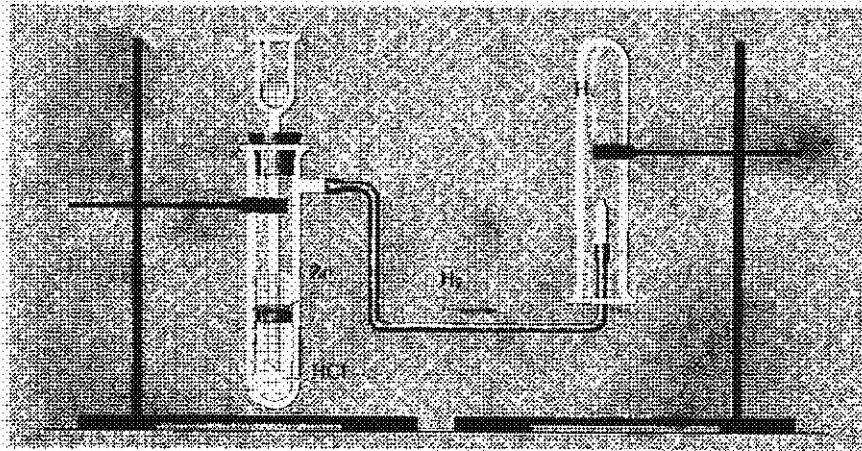
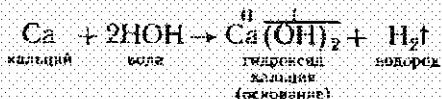
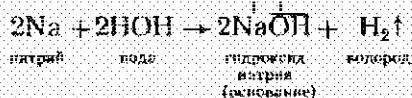


Рис. 32. Собирание водорода методом вытеснения воздуха.

реакции, протекающие между активными металлами и водой, можно выразить следующими уравнениями:



**Получение водорода в промышленности.** В технике водород получают либо из природного газа (главная составная часть которого метан  $\text{CH}_4$ ), либо из воды (с. 14 и 50).

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



Ответьте на вопросы 1—5 (с. 54—55).

### § 3. Свойства водорода

**Физические свойства.** Водород — бесцветный, самый легкий газ. Он в 14,5 раза легче

Рис. 33. Взаимодействие натрия с водой.

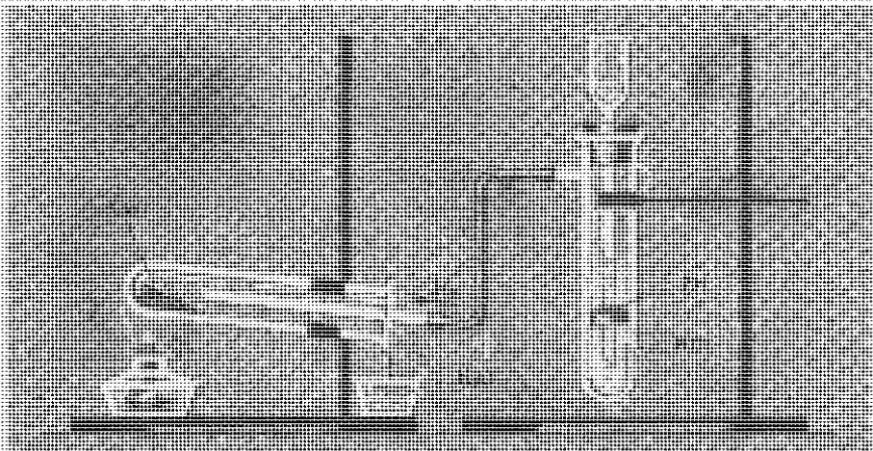
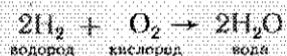


Рис. 34. Восстановление меди водородом из оксида меди (II).

воздуха (1 л весит 0,09 г), поэтому мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх. Растворимость водорода в воде очень мала, а температура сжижения чрезвычайно низкая ( $-252,8^{\circ}\text{C}$ ).

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



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

2. Характерным химическим свойством водорода является его способность *реагировать с оксидами некоторых металлов*. Так, например, если при нагревании пропускать над оксидом меди (II) струю водорода (рис. 34), то происходит реакция, в результате которой образуются вода и металлическая медь:

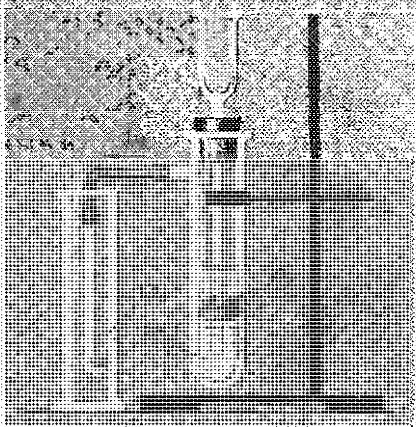
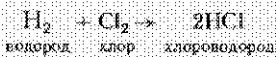


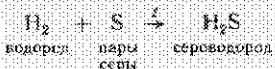
Рис. 35. Горение водорода в атмосфере хлора.

диться, если выходящий из газоотводной трубки водород поджечь и погрузить в цилиндр с хлором. Водород в атмосфере хлора продолжает гореть (рис. 35). Желто-зеленый цвет хлора постепенно обесцвечивается, так как образуется бесцветный газ — хлороводород:



Хлороводород хорошо растворяется в воде с образованием соляной кислоты  $\text{HCl}$ .

Если пропускать струю водорода в пробирку с кипящей серой, то ощущается запах тухлых яиц. Это запах газообразного сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$ :



При взаимодействии водорода с азотом образуется аммиак  $\text{H}_3\text{N}$ , имеющий большое практическое значение.

Водород реагирует также с активными металлами с образованием неустойчивых соединений — гидридов:  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ .

Применение водорода основано на его легкости и на способности гореть с выделением большого количества теплоты. Водород используется также как восстановитель ценных металлов и для синтеза некоторых веществ (схема 8<sup>1</sup>).

Ответьте на вопросы 6–11.

- Дайте общую характеристику элемента водорода. Составьте известные вам формулы химических соединений, содержащих водород.
- Поясните, что означают записи:  $5\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $6\text{H}$  и  $3\text{H}_2$ .
- Какова распространенность и в каком виде водород встречается в природе? Вычислите, какое из веществ богаче водородом: вода  $\text{H}_2\text{O}$  или метан  $\text{CH}_4$ .
- Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить водород. Поясните, к какому типу относятся эти реакции.

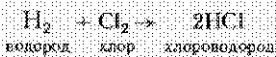
<sup>1</sup> Объяснение, почему стрелки обозначены разным цветом, дано на странице 4.



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

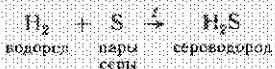
*Реакции, в результате которых от какого-либо соединения отнимается кислород, относятся к реакциям восстановления, а вещества, которые отнимают кислород, называются восстановителями. Процессы окисления и восстановления взаимно связаны (если один элемент окисляется, то другой восстанавливается, и наоборот).*

3. Водород соединяется также с другими неметаллами и некоторыми активными металлами. В этом можно убедиться, если выходящий из газоотводной трубы водород поджечь и погрузить в цилиндр с хлором. Водород в атмосфере хлора продолжает гореть (рис. 35). Желто-зеленый цвет хлора постепенно обесцвечивается, так как образуется бесцветный газ — хлороводород:



Хлороводород хорошо растворяется в воде с образованием соляной кислоты  $\text{HCl}$ .

Если пропускать струю водорода в пробирку с кипящей серой, то ощущается запах тухлых яиц. Это запах газообразного сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$ :



При взаимодействии водорода с азотом образуется аммиак  $\text{H}_3\text{N}$ , имеющий большое практическое значение.

Водород реагирует также с активными металлами с образованием неустойчивых соединений — гидридов:  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ .

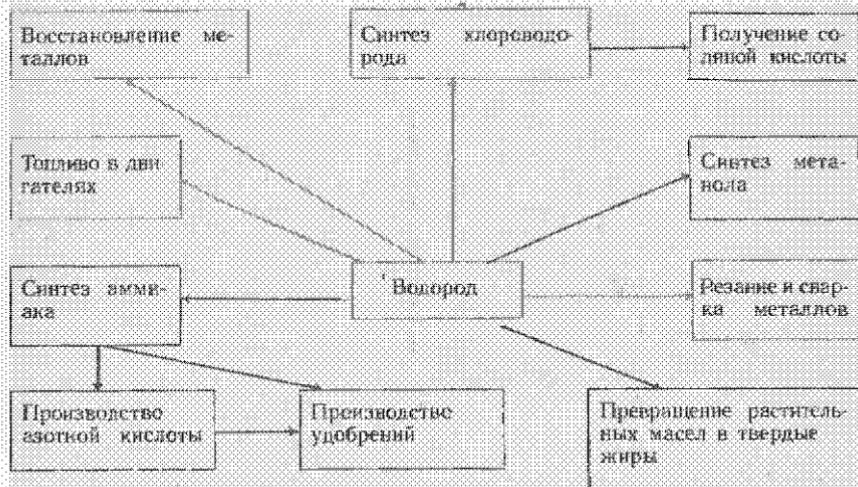
Применение водорода основано на его легкости и на способности гореть с выделением большого количества теплоты. Водород используется также как восстановитель ценных металлов и для синтеза некоторых веществ (схема 8<sup>1</sup>).

Ответьте на вопросы 6–11.

- Дайте общую характеристику элемента водорода. Составьте известные вам формулы химических соединений, содержащих водород.
- Поясните, что означают записи:  $5\text{H}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $6\text{H}$  и  $3\text{H}_2$ .
- Какова распространенность и в каком виде водород встречается в природе? Вычислите, какое из веществ богаче водородом: вода  $\text{H}_2\text{O}$  или метан  $\text{CH}_4$ .
- Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить водород. Поясните, к какому типу относятся эти реакции.

<sup>1</sup> Объяснение, почему стрелки обозначены разным цветом, дано на странице 4.

Схема 8



5. Водород можно получать при взаимодействии алюминия с растворами соляной и серной кислот. Составьте уравнения этих реакций.

6. Один цилиндр заполнен водородом, а другой — кислородом. Как определить, в каком цилиндре находится каждый из газов?

7. Как перелить из одного сосуда в другой: а) водород; б) кислород?

8. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства водорода.

9. Составьте уравнения реакций водорода со следующими оксидами: а) оксидом ртути (II); б) железной окисью  $Fe_3O_4$ ; в) оксидом вольфрама (VI).

10. Где применяется водород?

11. Составьте конспект ответа, характеризующего водород, придерживаясь плана, указанного на странице 43.

#### Лабораторные опыты

**Получение и свойства водорода.** Соберите прибор, как показано на рисунке 32 (с. 52), и проверьте его на герметичность. В пробирку положите 4–5 кусочков цинка и пролейте 3–4 мл раствора соляной кислоты. Цинк реагирует с кислотой, выделяются пузырьки газа. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Затем собирайте водород, держа пробирку открытым концом вниз. Заполненную водородом пробирку поднесите к пламени. Газ горит бесцветным пламенем.

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

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

**Взаимодействие водорода с оксидом меди (II).** Соберите прибор, как показано на рисунке 34 (с. 53), и проверьте его на герметичность. Положите в пробирку 8–10 кусочков цинка и пролейте 5–6 мл раствора соляной кислоты. Закройте пробирку с газоотводной трубкой и проверьте выделяющийся водород на чистоту. Конец газоотводной трубки поместите в пробирку с оксидом меди (II), как показано на рисунке 34. Пробирка с оксидом меди (II) должна быть закреплена в штативе наклонно, чтобы ее отверстие находилось ниже дна.

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

**Задания.** 1. Почему перед нагреванием оксида меди (II) в атмосфере водорода последний нужно проверить на чистоту? 2. Почему пробирку с оксидом меди (II) закрепляют в штативе с наклоном в сторону открытого конца? 3. Почему нагревание требовалось только до начала раскаливания оксида меди (II)? 4. Объясните, почему из черного порошка образовалось вещество красного цвета. 5. Напишите уравнение реакции оксида меди (II) с водородом. К какому типу относится эта реакция? 6. Какие свойства водорода подтверждил этот опыт?

**Взаимодействие воды с натрием и кальцием.** Возьмите небольшой кусочек натрия и опустите его в пробирку с водой. Натрий, плавая на поверхности воды, бурно реагирует с ней. На пробирку наденьте воронку, как показано на рисунке 33 (с. 52). Выделяющийся газ положите К раствору, образовавшемуся в результате реакции, добавьте несколько капель раствора фенолфталеина.

Такой же опыт проделайте с кальцием. Кусочек кальция спускают на дно пробирки, он реагирует с водой, но менее энергично, чем натрий.

Жидкость, которая образуется в результате реакции натрия и кальция с водой, мыльная из опузы, фенолфталеин в ней окрашивается в малиновый цвет.

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

## § 4. Вода. Состав воды

### Общая характеристика воды:

Химическая формула воды —  $H_2O$

Структурная формула<sup>1</sup> — H—O—H

Относительная молекулярная масса —  $M_r(H_2O) = 1 \cdot 2 + 16 = 18$

**Определение состава воды.** Мы уже ознакомились (с. 21), как на основании опытных данных выводят химическую формулу сульфида железа (II). Теперь рассмотрим этот вопрос более подробно на примере воды.

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

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

Так как в молекуле воды не может быть меньше одного атома кислорода (16 а. е. м.), а массовое отношение водорода к кислороду равно 1 : 8, то в молекуле воды должно быть два атома водорода (2 а. е. м.). Следовательно, формула молекулы воды  $H_2O$ .

**Метод определения состава вещества путем их разложения на более простые составные части относится к анализу** (от греч. «анализис» — разложение).

В таких же массовых отношениях реагируют водород и кислород при образовании воды. Для проведения этой реакции ис-

<sup>1</sup> В структурной формуле (с. 70) каждая черточка означает единицу валентности.

пользуют эндометр (рис. 36). Это толстостенная трубка с делениями, закрытая резиновой пробкой, в которую вставлены медные проволочки. Трубку заполняют кипяченой водой и опускают открытым концом в сосуд с водой, как показано на рисунке 36. В эндометр вводят два объема кислорода и два объема водорода (1). Свободные концы проволочек соединяют проводами с индукционной катушкой, а последнюю — с источником электрического тока. Между сближенными концами проволочек образуется искра — и происходит взрыв. Вода в трубке эндометра поднимается на три деления (2). В оставшемся объеме газа глеющая лучинка всыхивает — это кислород.

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

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

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

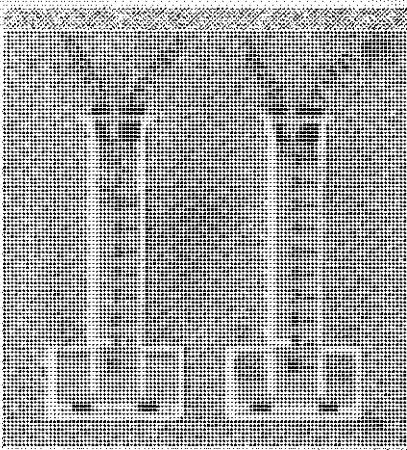


Рис. 36. Эндометр.

### § 5. Вода в природе и способы ее очистки

Вода — распространенное вещество в природе. Ею заполнены океаны, моря, озера и реки; пары воды входят в состав воздуха. Вода содержится в организмах животных и растений. Так, например, у млекопитающих массовая доля воды составляет примерно 0,7, или 70%, а в огурцах и арбузах ее около 0,9, или 90%.

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

Питьевая вода не должна содержать нерастворенных примесей и болезнетворных микроорганизмов, которые обычно бывают в открытых водоемах. Если воду для питья берут из озер и рек, то ей дают отстояться в специальных бассейнах (рис. 37) и фильтруют через слой песка. Очищенную от нерастворимых веществ воду обрабатывают хлором, а иногда озоном или ультрафиолетовыми лучами, которые также убивают микроорганизмы.

Дистиллированная вода не должна содержать и растворенные

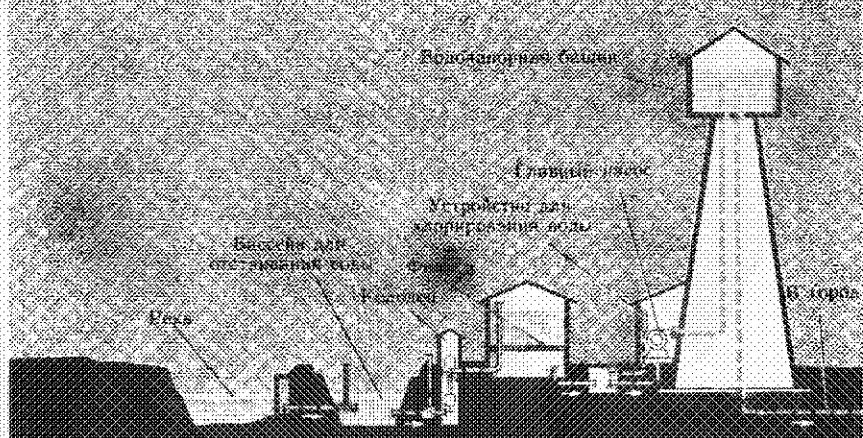


Рис. 37. Схема водоочистительной станции.

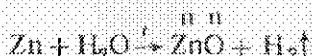
вещества. Чтобы очистить от них воду, применяют перегонку, или дистилляцию (с. 10). Для получения больших количеств дистиллированной воды, которая используется в аптеках, химических лабораториях, в охладительных системах автомашин, пользуются перегонным кубом.

Ответьте на вопросы 1—6 (с. 61).

### § 6. Свойства воды и ее применение

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

**Химические свойства.** При изучении способов получения водорода мы ознакомились с некоторыми свойствами воды. Она вступает в реакции замещения с активными металлами (с. 52) и некоторыми неметаллами, например с углеродом (с. 60). При повышенной температуре вода взаимодействует почти со всеми металлами. При этом из молекул воды вытесняется водород и образуются оксиды соответствующих металлов:



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

Вода вступает в реакции соединения со многими сложными

веществами. В этом можно убедиться, проделав следующие опыты.

**Опыт 1.** В фарфоровую чашку помещают немного свежепрокаленного оксида кальция  $\text{CaO}$  (ожженная известняк) и обливают его водой (рис. 38). При этом выделяется большое количество теплоты, так как происходит химическая реакция. В результате образуется рыхлый порошок, при растворении которого в воде получается мыльный на ощупь раствор.

Уравнение взаимодействия оксида кальция с водой можно записать так:

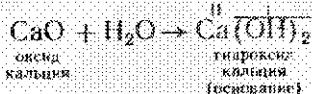
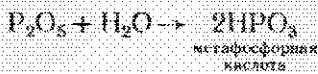


Рис. 38. Взаимодействие оксида кальция с водой.

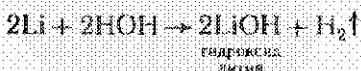
**Опыт 2.** Наливают в стакан немного воды и сжигают над ней в металлической ложечке красный фосфор. Образовавшийся в виде белого дыма оксид фосфора (V)  $\text{P}_2\text{O}_5$  постепенно растворяется в воде и реагирует с ней. Это подтверждает следующий опыт: к воде и к полученному раствору добавляют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

Вещества, под действием которых фиолетовый лакмус приобретает красный цвет, являются кислотами. (Далее мы подробно рассмотрим их свойства.) В данном случае образовалась метафосфорная кислота:

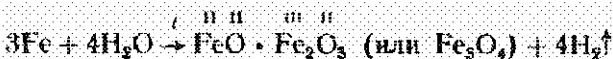
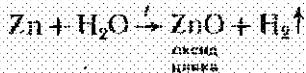


При изучении дальнейшего курса химии мы убедимся, что вода может реагировать также с кислотами, основаниями, солями и со многими органическими веществами. Примеры важнейших химических свойств воды:

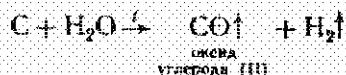
1. *Вода реагирует с активными металлами*, образуются растворимые гидроксиды (щелочи) и водород:



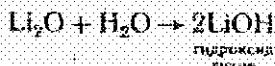
2. *Вода реагирует с менее активными металлами при нагревании*, продукты реакций — оксиды металлов и водород:



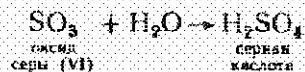
3. Вода реагирует с некоторыми неметаллами (получающиеся продукты реакции очень разнообразны):



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

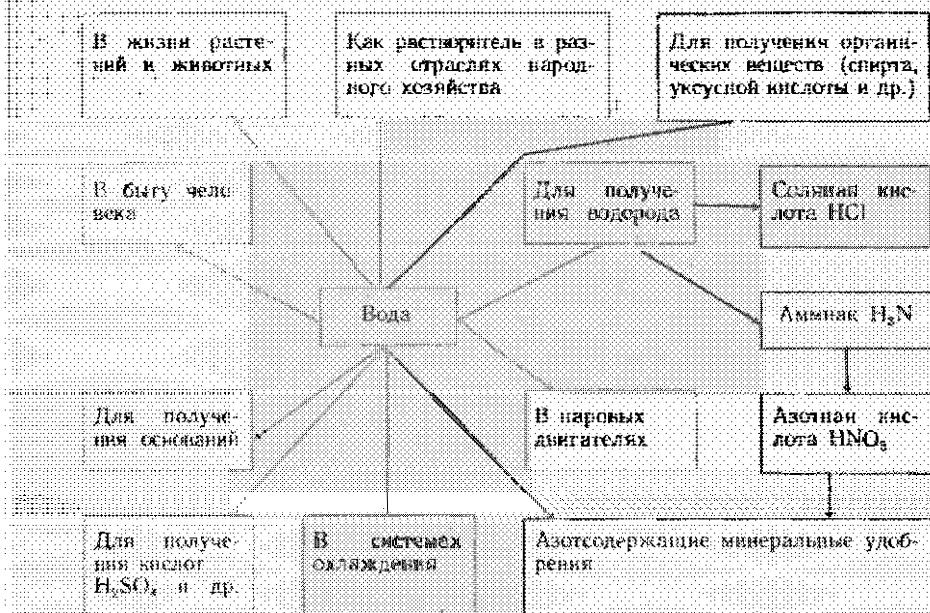


5. Вода реагирует почти со всеми оксидами неметаллов с образованием кислот:



**Применение воды.** Роль воды в промышленности, в сельском хозяйстве и в быту очень велика и многообразна. Вода является важным сырьем для химической промышленности, например

Схема 9



для получения водорода (с. 50); способность воды реагировать с некоторыми оксидами используется для получения оснований и кислот; вода — широко применяемый растворитель. Области использования воды показаны на схеме 9.

Бурное развитие всех отраслей народного хозяйства и процесс урбанизации<sup>1</sup> нередко приводят к загрязнению водоемов. В Советском Союзе принят Закон об охране и рациональном использовании всех природных ресурсов, в том числе и водных бассейнов.

Наше государство выделяет большие средства для строительства водоочистительных сооружений. Так, например, Москва-река, которая протекает через нашу столицу, стала одной из самых чистых рек в Европе. Чистым и прозрачным удалось сохранить бассейн Черного моря возле города Батуми — крупного центра нефтяной промышленности.

Ответьте на вопросы 6—9.

1. Поясните, как при помощи анализа и синтеза можно доказать качественный и количественный состав воды и вывести ее химическую формулу.
2. В эвидометре взорвали смесь, состоящую из 1 мл водорода и 6 мл кислорода. Какой газ и какой объем остался после взрыва?
3. Как очищается питьевая вода?
4. Как получают дистиллированную воду и где она применяется?
5. Какую из природных вод вместо дистиллированной можно использовать в охладительных системах автомашин?
6. Для воды характерны реакции разложения, соединения и замещения. Составьте уравнения этих реакций и под формулами веществ напишите их названия.
7. При взаимодействии воды с другими веществами могут образоваться: а) кислоты; б) щелочи; в) щелочи и водород. Приведите по два примера уравнений реакций на каждый случай. Под формулами веществ напишите их названия.
8. Для каких целей используется вода в сельском хозяйстве и в промышленности? При ответе воспользуйтесь своим производственным опытом.
9. Составьте конспект ответа, характеризующего воду, придерживаясь плана, указанного на странице 43 (исключая вопрос о получении).

## § 7. Растворы

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

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

<sup>1</sup> Урбанизация — процесс концентрации промышленности и населения в больших городах.

Таблица 6. Взвеси и растворы

Номер взвеси или раствора	Примечание	Взвешиваемый материал	Способность задержки зерен фильтрации	Параметр измерения (с. см.)
1. Взвеси	a) суспензии	Смесь глины с водой	Мутная. Частицы глины неоочищенные	Задерживаются обычными фильтрами, например фильтровальной бумагой
		Смесь расщепленного масла или бензина с водой	Мутная. Отдельные частицы окаменевших пылевых частиц	Более 10 <sup>-5</sup>
2. Растворы	а) коллоидные	Раствор яичного белка в воде	Прозрачный. Отделенные частицы обнаруживаются только при помощи ультразвукового излучения	10 <sup>-5</sup> —10 <sup>-7</sup>
		Раствор сахара в воде	Прозрачный. Отделенные частицы нельзя обнаружить даже при помощи ультразвукового излучения	Меньше 10 <sup>-7</sup>

Известны также системы, которые называются *коллоидными растворами* (табл. 6). По размерам частиц они занимают промежуточное положение между взвесями и растворами.

Отличие растворов от суспензий, эмульсий и коллоидов показано в таблице 6.

Ответьте на вопросы 1 и 2 (с. 67).

### § 8. Растворимость веществ в воде

Из практики известно, что не все вещества одинаково хорошо растворяются в воде, поэтому пользуются понятием «растворимость».

Из жизненного опыта вам известно, что растворимость веществ не безгранична.

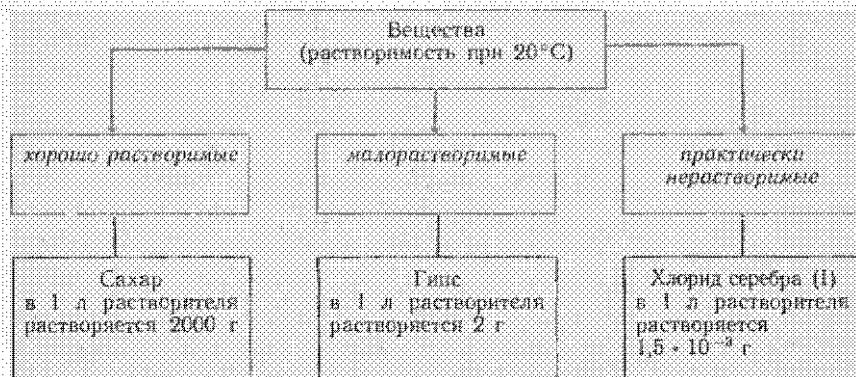
*Раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется, называется насыщенным, а раствор, в котором еще может растворяться добавочное количество данного вещества, — ненасыщенным.*

Количественно понятие «растворимость» определяется так: растворимость, или коэффициент растворимости, — это отношение массы вещества, образующего насыщенный раствор при данной температуре, к объему растворителя<sup>1</sup>.

Растворимость веществ весьма различна. У некоторых она ничтожно мала. Такие вещества считают практически нерастворимыми. Так, например, в 1000 мл воды растворяется лишь  $1,5 \cdot 10^{-3}$  г хлорида серебра (I)  $\text{AgCl}$ , т. е. его растворимость составляет 0,0015 г/л.

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

Схема 10



**Зависимость растворимости твердых веществ от температуры.** Рассмотрим, как влияет повышение температуры на растворимость твердых веществ. Если приготовить насыщенный при обыч-

<sup>1</sup> Растворимость иногда выражают в массовых долях (в процентах).

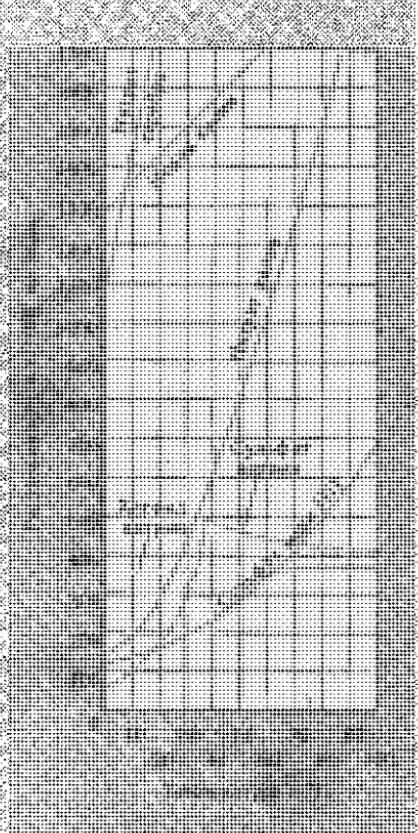


Рис. 39. Кривые растворимости некоторых солей.

ных растворов растворимость большинства твердых веществ уменьшается и они выделяются в виде кристаллов различной формы (рис. 40). Такой процесс называется кристаллизацией. Кристаллизация происходит и при упаривании растворов.

Так как растворимость твердых веществ в зависимости от температуры (рис. 39) изменяется по-разному, то процесс кристаллизации используют на практике для отделения одних веществ от других (с. 9).

Если насыщенный раствор, например сульфата натрия, осторожно слить в другую колбу и закрыть ее отверстие ватой, то кристаллы при охлаждении не выпадают. Образуется перенасыщенный раствор. Кристаллизация начинается при внесении небольшого кристаллика той же соли (рис. 41).

**Растворимость жидкостей и газов.** Растворимость в воде жидкостей и газов, как и твердых веществ, различна. Например, хорошо растворяются в воде спирт и глицерин (бензин же и растительные масла образуют эмульсии, с. 62).

новенной температуре раствор сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , а затем раствор нагревать, то можно убедиться, что при повышении температуры это вещество растворяется все больше и больше. Увеличение растворимости с повышением температуры характерно для большинства твердых веществ. Но у гипса и извести, например, растворимость с повышением температуры в определенных пределах даже несколько снижается.

Зависимость изменения растворимости от температуры можно выразить графически (рис. 39). Если из любой точки на кривой растворимости провести прямые линии к вертикальной и горизонтальной осям, то в точках их пересечения будут указаны температура и соответствующая ей растворимость данного вещества. Так, например, по графику растворимости находим, что растворимость нитрата калия при  $50^{\circ}\text{C}$  830 г, а растворимость этого вещества при  $70^{\circ}\text{C}$  1300 г.

При охлаждении насыщен-

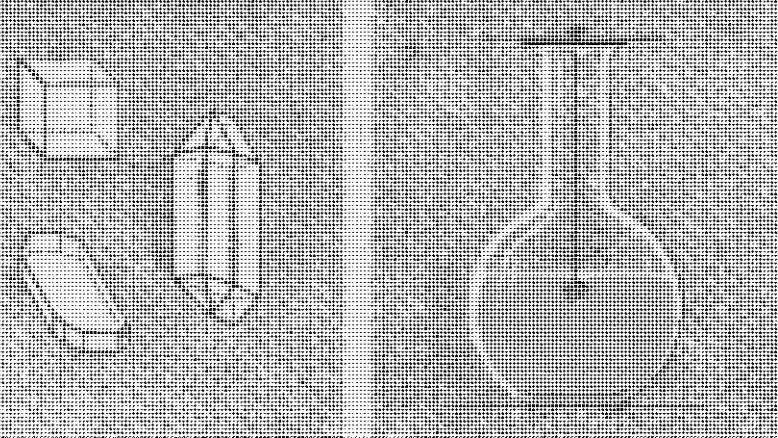


Рис. 40. Формы кристаллов

Рис. 41. Кристаллизация из перенасыщенного раствора.

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

*Расторимость газов возрастает при понижении температуры и при повышении давления.*

Ответьте на вопросы 3—7 (с. 67).

### § 9. Определение массовой доли растворенного вещества

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

Не следует смешивать понятия «насыщенный» и «концентрированный» раствор, «ненасыщенный» и «разбавленный» раствор. Например, насыщенный раствор хлорида серебра ( $\text{I}$ ) ( $1,5 \times 10^{-3}$  г/л) является весьма разбавленным, а ненасыщенный раствор сахара (100 г/л) — концентрированным.

Концентрацию растворов часто выражают в массовых долях.

*Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворенного вещества.*

Массовую долю выражают обычно в долях единицы или в процентах (0,2, или 20%). Если массовая доля растворенного вещества, например хлорида натрия, в воде равна 0,02, или 2%, то это означает, что в данном растворе массой 100 г хлорида натрия содержится 2 г, а воды — 98 г.

На практике очень часто требуется приготовить раствор вещества с заданной массовой долей. Допустим, что надо приготовить 280 г раствора хлорида натрия, массовая доля которого составляет 0,05, или 5%.

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

100 г раствора содержат 5 г соли

280 г      »      »      x г    \*

$$100 : 280 = 5 : x$$

$$x = \frac{280 \cdot 5}{100} \text{ г} = 14 \text{ г}$$

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

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

Следует различать два понятия: а) «растворимость вещества» и б) «массовая доля растворенного вещества». Так, например, растворимость (коэффициент растворимости) нитрата калия при 70°C составляет 1300 г/л. Концентрация такого раствора — 0,5652 массовых долей, или 56,52%. Ее вычисляют так:

$$1000 \text{ г} + 1300 \text{ г} = 2300 \text{ г (общая масса насыщенного раствора)}$$

2300 г раствора содержат 1300 г соли

100 г      »      »      x г    \*

$$100 : 2300 = x : 1300$$

$$x = \frac{100 \cdot 1300}{2300} \text{ г} = 56,52 \text{ г}$$

(или 56,52%, что составляет 0,5652 мас. д.)

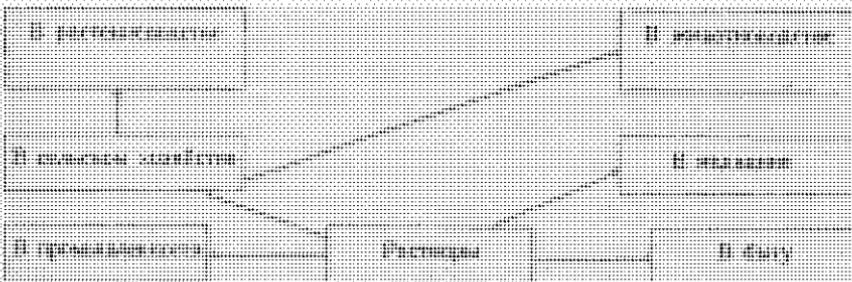
■ Зависимость между концентрацией раствора и плотностью раствора. Нам уже известно, что плотность чистой воды при 4°C равна единице. При растворении в воде веществ плотность раствора либо уменьшается, либо увеличивается. В случае растворения в воде спирта с увеличением его концентрации плотность раствора уменьшается вплоть до 0,79 г/см<sup>3</sup>, т. е. до плотности безводного (этилового) спирта. Наоборот, с увеличением концентрации раствора серной кислоты плотность возрастает до 1,85 г/см<sup>3</sup>, т. е. до плотности безводной серной кислоты. Зависимость между плотностью и концентрацией серной кислоты дана в таблице (см. приложение, II, с. 273).

Для определения плотности растворов используются ареометрами (рис. 42).

Рис. 42. Определение плотности раствора при помощи ареометра.

**Применение и значение растворов. Области применения растворов показаны на схеме 11.**

**Схема 11**



Наиболее распространенным растворителем является вода. Кроме воды, в качестве растворителей используют и другие жидкости. Так, например, жиры растворяют не в воде, а в бензине, в тетрахлориде углерода  $CCl_4$  и в других органических растворителях. На этом свойстве основано удаление жировых пятен на тканях, извлечение масел из семян и т. д. Для растворения различных лаков и красок применяется спирт и ацетон.

Ответьте на вопросы 8—10. Решите задачи 1—4<sup>1</sup>.

1. Что такое растворы и чем они отличаются от суспензий и эмульсий? Ответ подтвердите примерами.
2. По каким признакам растворы отличаются от смесей?
3. Что такое растворимость? Какая существует зависимость между изменением температуры и растворимостью твердых и газообразных веществ?
4. Как получить данные для изображения кривой растворимости, например нитрата калия?
5. Что такое перенасыщенные растворы? Как готовят перенасыщенные растворы?
6. Пользуясь графиком растворимости (рис. 39), поясните, в каких случаях раствор соли будет ненасыщенным, насыщенным и перенасыщенным: а) при  $20^{\circ}C$  в 100 мл воды может содержаться 15 г, 25 г и 10 г сульфата натрия; б) при  $60^{\circ}C$  в 100 мл воды может содержаться 50 г, 25 г и 44 г сульфата натрия.
7. Что такое кристаллизация и какое практическое значение она имеет? Пользуясь графиком растворимости, объясните, как можно разделить смесь, состоящую из кристаллогидрата сульфата меди (II)  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  и нитрата калия  $KNO_3$ .
8. Как можно приготовить раствор с заданной массовой долей растворенного вещества? Поясните примерами.
9. Чем отличаются понятия «насыщенный» и «концентрированный раствор»?
10. Какое значение имеют растворы в сельском хозяйстве, промышленности, медицине и быту?
11. В 500 г раствора, насыщенного при  $20^{\circ}C$ , содержится 120 г нитрата калия. Вычислите растворимость этой соли в массовых долях и в процентах.

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

2. В 513 г дистиллированной воды растворили 27 г соды. Вычислите содержание растворенного вещества в получившем растворе в массовых долях и в процентах.

3. При выпаривании 25 г раствора получили 0,25 г соли. Определите массовую долю растворенного вещества и выразите ее в процентах.

4. К 200 г раствора, содержащего 0,3 массовых долей растворенного вещества, добавили 100 г воды. Вычислите содержание растворенного вещества в получившем растворе в массовых долях и в процентах.

Примеры решения задач, связанные с нахождением массовых долей растворенных веществ, даны на страницах 176—187.

### Практическая работа 3

**Приготовление раствора соли с заданной массовой долей.** 1. Получите от учителя задание, вычислите, сколько соли и воды потребуется для приготовления указанного раствора с заданной массовой долей.

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

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

## Глава IV

ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ  
СОЕДИНЕНИЙ

Повторите из I главы § 11 «Валентность химических элементов», § 12 «Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление химических формул по валентности», § 15 «Химические уравнения», § 16 «Типы химических реакций». Из § 3 (II главы) повторите материал об оксидах, а из § 5 — указания о составлении уравнений реакций горения сложных веществ. Из III главы повторите § 2 «Получение водорода», § 3 «Свойства водорода» и § 9 «Определение массовой доли растворенного вещества».

Мы уже ознакомились с четырьмя классами неорганических соединений: *оксидами, основаниями, кислотами и солями*. Определение оксидов было сформулировано в разделе «Окисление. Оксиды» (с. 41). При рассмотрении химических свойств воды мы убедились, что оксиды могут быть основными и кислотными (с. 59–60). В теме «Водород. Вода. Растворы» были даны некоторые сведения о кислотах, основаниях и солях (см. также схему 12).

Схема 12



Теперь ознакомимся с этими классами соединений более подробно.

### § 1. Основания

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

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

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

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

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

Схема 13

Схема 13	
растворимые (щелочи)	неравторимые
натрий, калий, магний, щелочь первого ряда из металлов	кальций, гидроксиды земельных металлов
аммоний, гидроксиды	

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

Валентности элементов и связи между атомами в молекулах можно показать при помощи черточек<sup>1</sup>:

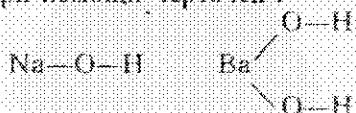


Таблица 7. Химические формулы некоторых оснований

Название и символ элемента	Валентность элемента в соединениях	Химическая формула	Графическое изображение формулы	Название
Натрий $\text{Na}$	I	$\text{NaOH}$	$\text{Na} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$	Гидроксид натрия
Железо $\text{Fe}$	II	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{Fe} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$	Гидроксид железа(II)
Железо $\text{Fe}$	III	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Fe} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$ $\text{Fe} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$ $\text{Fe} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$	Гидроксид железа(III)
Медь $\text{Cu}$	II	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$\text{Cu} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$	Гидроксид меди(II)
Алюминий $\text{Al}$	III	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\text{Al} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$ $\text{Al} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$ $\text{Al} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$	Гидроксид алюминия

<sup>1</sup> Изображение химических формул при помощи черточек для веществ с молекулярным строением (например, для воды, с. 56) называется *структурной формулой*. Для веществ с немолекулярным строением (например, для оснований) указанное изображение называют *графическими формулами*.

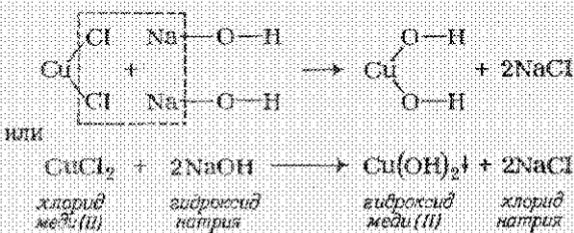
Название оснований (табл. 7) составляют из слова «гидроксид» и названия металла, входящего в состав основания. Если металл имеет переменную валентность, то последняя указывается римскими цифрами в скобках, например:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  — гидроксид меди (II),  $\text{CuOH}$  — гидроксид меди (I),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — гидроксид железа (III),  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — гидроксид железа (II).

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



Шелочи гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  и гидроксид калия  $\text{KOH}$  в технике получают электролизом водных растворов хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и хлорида калия  $\text{KCl}$  (II, с. 99).

Металлы, атомы которых входят в состав нерастворимых оснований, и их оксиды с водой при обычных условиях не реагируют. Поэтому возникает вопрос: как получить нерастворимое основание? Вам уже известно, что, кроме оксидов и оснований, атомы металлов входят также в состав солей, например в состав хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  и сульфата меди (II)  $\text{CuSO}_4$ . Нельзя ли в этих солях кислотные остатки  $\text{Cl}^-$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  заменить гидроксо-группами  $\text{OH}^-$ ? С этой целью к раствору хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  добавляют раствор гидроксида натрия  $\text{NaOH}$ . Тотчас же выпадает голубой осадок гидроксида меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . Уравнение происходящей реакции можно изобразить так:



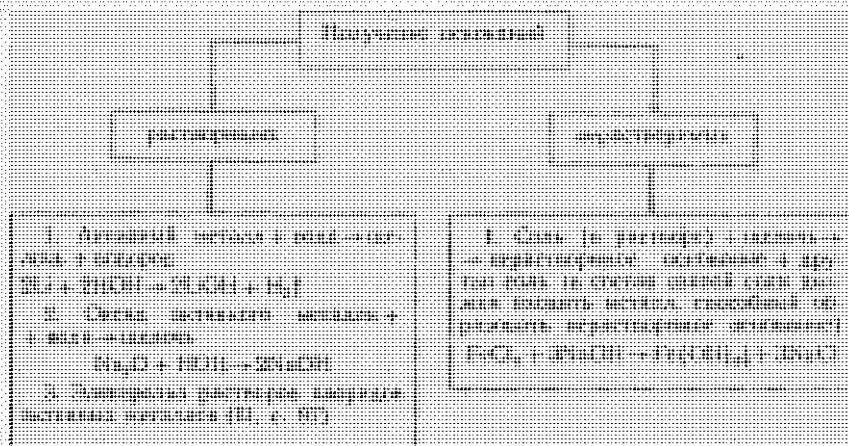
Как видно из уравнения, это новый тип химических реакций.

Такие реакции называются реакциями обмена, которые в дальнейшем будут рассмотрены подробнее.

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

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 75). Решите задачу 1 (с. 75).

**Физические свойства оснований.** Большинство оснований — твердые вещества с различной растворимостью в воде. Гидроксид



меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  голубого цвета, гидроксид железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  бурого, большинство других белого цвета.

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

Растворы щелочей и кислот по-разному изменяют цвет некоторых веществ — лакмуса, фенолфталеина и метилового оранжевого, называемых *индикаторами* (табл. 8).

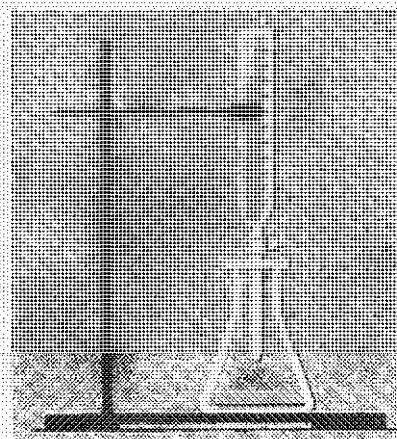


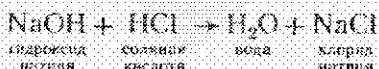
Рис. 43. Бюrette.

Если известен цвет индикаторов в кислой и щелочной средах, то можно проследить, как изменяется среда при взаимодействии различных веществ. Это позволяет судить о ходе данной реакции. Например, в стакан с раствором гидроксида натрия помещают фиолетовую лакмусовую бумажку. Она синеет. Затем из бюретки (градуированная трубка, рис. 43) малыми порциями приливают раствор соляной кислоты, пока лакмусовая бумажка не примет фиолетовую окраску. Следовательно, раствор становится нейтральным, т. е. в нем нет ни щелочи, ни кислоты. После

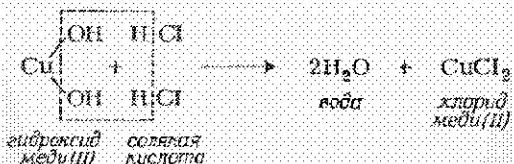
Таблица 8. Изменение цвета различных индикаторов под воздействием растворов кислот и оснований

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

выпаривания полученного раствора остается твердое вещество — хлорид натрия  $\text{NaCl}$ :

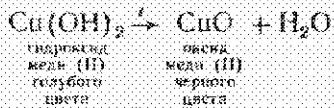


Если к голубому осадку гидроксида меди (II) прилитть соляную кислоту  $\text{HCl}$ , то осадок растворяется; после выпаривания раствора выделяется твердый хлорид меди (II):

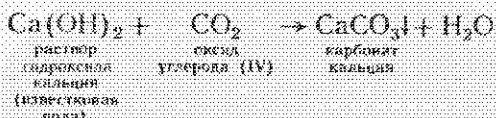


*Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации.*

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



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



Общие и отличительные свойства щелочей и нерастворимых оснований показаны в таблице 9.

Таблица 9

Свойства основания	
растворимых (щелочей)	неравторимых
1. Реагируют с кислотами: $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1. Реагируют с кислотами: $2\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
2. При нагревании не разлагаются <sup>1</sup>	2. При нагревании разлагаются: $2\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
3. Разъедают многие органические вещества	3. На большинство органических веществ не действуют
4. Реагируют с растворами солей (если в их состав входит металл, способный образовать нерастворимое основание): $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{KOH} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$	4. Реакции с растворами солей нехарактерны
5. Реагируют с кислотными оксидами: $2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	5. Реакции с кислотными оксидами нехарактерны
6. Действуют на индикаторы (табл. 8)	6. На индикаторы не действуют
7. Реагируют с жирами с образованием мыла	7. С жирами не реагируют

<sup>1</sup> Известны некоторые растворимые основания, например гидроксид таллия (II), которые при нагревании разлагаются.



Рис. 44. Несущее гравийное покрытие

**▲ Применение оснований.** Основания находят широкое применение в промышленности и быту. Например, большое значение имеет гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , или гашеная известь (рис. 44). Это белый рыхлый порошок. При смешивании его с водой образуется так называемое известковое молоко. Так как гидроксид кальция немного растворяется в воде, то после отфильтровывания известкового молока получается прозрачный раствор — известковая вода, которая мутит при пропускании через нее оксида углерода (IV). Гашеную известь применяют для приготовления бордосской смеси — средства борьбы с болезнями и вредителями растений. Известковое молоко широко используют в химической промышленности, например при производстве сахара, соды и других веществ.

Гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  применяют для очистки вофти, производства мыла, в текстильной промышленности. Гидроксид калия  $\text{KOH}$  и гидроксид лития  $\text{LiOH}$  используют в аккумуляторах.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 4—9. Решите задачу 2.  
1. Заполните таблицу, записав в ней по 2—3 формулы веществ, относящихся к каждому классу следующий.

Простые вещества		Сложные вещества			
металлы	неметаллы	окислы	основания	кислоты	соли

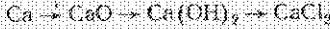
2. Какие вещества называют основаниями и как их классифицируют? Напишите формулы соответствующих оснований и назовите их.

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

4. Пользуясь таблицей 9 (пункты 1, 4 и 5), составьте по 3 уравнения соответствующих реакций, в которых участвуют щелочи.

5. Какие из веществ, формулы которых приведены, реагируют с раствором гидроксида натрия:  $\text{CaO}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{HCl}$ ? Напишите уравнения практически осуществимых реакций.

6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



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

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

9. Составьте конспект ответа, характеризующего гидроксиды  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , придерживаясь плана, указанного на странице 43.

● 1. Расположите соединений, формулы которых даны ниже, в порядке возрастания содержания в них железа: а)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; б)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ; в)  $\text{FeSO}_4$ ; г)  $\text{FeO}$ ; е)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

2. В 1000 г воды при  $20^\circ\text{C}$  растворяется: а) 1,56 г гидроксида кальция; б) 38 г гидроксида бария. Определите массовые доли веществ в этих растворах и выразите их в процентах.

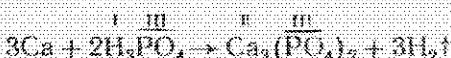
## § 2. Кислоты

В предыдущих разделах мы уже встречались с соляной  $\text{HCl}$ , серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а также с метафосфорной  $\text{HPO}_3$  кислотами. Кислот очень много. Однако все они имеют общий признак: их молекулы состоят из атомов водорода (способных замещаться на металл) и кислотных остатков. Так, например, в молекуле

серной кислоты  $H_2SO_4$ , атомы водорода легко замещаются на атомы цинка, которые соединяются с двухвалентным кислотным остатком  $\text{SO}_4^{2-}$ ; при этом образуется соль  $ZnSO_4$ :



В молекуле ортофосфорной кислоты  $H_3PO_4$  атомы водорода замещаются на атомы кальция и соединяются с трехвалентным кислотным остатком  $\text{PO}_4^{3-}$ :



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

*Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться или обмениваться на атомы металлов, и кислотных остатков<sup>1</sup>.*

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

Схема 15

Кислоты	
одноосновные	двоихосновные
$HCl$ , $H_2S$ , $H_2Se$ , $H_2Te$	$H_2SiO_3$ (гидроксилиды)
	$H_2Si(OH)_2$ (гидроксилаты)

**Химические формулы, структурные формулы<sup>2</sup> и названия кислот.** Химические формулы и названия важнейших кислот даны в таблице 10.

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

При составлении структурных формул кислородсодержащих кислот нужно помнить, что водород с центральным атомом свя-

<sup>1</sup> Более полное определение кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации дано на странице 9, II.

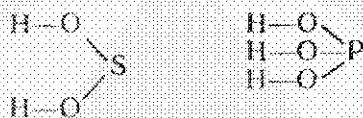
<sup>2</sup> Так как большинство кислот имеет молекулярного строения, то следует употреблять понятие «структурная формула».

Таблица 10. Формулы некоторых кислот и кислотных остатков

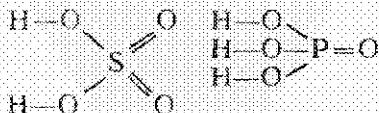
Название кислот	Формулы кислот	Кислотные остатки
Соляная кислота	HCl	—Cl
Азотная кислота	HNO <sub>3</sub>	—NO <sub>3</sub>
Азотистая кислота	HNO <sub>2</sub>	—NO <sub>2</sub>
Серная кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	—SO <sub>4</sub>
Угольная кислота	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	—CO <sub>3</sub>
Кремниевая кислота	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	—SiO <sub>3</sub>
Ортофосфорная кислота	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	—PO <sub>4</sub>

зан посредством атомов кислорода. Если, например, требуется составить структурные формулы серной и ортофосфорной кислот, то поступают так:

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



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



Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1 и 2 (с. 80). Решите задачи 1 и 2 (с. 80).

Общие способы получения кислот показаны на схеме 16.

Схема 16

Способы получения минеральных кислот		
Использование кислотных остатков	Использование кислотных остатков + элементарные процессы минералогии	Взаимодействие кислот с оксидами
$\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaSO}_4$	$\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$	$\text{Fe}_{2}\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{OH})_3\text{SO}_4$	(в растворении в кислотах)	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

С первыми двумя способами мы уже встречались (с. 59 и 54). Теперь ознакомимся с третьим способом получения кислот.

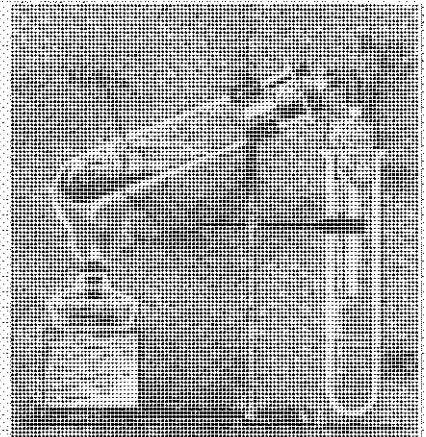
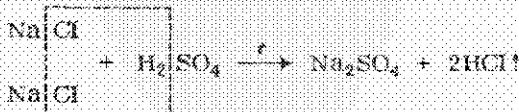


Рис. 45. Получение хлороводорода.

концом и вынимают пробку. Вода заполняет почти всю пробирку, так как хлороводород хорошо растворяется в воде. В образовавшийся раствор добавляют фиолетовый лакмус, который краснеет. Следовательно, при растворении хлороводорода в воде образуется соляная кислота. Реакция отражается следующим уравнением:



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

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

Реакция нейтрализации (с. 73) — частный случай реакции обмена.

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

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

2) если одно из образующихся веществ нерастворимо и выпадает в осадок. С этим случаем мы ознакомились при получении нерастворимых оснований (с. 71);

3) если в результате реакции образуется вода. Характерным примером является реакция нейтрализации (с. 73).

В пробирку (рис. 45) помещают немного сухого хлорида натрия, приливают к нему концентрированную серную кислоту, закрывают пробирку пробкой с газопроводной трубкой. Конец трубы спускают в другую пробирку. Затем смесь хлорида натрия с концентрированной серной кислотой осторожно нагревают. При этом выделяется бесцветный газ, который на воздухе дымит. Это хлороводород HCl, который образуется в при горении водорода в хлоре (с. 54).

Когда пробирка заполнится газом, ее закрывают пробкой, погружают в воду закрытым

Учитывая летучесть, силу и растворимость кислот (нерасторимая кремниевая кислота  $H_2SiO_3$ ), их можно расположить в той последовательности, в которой они обычно вытесняют друг друга из солей. Этот ряд следующий<sup>1</sup>:



равенственны

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

Ответы на вопросы 3 и 4 (с. 80)

Физические свойства кислот. Многие кислоты, например серная, азотная, соляная — это бесцветные жидкости. Известны также твердые кислоты: ортофосфорная  $H_3PO_4$ , метаfosфорная  $HPO_3$ , борная  $H_3BO_3$ . Почти все кислоты растворимы в воде. Пример нерастворимой кислоты — кремниевая  $H_2SiO_3$ .

Растворы кислот имеют кислый вкус.

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

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



Чтобы знать, какие металлы вытесняют водород из кислот, можно руководствоваться рядом активности металлов, который опытным путем (1865) определен русский ученый Н. Н. Бекетов (1826—1911):

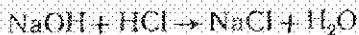


В этом ряду все металлы, стоящие до водорода, способны вытеснить его из кислот. Исключением является азотная кислота. При ее взаимодействии с металлами вместо водорода выделяются другие газы.

3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:



4. Кислоты вступают в реакции с основаниями:



5. Кислоты реагируют с солями:



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

<sup>2</sup> Современное объяснение и название этого ряда металлов дано на странице 89 (II).

Реакции протекают согласно ряду вытесняемости кислот.

### 6. При нагревании некоторые кислоты разлагаются:



Применение. Применение важнейших кислот будет рассмотрено в соответствующих разделах (соляной кислоты — с. 140, серной — с. 160, азотной — II, с. 35, ортофосфорной — II, с. 41).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 5—9. Решите задачу 3.

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

Кислоты				
хлородородоударение	Бескислородные	однососновые	двухосновные	трехосновные

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

3. Какими способами получают кислоты? Составьте уравнения реакций.

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

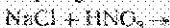
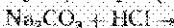
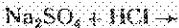
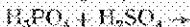
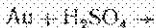
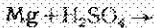
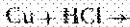
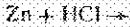
5. Начертите в тетради вложенной таблицу и в соответствующей графе запишите по три уравнения реакций, в которых участвуют и образуются кислоты.

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

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

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

8. Дайте схемы следующих реакций:



Напишите уравнения тех реакций, которые практически осуществимы.

9. Составьте краткий ответ о свойствах соляной, серной и ортофосфорной кислот, предерживаясь плана, указанного на странице 43.

1. Какая из кислот богаче фосфором — ортофосфорная  $\text{H}_3\text{PO}_4$  или метафосфорная  $\text{HPO}_3$ ?

2. Выберите химическую формулу соединения, в состав которого входит 3,95 мас. ч. элемента селена Se (относительная атомная масса Se 79) и 0,1 мас. ч. водорода.

3. Напишите уравнение реакции сульфида железа (II) с серной кислотой и вычислите массовые отношения между элементами в молекулах реагирующих и образующихся веществ.

### § 3. Оксиды

С составом оксидов мы уже ознакомились ранее (с. 41). Теперь остановимся на их классификации и химических свойствах.

**Классификация оксидов.** Нам уже известно, что некоторым оксидам соответствуют основания, а другим — кислоты (с. 59–60). В связи с этим оксиды классифицируют на основные и кислотные (схема 17).

Схема 17

Основные		Кислотные	
Ионные	Молекулярные	Ионные	Молекулярные
CaO	Ca <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Li <sub>2</sub> O	Li <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> O <sub>4</sub>
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SiO <sub>2</sub>	SiO <sub>3</sub>
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

*Оксиды, которым соответствуют основания, называются основными. Оксиды, которым соответствуют кислоты, называются кислотными.*

Неметаллы образуют только кислотные оксиды, металлы с валентностью меньше IV, как правило, основные оксиды, а с валентностью более IV — кислотные оксиды. Например, кроме Сг и марганца Mn образуют как основные, так и кислотные оксиды.

Химические и структурные или графические формулы оксидов. О составлении формул оксидов рассказано на странице 27. Так как многие основные оксиды имеют немолекулярное строение, то в этих случаях следует употреблять понятие «графическая формула». Большинство же кислотных оксидов имеют молекулярное строение, поэтому применительно к ним пользуются понятием «структурная формула». Структурные или графические формулы некоторых оксидов и формулы соответствующих им оснований и кислот даны в таблице 11.

**Название оксидов.** Название оксидов, в состав которых входят элементы с постоянной валентностью, даются без упоминания о валентности, например MgO — оксид магния. Если же они образованы элементами с переменной валентностью, то рядом с названием оксида ставится в скобках валентность, например SO<sub>2</sub> — оксид серы (IV), SO<sub>3</sub> — оксид серы (VI).

**Способы получения оксидов.** Оксиды образуются: 1) при горении простых и сложных веществ (с. 41 и 45); 2) при разложении сложных веществ; 3) нерастворимых оснований (с. 74); 4) кислот (с. 80); 5) солей (с. 90, схема 18).

Таблица II. Формулы и названия некоторых оксидов

Формулы оксидов		Название оксидов	Формулы соответствующих оснований или кислот
химические	структурные или графические		
<i>Основные оксиды</i>			
Na <sub>2</sub> O	Na—O	Оксид натрия	NaOH
K <sub>2</sub> O	K—O	Оксид калия	KOH
CaO	Ca—O	Оксид кальция	Ca(OH) <sub>2</sub> Нерастворимые основания
СuO	Cu—O	Оксид меди (II)	Cu(OH) <sub>2</sub>
CrO <sub>3</sub>	Cr=O	Оксид хрома (III)	Cr(OH) <sub>3</sub>
MnO <sub>2</sub>	Mn—O	Оксид марганца (IV)	Mn(OH) <sub>2</sub>
FeO	Fe=O	Оксид железа (II)	Fe(OH) <sub>2</sub> Кислоты
<i>Кислотные оксиды</i>			
SO <sub>2</sub>	S $\begin{smallmatrix} \nearrow \\ \searrow \end{smallmatrix}$ O	Оксид серы (IV)	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
SO <sub>3</sub>	S $\begin{smallmatrix} \nearrow \\ \swarrow \end{smallmatrix}$ O	Оксид серы (VI)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
CrO <sub>3</sub>	Cr $\begin{smallmatrix} \nearrow \\ \swarrow \end{smallmatrix}$ O	Оксид хрома (VI)	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	P $\begin{smallmatrix} \nearrow \\ \swarrow \end{smallmatrix}$ O	Оксид фосфора (V) <sup>1</sup>	HPO <sub>3</sub> и H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Mn $\begin{smallmatrix} \nearrow \\ \swarrow \end{smallmatrix}$ O	Оксид марганца (VII)	HMnO <sub>4</sub>

<sup>1</sup> Состав оксида фосфора (V) более сложный, о нем подробно говорится на странице 41, II.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—5 (с. 84). Решите задачу 1 (с. 84).

**Физические свойства оксидов.** Оксиды бывают твердые, жидкые и газообразные, различного цвета. Например, оксид меди (II) CuO черного цвета, оксид кальция CaO белого цвета. Оксид серы (VI) SO<sub>3</sub> — бесцветная летучая жидкость, а оксид углерода (IV) CO<sub>2</sub> — бесцветный газ.

**Химические свойства оксидов.** Кислотные и основные оксиды обладают разными свойствами (табл. 12).

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

Строение оксидов и способы их получения				
Горячие оксиды		Хладильные оксиды и способы их получения		
Процесс	Продукт	Процесс	Продукт	Процесс
$4Fe + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Fe_2O_3$	$2Al + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_3$	$2Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO$	$4Cu + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Cu_2O$	$Ca + O_2 \xrightarrow{\Delta} CaO$
$+ 2Fe_3O_4$	$+ 2Al_2O_3$	$+ 2MgO$	$+ 2CuO$	$+ CaO$
$+ 2H_2O$			$\rightarrow 2H_2O$	$+ H_2O$

широко применяются. Например, чугун и сталь получают из оксидов железа  $Fe_3O_4$  и  $Fe_2O_3$ . Оксид кальция  $CaO$  (основная составная часть щебенки, плавнолитой, известки) используется для получения гашеной известки  $Ca(OH)_2$ . Оксид кремния (IV)  $SiO_2$  используется в производстве строительных материалов. Некоторые из оксидов применяют для производства красок. Так, например, основная составная часть белой краски — цинковые белки — это оксид цинка (II)  $ZnO$ , зелёной краски — оксид хрома (III)  $Cr_2O_3$  и т. д.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6—7 (с. 84). Решите задачу 2 (с. 84).

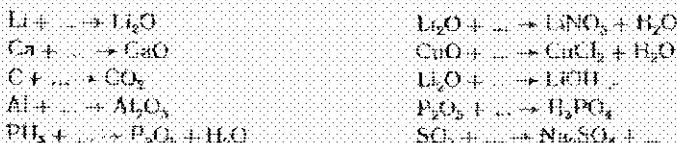
Таблица 32

Химические свойства оксидов	
основных	кислотных
<p>1. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, получаятся соль и вода:</p> $CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$ <p>2. Оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочи:</p> $Li_2O + H_2O \rightarrow 2LiOH$ <p>3. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой с образованием соли:</p> $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$	<p>1. Кислотные оксиды взаимодействуют с растворимыми основаниями, получаятся соль и вода:</p> $CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$ <p>2. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой с образованием кислот:</p> $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ <p>4. Менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:</p> $CaCO_3 + SiO_2 \xrightarrow{\Delta} CaSiO_3 + CO_2 \uparrow$

1. Что такое оксиды и как их классифицируют? Напротив в тетрадах таблицы и в соответствующих графах заполните перечисленные ниже формулы оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CrO}_4$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ .

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

2. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:

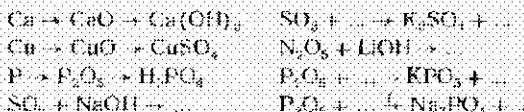


3. Пользуясь схемой 18, составьте уравнения прокисления осуществленных реакций, при помощи которых можно получить следующие оксиды:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaO}$ .

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

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

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



7. Переиздайте некоторые отрывки парадного химия, в которых применяются оксиды. Приведите примеры уравнений соответствующих реакций.

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

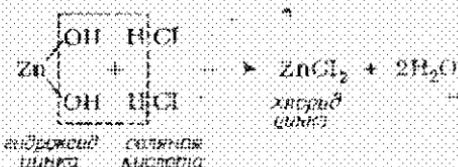
2. Напишите уравнение реакции оксида фосфора (V) с водой (при нагревании) и вычислите соотношение масс элементов в реагирующих веществах.

#### § 4. Амфотерные гидроксиды и оксиды

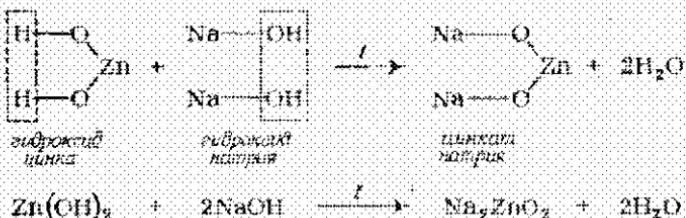
Изучая свойства различных веществ, мы выяснили, что металлы реагируют с неметаллами, кислоты — с основаниями, а основные оксиды — с кислотными оксидами. Кислоты же с кислотами и основаниями с основаниями в реакции не уступают. Все это в полной мере относится только к типичным элементам и их соединениям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

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

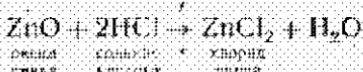
той, например с соляной, гидроксид цинка реагирует как основание:



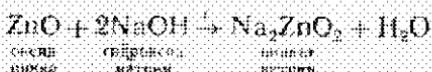
С сильным основанием, например с гидроксидом калия, гидроксид цинка реагирует как кислота:



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



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



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

Многие элементы образуют амфотерные оксиды ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$  и др.). Этим оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды ( $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Be(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Cr(OH)}_3$ ,  $\text{Pb(OH)}_2$  и др.).

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

1. Какие оксиды и гидроксиды называются амфотерными? Напишите уравнения реакций, в которых могут вступать оксид и гидроксид бериллия ( $\text{BeO}$ ) и  $\text{Be(OH)}_2$ , если известно, что эти соединения амфотерны.

2. Для сульфата цинка  $\text{ZnSO}_4$ . Как способом путем можно получить оксид цинка и доказать, что это соединение амфотерное? Напишите уравнения сплавляющихся реакций.

3. Напишите уравнения реакций, схема которых дана:



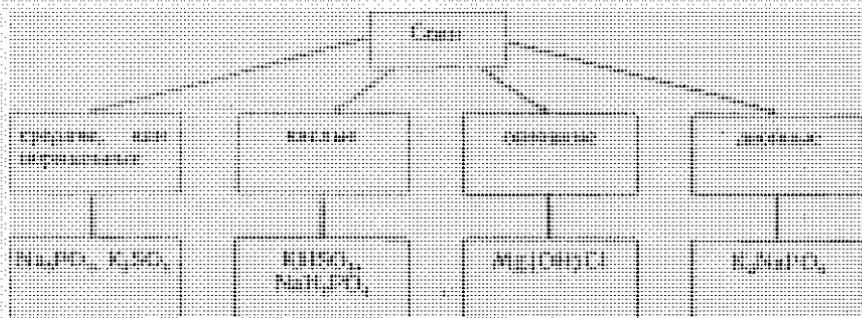
## § 5. Соли

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

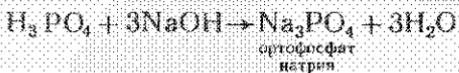
**Соли — это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с кислотными остатками.**

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

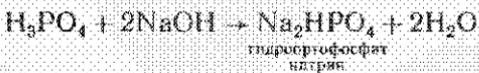
Схема 19



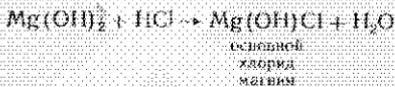
**Средними или нормальными солями называются соли, которые образуются при замещении атомами металлов всех атомов водорода в молекулах кислот:**



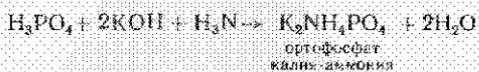
**Кислотными солями называются соли, которые образуются в результате неполного замещения атомами металлов атомов водорода в молекулах кислот (получаются при избытке кислоты):**



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



**Двойными солями называются соли, которые образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот двумя различными металлами (вместо атома металла может войти одновалентная группа аммония  $\text{NH}_4^+$ , II, с. 29):**



**Химические формулы солей.** При составлении формул солей кислородных кислот можно пользоваться той же последователь-

ностью действий, которая была принята при составлении химических формул (с. 27).

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

1. Пишут рядом химический знак металла и кислотного остатка:



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



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



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

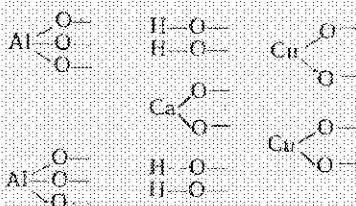


При составлении графических формул солей, например  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  и  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ , рекомендуется поступать так:

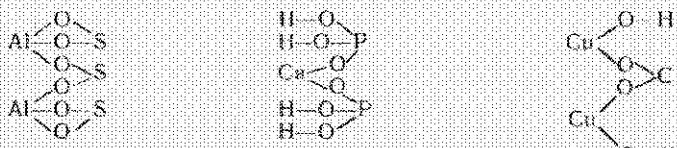
1. Пишут один под другим химические знаки металлов и атомов водорода, валентность обозначают черточками:



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

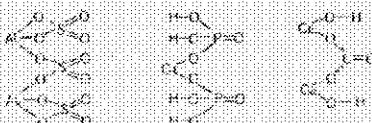


3. Химические знаки атомов кислорода при помощи черточек соединяют с центральными атомами кислотного остатка, а в основных солях также и с атомами водорода гидроксогрупп:



Большинство солей имеют немолекулярное строение.

4. К центральному атому кислороду остатка щелочного катиона при соединяют химические связи остальных атомов кислорода:



Названия солей. В настоящее время соли, как и другие химические соединения, называют по международной номенклатуре (табл. 13).

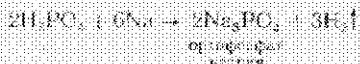
Таблица 13. Названия и формулы солей в соответствии с международной номенклатурой

Название и формула солей	Название и формула кислот
NaF	фторид натрия
AlCl <sub>3</sub>	хлорид алюминия
AgNO <sub>3</sub>	нитрат серебра (I)
CuSO <sub>4</sub>	сульфат меди (II)
ZnSO <sub>4</sub>	сульфат цинка
CaCO <sub>3</sub>	карбонат кальция
Ba <sub>2</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	дигидрофосфат бария
	HCl — соляная кислота
	HNO <sub>3</sub> — нитритная кислота
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> — серная кислота
	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> — сернистая кислота
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> — угольная кислота
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> — фосфорная кислота

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—4 (с. 92). Решите задачи 1 и 2 (с. 92).

Способы получения солей. Рекции, в результате которых образуются соли, однократно рассматривались в предыдущих разделах. Приведем теперь эти сведения в определенную систему.

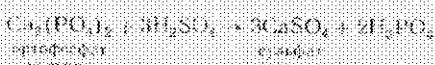
1. Соли можно получать действием кислот на металлы, основные оксиды и основания:



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



3. Соли можно получить при взаимодействии солей с щелочами, со щелочными катионами, с металами, с неорганическими оксидами и с органическими.





• CAN COMMUNICATE THE COMMERCIAL NEEDS OF BUSINESS



Рекомендуется при которых образуются сухие покровы из смеси соли и суперфосфата в соотношении 1:1.

Ответьте на вопросы 5–9 (с. 92). Решите задачу 3 (с. 92).

**Физические свойства солей.** Соли — твердые вещества разного цвета. Растворимость их различна. Некоторые соли хорошо растворимы в воде, например все нитраты; другие же, например карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , сульфат бария  $\text{BaSO}_4$  и т. п., практически нерастворимы (см. приложение, I, с. 187). Облегчит запоминание растворимости важнейших веществ, которые чаще всего встречаются в курсе химии средней школы, таблица 14.

更多好物盡在 [京東](#) | [京東APP](#) | [京東PLUS會員](#) | [京東卡券](#) | [京東禮品](#)

Название катионов	Избирательные соли-противоходы
Иодиды Аллюминаты	Все катионы растворимы
Хлориды	Все катионы растворимы, кроме $\text{Ag}^+$ и $\text{Pb}^{2+}$
Сульфаты	Все катионы растворимы, кроме $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$ и $\text{Ag}^+$
Сурьфаты Карбонаты Силикаты Фосфаты	Некоторые катионы нерастворимы, включая $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Na}^+$ и $\text{K}^+$

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

1. Соли реагируют с металлами (с. 33). Составляя уравнения этих реакций, следует руководствоваться правилом Н. И. Бенца.

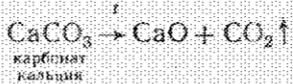
кетова (с. 79). Так как эти реакции протекают в водных растворах, то для практических опытов нельзя применять литий Li, натрий Na, калий K, кальций Ca, барий Ba и другие активные металлы, которые при обычных условиях реагируют с водой.

2. *Соли реагируют с кислотами.* При проведении этих реакций обычно берут сухую соль и действуют концентрированной кислотой (с. 79).

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

4. *Соли реагируют с солями.* Реакции протекают в растворах и используются для получения практически нерастворимых солей (с. 89).

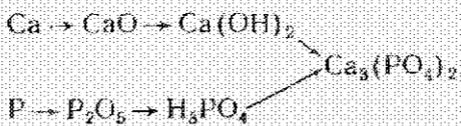
5. *Некоторые соли при нагревании разлагаются.* Характерным примером такой реакции является обжиг известняка, основной составной частью которого является карбонат кальция:



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

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

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



В общем виде:

металл  $\rightarrow$  основной оксид  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  соль  
неметалл  $\rightarrow$  кислотный оксид  $\rightarrow$  кислота

Более подробно и в обобщенном виде генетическая связь между отдельными классами неорганических соединений отражена в таблице 15 (с. 91).

Таблица 15. Генетическая связь между отдельными классами неорганической химии

Реакционные процессы	Несколько вспомогательных процессов, связанных с ними	Связь	Несколько вспомогательных процессов, связанных с ними	Связь
Металлы	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$	$2\text{Mg} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{L}}$ $\rightarrow 2\text{MgO} + \text{Si}$	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$	$2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{L}} \text{ZnO} +$ $\rightarrow \text{H}_2$
Оксиды	—	$\text{CaO} - \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{L}} \text{CaSiO}_3$	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{L}}$ $\rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{O} + \text{HOH} \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{NaOH}$
Шелочи	$2\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{SCL} \xrightarrow{\text{L}}$ $= \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	Образуются конъюгаты кислоты-ионидраты с различным степенью зарядом 80%
Непасторизмические основания	—	$\text{Cu}(\text{OH})_2 - \text{SO}_4 \xrightarrow{\text{L}}$ $\rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	—
Соли	—	$\text{CaCO}_3 + \text{SO}_4 \xrightarrow{\text{L}}$ $\rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_2$	$\text{CaSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{NaCl}$
Богаты	$6\text{H}_2\text{O} + 2\text{CH}_3 \rightarrow$ $\rightarrow 4\text{HCl} + \text{C}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	$6\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	$\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\rightarrow \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Сложная связь и условия осуществления реакции рассмотрены в соответствующих разделах.



Напишите его химическую формулу. З. Составьте уравнение реакции между соляной кислотой и гидроксидом натрия. К какому типу эта реакция относится?

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

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

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

Взаимодействие кислотных оксидов с водой и со щелочами. Опыт 1. Налейте в пробирку примерно 5 мл воды, добавьте 1—2 капли раствора фенол-фталоциана, а затем разбавленного раствора гидроксида натрия до появления слабого окрашивания. Пропустите через раствор избыток оксида углерода (IV). Происходит обесцвечивание.

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

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

Получение и свойства гидроксида цинка. В две пробирки налейте по 1 мл раствора, содержащего 0,05 массовых долей, или 5%, гидроксида натрия, и затем добавьте раствор сульфита цинка до выпадения осадка. В одну пробирку с осадком добавьте избыток гидроксида натрия и встряхните. В другую пробирку приложите серную или соляную кислоту.

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

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

Задание 1. Напишите по два уравнения химических реакций, при помощи которых можно получить: а) гидроксид цинка; б) гидроксид железа (III).

2. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида цинка: а) с соляной кислотой; б) с гидроксидом натрия. Как называются такие гидроксиды?

### Практическая работа 1

Получение сульфата меди (II) взаимодействием оксида меди (II) с серной кислотой. 1. Налейте в стакан примерно 20 мл раствора, содержащего 0,2 массовых долей, или 20%, серной кислоты, поставьте его на асбестированную сетку и нагрейте раствор до кипения.

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

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

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

### Практическая работа 2

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

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

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

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

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

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

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

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

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

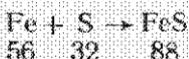
**Задача 10.** Осуществите практические следующие превращения: карбонат меди (II) → хлорид меди (II) → гидроксид меди (II) → оксид меди (II).

## Глава V КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

### § 1. Моль — единица количества вещества

При проведении химических реакций необходимо знать, сколько потребуется исходных веществ для получения нужной массы продукта. Если, например, требуется получить определенную массу сульфида железа (II)  $\text{FeS}$ , то вычисляют, сколько для этого потребуется железа и серы.

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



По уравнению видно, что 56 а. е. м. железа реагирует с 32 а. е. м. серы.

Следовательно, в 56 г железа и 32 г серы должно содержаться одинаковое число атомов, т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Отсюда понятно, почему в массовых отношениях ( $56 : 32 = 7 : 4$ ) железо реагирует с серой без остатка (с. 20—21). В *массе вещества* (г, кг, т), пропорциональных атомным массам элементов, содержится одинаковое число атомов (табл. 16).

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

**Моль — это количество любого вещества (сложного или**

простого), содержащего  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (атомов и других частиц).

Таблица 16. Соотношение между массой железа и серы в граммах и числом атомов этих элементов

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

Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  назено постоянной Авогадро (в честь итальянского ученого А. Авогадро).

Ответьте на вопрос 1 (с. 102).

## § 2. Молярная масса

Как уже было сказано, для проведения химических реакций следует учитывать количества веществ в молях. Для этого надо уметь переходить от выражения количества вещества в молях к выражению массы вещества в граммах, и наоборот. В этих целях используют понятие о молярной (или мольной) массе вещества.

**Молярная масса вещества** — это масса одного моля данного вещества.

Молярную массу  $M$  выражают в граммах на моль (г/моль):

$$M = \frac{m}{v},$$

где  $m$  — масса в граммах и  $v$  — количество вещества в молях.

Если даны любые массы вещества, то их отношение к соответствующим количествам (молям) данного вещества является величиной постоянной, т. е. молярной массой данного вещества. Например:

$$M(\text{FeS}) = \frac{264 \text{ г}}{3 \text{ моль}} = \frac{176 \text{ г}}{2 \text{ моль}} = \frac{68 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 88 \text{ г/моль}$$

Числовое значение молярной массы вещества совпадает с числовыми значениями массы молекулы (атома) и относительной молекулярной (атомной) массы (табл. 17).

Однако следует учесть, что понятия «молекулярная масса», «относительная молекулярная масса» и «молярная масса» — это совершенно различные понятия. Так, например, в случае воды число 18 (т. е. относительная молекулярная масса воды) показывает, во сколько раз одна молекула воды тяжелее атомной единицы массы, а 18 г воды — это масса  $6,02 \cdot 10^{23}$  мо-

Таблица 17. Соотношение между массами атомов и молекул, относительными атомными и молекулярными массами

Формула вещества	Масса атомов и молекул (в а.е.м.)	Относительные атомные и молекулярные массы	Молярная масса (в г/моль)
O <sub>2</sub>	32	32	32
CO <sub>2</sub>	44	44	44
H <sub>2</sub> O	18	18	18
FeS	88	88	88
Fe	56	56	56
P	31	31	31

лекул воды, т. е. молярная масса воды. Поэтому молярную массу, в отличие от относительной молекулярной массы  $M_r$  и относительной атомной массы  $A_r$ , обозначают буквой  $M$ .

Формула  $M = \frac{m}{v}$  показывает зависимость между массой вещества в граммах, молярной массой и числом молей. Пользуясь ею, можно решить ряд практических важных задач.

*Пример 1.* Для реакции необходимо взять 0,5 моль железа. Сколько железа по массе следует брать?

$$M = \frac{m}{v}; m = M \cdot v; m = 56 \cdot 0,5 = 28$$

Ответ. 28 г.

*Пример 2.* При реакции нужно получить 22 г сульфида железа (II). Какое количество сульфида железа (II) это составляет?

$$M(FeS) = 88 \text{ г/моль}$$

$$M = \frac{m}{v}; v = \frac{m}{M},$$

$$v = \frac{22}{88} = 0,25$$

Ответ. 0,25 моль.

Другие примеры задач с использованием понятия «моль» даны на странице 182.

Ответьте на вопрос и выполните упражнение 2–3 (с. 102). Решите задачи 1 и 2 (с. 102).

### § 3. Закон Авогадро

**Открытие и формулировка закона.** Итальянский ученый А. Авогадро обратил внимание на то, что все газы одинаково сжимаются (закон Бойля – Маркотта), обладают одинаковым термическим коэффициентом расширения (закон Гей–Люссака) и имеют некоторые другие общие свойства. На основе этих наблюдений А. Авогадро в 1811 г. высказал смелую мысль, которая позже подтвердилась многочисленными опытами и была сформулирована в виде закона:

*В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.*

**Объяснение закона Авогадро.** При одних и тех же условиях расстояние между отдельными молекулами у всех газов одинаковое. Так как объем самих молекул по сравнению с межмолекулярными расстояниями ничтожен, то из этого следует, что в равных объемах различных газов (при одних и тех же условиях) должно быть одинаковое число молекул. Верность такого вывода подтверждается следующим суждением. *Если в равных объемах газов (при одинаковых условиях) содержится одинаковое число молекул, то массы различных газов, в которых содержится одинаковое число молекул, тоже должны занимать одинаковые объемы<sup>1</sup>.*

Как нам уже известно, такими массами являются мольные массы и пропорциональные им массы газов. Так, например, 2 г водорода и 32 г кислорода содержат одинаковое число молекул, т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Экспериментально доказано, что 2 г водорода и 32 г кислорода (при нормальных условиях) занимают одинаковые объемы — 22,4 л. Следовательно:

*Моль любого газа при нормальных условиях имеет объем 22,4 л. Этот объем называется молярным объемом газа. Молярный объем газа — это объем одного моля данного газа.*

Математически это можно выразить так:

$$V_m = \frac{V}{v},$$

где  $V$  — объем в литрах,  $v$  — количество вещества в молях.

В расчетах следует учесть, что объем одного миллимоля ( $mM$ ) — 22,4 мл, объем одного киломоля ( $kM$ ) — 22,4 м<sup>3</sup>, мегамоля ( $MM$ ) — 22 400 м<sup>3</sup>.

**Значение закона Авогадро.** Так как моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л, то, зная массу 1 л данного газа (при н. у.), можно вычислить молярную массу этого газа:

$$M = 22,4 \cdot \rho,$$

где  $\rho$  обозначает плотность, т. е. массу 1 л данного газа при нормальных условиях. Например, экспериментально установлено, что масса 1 л кислорода при нормальных условиях составляет 1,43 г. Из этого следует:

$$M(O_2) = 22,4 \cdot 1,43 \approx 32; M(O_2) = 32 \text{ г/моль}; \\ M(O_2) = 32$$

Практически более удобно определить относительную плотность газа, т. е. установить, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого, затем по относительной плотности вычислить молярную массу. Относительную плотность принято обозначать буквой  $D$ . Например, чтобы определить, во сколько раз данный газ тяжелее водорода, следует массу определенного объема этого газа разделить на массу такого же объема водорода. Так как согласно закону Авогадро в равных объемах число молекул ис-

<sup>1</sup> Вывод закона на основе кинетической теории газов дается в курсе физики.

следуемого газа и водорода будет одинаковым, то плотность по водороду можно вычислить так:

$$D_{H_2} = \frac{n \cdot M}{n \cdot 2} = \frac{M}{2},$$

где  $n$  — число молекул в данном объеме,  $M$  — молярная масса исследуемого газа, число 2 — молярная масса водорода,  $D_{H_2}$  — плотность данного газа по водороду.

Если определяют плотность по другому газу, то вместо молярной массы водорода (т. е. числа 2) берут молярную массу этого газа. Так, например, если определяют плотность данного газа по кислороду или по воздуху, то получают следующие выражения:

$$D_{O_2} = \frac{M}{32}, \quad D_{\text{воздух}} = \frac{M}{29},$$

где число 29 — средняя молярная масса воздуха.

Отсюда видно, что *плотности газов, измеренные при одинаковых условиях, относятся как их молярные массы*.

Чаще всего молярные массы различных газов определяют по следующим формулам:

$$M = 2D_{H_2}, \quad M = 29D_{\text{воздух}}$$

Так как молярные, молекулярные и относительные молекулярные массы численно совпадают, то по этим формулам вычисляют также молекулярные и относительные молекулярные массы ( $M_r$ ) соответствующих газов.

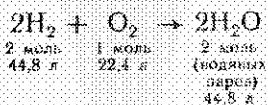
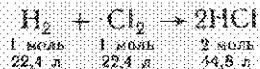
Пользуясь понятием «молярный объем газа», можно также производить расчеты по уравнениям реакций, в которых участвуют или выделяются газы (с. 184).

Расчеты, связанные с применением закона Авогадро, даны на странице 183.

Ответьте на вопросы 4—6 (с. 102). Решите задачи 3—7 (с. 102).

#### § 4. Объемные отношения газов при химических реакциях

Нам уже известно, что коэффициенты, стоящие перед химическими знаками и формулами, показывают не только число атомов и молекул, но и число молей, участвующих в реакции. Поэтому уравнения реакций между газами можно записать и так:



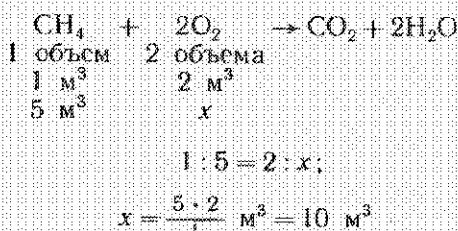
Если сократить указанные численные значения объемов реагирующих и образующихся газов на 22,4, то получаются простые целые числа, показывающие объемные отношения веществ:

в первой реакции — 1 : 1 : 2, а во второй — 2 : 1 : 2. Следовательно, реакции между газообразными веществами подчиняются следующим закономерностям:

*При неизменном давлении объемы реагирующих и образующихся газов относятся между собой как небольшие целые числа.*

*Коэффициенты в уравнениях реакций показывают число объемов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.*

Простые объемные отношения реагирующих газов позволяют также производить ряд расчетов, не прибегая к вычислению относительных молекулярных масс. Например, допустим, что нужно вычислить, какой объем кислорода потребуется для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана:



Следовательно, для сжигания 5 м<sup>3</sup> метана требуется 10 м<sup>3</sup> кислорода.

Ответьте на вопрос 7 (с. 102).

### § 5. Термовой эффект химических реакций

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

*Реакции, протекающие с выделением энергии, называются экзотермическими (от греч. «экзо» — наружу и «термо» — теплота).*

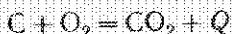
Известны и такие реакции, для протекания которых требуется непрерывное нагревание или приток другого вида энергии, необходимых как для возникновения, так и для продолжения данной реакции. Например, известняк превращается в жженую известь при непрерывном нагревании, вода разлагается в результате непрерывного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

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

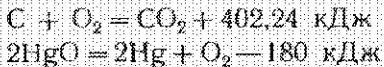
Химические реакции на практике используются не только для получения различных веществ, но и ради выделяющейся энергии. Поэтому необходимо научиться рассчитывать количество выделяющейся или поглощающейся энергии в виде теплоты по уравнениям химических реакций.

**Термохимические уравнения.** При составлении химических

уравнений выделение или поглощение теплоты условно обозначают, например, знаком  $Q$ :

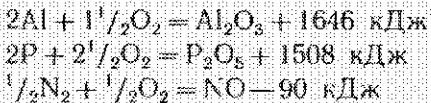


Количество энергии, которое выделяется или поглощается в химических реакциях, может быть измерено при помощи калориметра (см. курс физики). Подставив вместо  $Q$  его численное значение, вышеприведенные химические уравнения можно изобразить так:



*Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции.*

Тепловые эффекты химических реакций обычно относят к одному молю реагирующего или образующегося вещества, например:

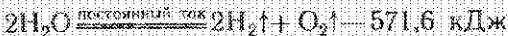


Дробные коэффициенты в этих уравнениях относятся к понятию «моль».

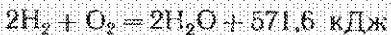
*Химические уравнения, в которых указывается тепловой эффект, называются термохимическими.*

Пользуясь термохимическими уравнениями, можно производить различные расчеты.

**Превращение и сохранение энергии при химических реакциях.** Нам уже известно, что под действием постоянного тока вода разлагается (с. 14). В виде термохимического уравнения это можно записать так:



Энергия, которая в этом процессе поглощается, не теряется. Она аккумулируется в образующихся веществах — в кислороде  $\text{O}_2$  и в водороде  $\text{H}_2$ . Это означает, что полученный кислород  $\text{O}_2$  и водород  $\text{H}_2$  на 571,6 кДж богаче энергией, чем разложенная вода  $\text{H}_2\text{O}$ . То, что это действительно так, можно убедиться, проделав обратную реакцию, т. е. путем сжигания водорода получив воду (с. 53). Опыт показывает, что при этом выделяется точно столько же энергии, сколько было затрачено при разложении воды.



Выделенная при химических реакциях энергия может быть превращена в другие виды энергии. Так, например, при сжига-

ним топлива в соответствующих устройствах выделенную энергию превращают в механическую, а последнюю — в электрическую и т. д. При этом все эти процессы протекают в строгом соответствии с законом сохранения и превращения энергии<sup>1</sup>.

На основе понятия «моль», закона Авогадро и закономерностей протекания химических реакций можно произвести различные расчеты, важнейшие типы которых в систематизированном виде даны в приложении (с. 179—187).

Ответьте на вопросы 8—10. Решите задачи 8—10.

1. Что такое моль, и каково значение этой физической величины в химии?
2. Что означает понятие «молярная масса» и чем оно отличается от понятий «молекулярная масса», «атомная масса»?
3. Что означают следующие записи:

$$m(H_2O) = 18 \text{ г. е. м.; } M(H_2O) = 18; \bar{M} = 18 \text{ г./моль?}$$

4. Какие физические явления подтверждают правильность закона Авогадро? Сформулируйте этот закон.

5. Поясните, почему можно утверждать, что молярный объем газов является следствием закона Авогадро и подтверждает его правильность.

6. Каково значение закона Авогадро? Поясните на конкретных примерах.

7. Каким закономерностям подчиняются газообразные вещества в химических реакциях? Поясните на конкретных примерах.

8. Приведите примеры экзотермических и эндотермических реакций. Поясните, какова их сущность.

9. Чем отличаются по своей сущности химические уравнения от термохимических уравнений? Поясните на конкретных примерах.

10. Данны попарно вещества:  $H_2$ ,  $H_2O$ ;  $CO_2$ ,  $C$ ;  $P$ ,  $P_2O_5$ . Какие из них богаче энергией и почему?

1. Сколько молей и молекул содержится в 1 г карбоната кальция?
2. Сколько молей и молекул содержится в чайной ложке воды (4,5 г)?
3. Какова молекулярная формула газообразного вещества, содержащего 0,857 массовых долей, или 85,7%, углерода и 0,143 массовых долей, или 14,3%, водорода, если масса 1 л этого газа 1,875 г (в. у.)?
4. Найдите химическую формулу газообразного вещества, в состав которого входит 0,8 массовых долей, или 80%, углерода и 0,2 массовых долей, или 20%, водорода, если плотность данного газа по водороду 15.
5. Какой объем занимают  $6,02 \cdot 10^{24}$  молекул воды?
6. Определите плотность и относительную плотность оксида азота (II) по отношению к воздуху.
7. Вычислите, какой объем занимает 1,6 кг метана при нормальных условиях.
8. Вычислите, какое количество теплоты выделяется при сжигании 100 л водорода, взятого при нормальных условиях, если дано термохимическое уравнение  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O + 573,2 \text{ кДж}$ .
9. При взаимодействии 7 г железа с серой выделилось 12,15 кДж. На основании этих данных составьте термохимическое уравнение.
10. Вычислите, сколько калорий угле, если при этом выделялось 33 520 кДж.

<sup>1</sup> См. Кикоин И. К., Кикоин А. К. Физика. Учебник для 8 класса средней школы. М.: Просвещение, 1984, с. 195.

# Глава VI

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

### Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА. СТРОЕНИЕ АТОМА

#### § 1. Классификация элементов

К 70-м годам прошлого века было уже открыто 63 химических элемента. В химии, подобно другим наукам (ботанике, зоологии), по мере накопления фактов возникла необходимость в их классификации.

**Металлы и неметаллы.** Элементы, образующие оксиды и гидроксиды с амфотерными свойствами. Как нам уже известно (с. 17), первая классификация химических элементов заключалась в их разделении на металлы и неметаллы. Однако такая классификация была слишком общей и недостаточной. Оказалось, что имеются химические элементы, которые, учитывая их химические свойства, нельзя отнести ни к типичным металлам, ни к типичным неметаллам. К таким относятся, например, цинк, алюминий и некоторые другие элементы, оксиды и гидроксиды которых обладают амфотерными свойствами (повторите § 4 из главы IV).

В дальнейшем мы убедимся, что при сравнении свойств химических элементов, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс, наблюдается постепенный переход от типичных металлов к элементам, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, а от них к типичным неметаллам. Следовательно, классификация химических элементов на металлы и неметаллы является относительной.

**Понятие о группах сходных элементов.** В поисках более совершенной классификации ученые-химики пытались все элементы сгруппировать согласно их свойствам.

При знакомстве с кислородом, водородом, водой и основными классами неорганических соединений — основаниями, кислотами, оксидами и солями — мы уже встречались с химическими элементами, которые по их соединениям со сходными свойствами можно распределить по отдельным группам. Так, например, при изучении химических свойств воды мы убедились, что элементы натрий Na и калий K реагируют с водой. Оказывается, подобным свойством обладают элементы литий Li, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Так как при взаимодействии с водой все эти элементы образуют щелочи, то они получили название *щелочных металлов*. Щелочные металлы все одновалентны и имеют сходные по формам и свойствам соединения (табл. 18).

Нам знакомы также элементы магний Mg и кальций Ca. Сходные с ними являются элементы бериллий Be (табл. 18), а также стронций Sr, барий Ba и радий Ra. Эти элементы тоже образуют близкие по форме и свойствам соединения.

Характерным представителем трехвалентных элементов явля-

Таблица 18

Характеристика соединений	Составление кислот, щелочей, солей							
	Li	B <sub>r</sub>	B	C	N	O	P	Ne
Высшая валентность с кислотами в соединениях с пологом в соединениях с пологом	1	2	3	4	4 <sup>2</sup>	—	—	—
Высшая окисльная основания	Li <sub>2</sub> O LiOH	BeO Be(OH) <sub>2</sub>	BeO <sub>3</sub> B <sub>2</sub> (OH) <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	NO <sub>3</sub> —	2	1	—
Кислоты	(H <sub>2</sub> BeO <sub>2</sub> ) <sub>n</sub> BeCl <sub>2</sub>	—	H <sub>2</sub> BO <sub>3</sub> BCl <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> NO <sub>3</sub>	—	—	—
Соли	LiCl	—	—	CH <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> N	—	NaF	—
Легучие соединения с водородом	—	—	—	CH <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O	HF	HF	—
Высшая валентность в соединениях с кислотами в соединениях с водородом	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Xe
	1	2	3	4	5	6	7	8
Высшая окисльная основания	Na <sub>2</sub> O NaOH	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Al <sub>2</sub> (OH) <sub>2</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Al(OH) <sub>3</sub> —	SiO <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	SiO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SiO <sub>4</sub>	SO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub> H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> NaHSO <sub>4</sub>
Основания	—	—	—	—	—	—	—	XeO <sub>4</sub>
Кислоты	—	—	—	—	—	—	—	H <sub>2</sub> XeO <sub>4</sub>
Соли	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	—	—	—	—	—	Na <sub>2</sub> XeO <sub>4</sub>
Легучие соединения с водородом	—	—	—	SiH <sub>4</sub>	DH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—

<sup>1</sup> H<sub>2</sub>BeO<sub>3</sub> в свободном состоянии не получена, но известна ее соль.<sup>2</sup> В соединениях с кислородом легкая взрывчатость азота (IV) (II, с. 31).

ется алюминий Al. Подобен ему бор B и некоторые другие элементы.

Элемент углерод образует соединения как с кислородом, так и с водородом, например оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$  и метан  $\text{CH}_4$ . Напоминают его по формам и свойствам соединений элементы кремний Si, германий Ge (широко используемый в полупроводниках), олово Sn и свинец Pb. Все они образуют соединения типа  $\text{RO}_2$  и  $\text{RH}_4$ .

Для элемента азота известны соединения с кислородом  $\text{N}_2\text{O}_5$ , а с водородом  $\text{H}_3\text{N}$ . Соединения типа  $\text{R}_2\text{O}_5$  и  $\text{RH}_3$  образуют и другие элементы — фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Аналоги характерны и для кислорода и серы. Это селен Se и теллур Te. В соединениях с водородом<sup>1</sup> они двухвалентны и образуют соединения типа  $\text{H}_2\text{R}$ , например  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . В высших оксидах эти элементы шестивалентны и образуют соединения типа  $\text{RO}_3$ , например  $\text{SO}_3$ .

Элемент хлор Cl образует с водородом соединение  $\text{HCl}$ , а с кислородом — высший оксид  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ . Родственные им элементы — фтор F, бром Br и иод I. Все они в соединениях с водородом одновалентны; для них характерны соединения типа  $\text{HR}$ , а для некоторых (хлор, бром, иод) — высшие оксиды типа  $\text{R}_2\text{O}_7$ .

Инертные элементы (с. 44) также составляют группу сходных элементов<sup>2</sup>. Некоторые из них в высших оксидах восьмивалентны, например ксенон Xe ( $\text{XeO}_4$ ).

Многие химики (немецкие ученые И. Деберейнер (1780—1849) и Л. Мейер (1830—1895), англичанин Дж. Ньюленд (1838—1898), француз А. Шанкуртуа (1819—1886) и др.) предлагали различные варианты классификации химических элементов. Однако им не удалось объединить эти группы в единое целое.

Только открытие русским ученым Д. И. Менделеевым одного из самых фундаментальных законов природы — периодического закона химических элементов — позволило создать единую систему.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 1—3 (с. 121).

## § 2. Открытие периодического закона химических элементов Д. И. Менделеевым

Ко времени открытия периодического закона были известны лишь 63 элемента. Кроме того, для многих элементов были неверно определены относительные атомные массы. Последнее

<sup>1</sup> Эти соединения, кроме воды, обладают свойствами кислот, поэтому химический знак водорода пишется на первом месте.

<sup>2</sup> Инертными эти элементы назвали потому, что долгое время не могли получить их соединения.

Таблица 19

Характеристика элементов	Химические элементы															
	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16
Относительная атомная масса (округленная)	1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31	32

обстоятельство особенно затрудняло поиск закономерностей между химическими элементами, так как Д. И. Менделеев брал за основу возрастание относительных атомных масс. Так, например, у бериллия атомная масса была определена 13,5 вместо 9, а это значит, что бериллий следовало поместить не на четвертом, а на шестом месте.

Чтобы проследить ход рассуждений Д. И. Менделеева, воспользуемся его приемом и расположим химические элементы в порядке возрастания атомных масс от водорода H до криптона Kr. Номер, который получает каждый элемент, называется *порядковым номером* (табл. 19). Пользуясь таблицами 18 и 19, легко заметить следующее:

1. В ряду от лития Li до фтора F с возрастанием относительных атомных масс наблюдается постепенное ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Литий Li — щелочной металл с резко выраженными металлическими свойствами. У бериллия Be металлические свойства сильно ослаблены, его соединения амфотерны. У элемента бора B уже преобладают неметаллические свойства, которые затем постепенно усиливаются у последующих элементов, достигая наивысшей степени у фтора F. После него следует инертный элемент неон Ne.

2. С возрастанием атомных масс от лития Li до углерода C валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 1 до 4. Начиная с углерода C элементы в этом ряду образуют также соединения с водородом. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у углерода C до 1 у фтора F (табл. 18).

3. Начиная с элемента № 11 (натрий Na) наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда. Натрий Na (подобно литию Li) — элемент с сильно выраженными металлическими свойствами. У магния Mg (аналогично бериллию Be) металлические свойства выражены слабее. Алюминий Al (подобно бериллию Be) образует соединения с амфотерными свойствами. Кремний Si (как и углерод C) неметалл. У последующих элементов — фосфора P и серы S — неметаллические свойства еще более усиливаются. Предпоследний в этом ряду эле-

Химические элементы

Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
35,5	40	39	40	45	48	51	52	55	56	58,9	58,7	64	65	70	73	75	79	80	84

мент хлор Cl (подобно фтору F) обладает наиболее сильно выраженными неметаллическими свойствами. Этот ряд, как и предыдущий, заканчивается инертным элементом аргоном Ar. Аналогично предыдущему ряду валентность в соединениях с водородом возрастает от 1 у элемента натрия Na до 7 у элемента хлора Cl. Валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 у кремния Si до 1 у хлора Cl.

4. Начиная с элемента № 19 (калий K) снова повторяется постепенное изменение свойств от типичного щелочного металла до типичного неметалла галогена. Только в этом ряду находятся не восемь, а восемнадцать химических элементов.

Располагая элементы в порядке возрастания относительных атомных масс, Д. И. Менделеев наблюдал периодическое изменение их свойств. Эту закономерность он в 1869 г. сформулировал в виде периодического закона.

*Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов<sup>1</sup>.*

Горизонтальные ряды элементов, в пределах которых свойства изменяются последовательно, как например ряд из восьми элементов от лития до неона или от натрия до аргона, Д. И. Менделеев называл периодами.

В 1-м периоде всего 2 элемента: водород H и гелий He.

Во 2-м и 3-м периодах содержатся по 8 элементов. Это малые периоды. Затем следуют большие периоды: в 4-м и 5-м периодах по 18 элементов, в 6-м — 32 элемента, а в 7-м (последнем) пока открыт 21 элемент.

Как малые, так и большие периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются инертными элементами. Во всех периодах с увеличением относительных атомных масс (слева направо) наблюдается ослабление металлических и усиление неметаллических свойств. Однако в малых периодах переход от щелочного металла к инертному элементу происходит через 6, а в больших — через 16 или 30 элементов. Поэтому в больших периодах металлические свойства элементов уменьшаются с возрастанием порядкового номера медленнее, чем в малых периодах.

<sup>1</sup> Имеется в виду относительная атомная масса элемента.

дах. Кроме того, в малых периодах слева направо валентность в соединениях с кислородом возрастает от 1 до 7 (например, от натрия Na до хлора Cl), в больших же периодах вначале валентность в соединениях с кислородом обычно возрастает от 1 до 8 (например, в 5-м периоде от рубидия Rb до рутения Ru), а затем происходит резкий скачок — и валентность в соединениях с кислородом уменьшается до 1 (серебро Ag)<sup>1</sup> и потом снова возрастает.

Почему свойства химических элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, изменяются периодически? Почему в некоторых случаях (аргон Ar и калий K, кобальт Co и никель Ni, теллур Te и иод I) надо было отступить от общего принципа и расположить эти элементы не в порядке возрастания их атомных масс? Над этими и другими вопросами в свое время задумывался и Д. И. Менделеев. В последние годы жизни он предполагал, что тайна этих вопросов заложена в сложной структуре атомов.

Ответьте на вопросы 4—7 (с. 121).

### § 3. Строение атома

Повторите по учебнику физики для VI и VII классов § 104 и 105.

Периодический закон Д. И. Менделеева и высказанные на его основе гипотезы явились стимулом к выяснению строения атомов. Опытом Э. Резерфорда в 1911 г. было доказано, что в центре атома имеется положительно заряженное ядро, значение заряда которого совпадает с порядковым номером элемента.

Американский физик Р. Милликен опытным путем доказал (1909—1914), что электрон имеет наименьший отрицательный заряд, который был принят за единицу. Так как атомы в целом электронейтральны, то, следовательно, число электронов, движущихся вокруг ядра атома, должно быть равно порядковому номеру элемента. Так, например, порядковый номер элемента калия 19. Следовательно, заряд его атомного ядра +19. Вокруг ядра калия размещаются девятнадцать электронов с общим отрицательным зарядом —19.

Следовательно, *порядковый номер химического элемента совпадает с зарядом ядра его атома.*

В дальнейшем мы убедимся, что заряд ядра является более важной величиной, чем атомная масса элементов. Поэтому ознакомимся со строением атомных ядер более подробно.

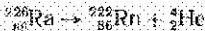
**Состав атомных ядер.** В 1896 г. французский ученый А. Беккерель обнаружил, что элемент уран U излучает лучи, подобные рентгеновским. Ученые Мария Кюри-Склодовская и Пьер Кюри установили, что такие же лучи, но гораздо интенсивнее излучают элементы радий Ra и полоний Po. Эти элементы и некото-

<sup>1</sup> Серебро проявляет и другие валентности, но наиболее характерными являются соединения, в которых оно одновалентно.

рые другие были названы радиоактивными, а само явление — радиоактивностью.

Для изучения свойств радиоактивных лучей небольшое количество солей радия было помещено в маленькой свинцовой коробке с отверстием сверху (свинец поглощает лучи радия). Коробку с солями радия поместили в электрическое поле. При этом было обнаружено, что радиоактивное излучение неоднородно (рис. 46). Дальнейшие исследования показали, что  $\beta$ -лучи — это поток уже известных нам частиц — электронов,  $\gamma$ -лучи — поток частиц с массой 4 и зарядом +2, а  $\gamma$ -лучи подобны рентгеновским.

В последующих экспериментах было также обнаружено, что в результате излучения  $\alpha$ - и  $\beta$ -частиц и  $\gamma$ -лучей атомы радия распадаются и образуются два новых элемента — радон Rn и гелий He.<sup>1</sup>

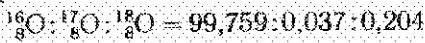


Нам уже известно, что в химических реакциях атомы сохраняются, происходит лишь их перегруппировка. В указанном процессе, в отличие от химических реакций, происходит превращение одних атомов в другие.

Процессы превращения одних элементов в другие называются ядерными реакциями.

Благодаря открытую радиоактивности ученые окончательно убедились, что в состав атомов входят электроны и положительно заряженные частицы — и-частицы. Но эти частицы нельзя было считать элементарными, ибо тогда невозможно было объяснить строение атомных ядер многих элементов, например водорода, лития (массы их соответственно равны 1 и 7) и др. Поэтому ученых возникла мысль, что в состав ядер атомов должны входить материальные частицы с зарядом +1 и с массой 1. Такие частицы были названы протонами. Так как массы атомов, за исключением атома водорода, всегда больше той массы, которая приходится на долю протонов, то естественно было предположить, что в состав ядер входят также нейтральные частицы с массой 1. Такие частицы назвали нейтронами.

Изотопы. При экспериментальных исследованиях было установлено, что, например, в природном кислороде, кроме атомов с массой 16, имеются также атомы с массой 17 и 18. Их соотношение таково:



<sup>1</sup> В ядерных реакциях при химических знаках элементов верхние числа показывают атомные массы, а нижние — заряды ядер атомов.

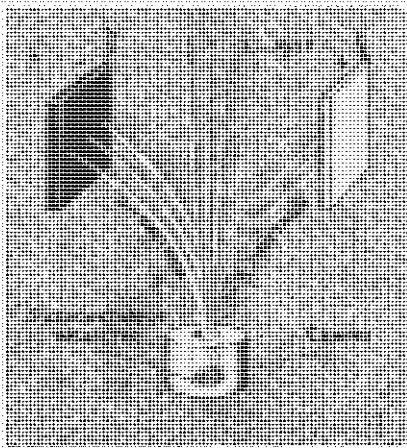


Рис. 46. Расщепление лучей радиоактивного излучения в электрическом поле.

Оказалось, что и другие элементы состоят из различных по массе атомов. Так, например, в природной воде, кроме атомов водорода с массой 1, имеются также атомы с массой 2, соотношение этих атомов следующее:

$$|\text{H} : {}^2\text{H}| = 5000 : 1$$

В ядерных реакциях получен также водород с атомной массой 3.

*Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но различную массу, называются изотопами.*

Рис. 47. Изотопы водорода.

«Изотоп» означает «занимающий одно и то же место». Например, атомы  ${}^{16}\text{O}$ ,  ${}^{17}\text{O}$ ,  ${}^{18}\text{O}$ , имеющие один и тот же заряд ядра, — это изотопы кислорода, а атомы  ${}^1\text{H}$ ,  ${}^2\text{H}$ ,  ${}^3\text{H}$  — изотопы водорода. Легкий изотоп водорода  ${}^1\text{H}$  называется протием, изотоп  ${}^2\text{H}$  — дейтерием (D), изотоп  ${}^3\text{H}$  — тритием (T) (рис. 47).

Открытие радиоактивности и эксперименты Э. Резерфорда сыграли исключительно большую роль в развитии знаний о строении вещества:

1. При осуществлении искусственных ядерных реакций было доказано, что в состав ядер атомов входят протоны и нейтроны. На основе этого была создана протонно-нейтронная теория атомного ядра. Было установлено, что в ядре атома протия  ${}^1\text{H}$  имеется один протон, в ядре атома дейтерия  ${}^2\text{H}$  — один протон и один нейtron, в ядре атома алюминия  ${}^{27}\text{Al}$  — 13 протонов и 14 нейтронов.

Если известны относительная атомная масса элемента ( $A_r$ ) и его порядковый номер ( $Z$ ), то можно найти число нейронов ( $N$ ) по разности:

$$N = A_r - Z$$

2. Исследование продуктов естественных и искусственных ядерных реакций привело к открытию изотопов. На основе этого удалось углубить и расширить наши знания о химическом элементе (с. 15). Согласно учению об изотопах понятие «химический элемент» формулируется так:

*Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.*

Почему же атомные массы большинства элементов дробные? Выяснилось, что следует разграничивать понятия «относительная атомная масса» и «относительная атомная масса элемента». Атомные массы действительно очень близки к целым числам,

ибо это массы отдельных изотопов. Атомные же массы элементов выражаются дробными числами. Например, относительная атомная масса у элемента хлора — 35,5. Отличие этих понятий нетрудно понять. Элемент хлор состоит из двух изотопов с массовыми числами, очень близкими к 35 и 37. Изотопа  $^{35}\text{Cl}$  содержится в природной смеси 75%, а изотопа  $^{37}\text{Cl}$  — 25%. Отсюда средняя атомная масса элемента хлора равна:

$$35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$$

Теперь понятно, почему в некоторых случаях у элементов с большим порядковым номером атомная масса меньше, чем у элементов с меньшим порядковым номером, например: аргон Ar и калий K, теллур Te и иод I. Оказывается, что это зависит от того, какие изотопы, тяжелые или легкие, преобладают в данном элементе. Элемент калий состоит преимущественно из более легких, а аргон — из более тяжелых изотопов.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 8—13 (с. 121).

**Расположение электронов по энергетическим уровням.** Электроны в атомах обладают различным запасом энергии, которую они приобретают или отдают определенными порциями, или так называемыми *квантами*. Значение энергии электрона в атоме водорода зависит от главного квантового числа  $n$ , которое может быть выражено только целыми числами — 1, 2, 3, 4 и т. д. Электроны, которые обладают наименьшим запасом энергии ( $n = 1$ ), размещаются на первом *энергетическом уровне*, или *электронном слое*. Приобретая квант энергии, электроны переходят на второй энергетический уровень ( $n = 2$ ). Число электронов  $N$  на энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2$$

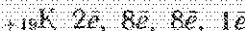
Согласно этой формуле на первом энергетическом уровне ( $n = 1; 2 \cdot 1^2 = 2$ ) могут находиться два электрона, на втором ( $n = 2; 2 \cdot 2^2 = 8$ ) — восемь электронов, на третьем ( $n = 3; 2 \cdot 3^2 = 18$ ) — восемнадцать электронов и т. д.

У элементов 1-го периода в атомах имеется только один энергетический уровень, на котором могут поместиться не более двух электронов, у атомов водорода H находится один электрон, а у атомов гелия He — два электрона.

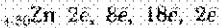
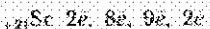
У атомов лития Li (порядковый номер 3) третий электрон помещается на втором энергетическом уровне, ибо первый уже заполнен. Всего на втором энергетическом уровне могут поместиться восемь электронов. Поэтому во 2-м периоде имеется восемь элементов (от лития Li до неона Ne).

Заполнение электронами третьего энергетического уровня происходит несколько иначе. Вначале на нем размещается восемь электронов: от натрия Na (один электрон) до аргона Ar (восемь электронов). На этом заполнение электронами третьего энергетического уровня на время прекращается. Девятнадцатый электрон у атомов калия K и двадцатый — у атомов кальция Ca

находится не на третьем, а на четвертом энергетическом уровне. Схемы строения атомов этих элементов следующие:



Начиная с элемента скандия Sc (порядковый номер 21), включая элемент цинк Zn (порядковый номер 30), возобновляется заполнение третьего энергетического уровня, а на четвертом — сохраняются два электрона. Схемы строения атомов скандия Sc и цинка Zn следующие:



С элемента галлия Ga (порядковый номер 31) возобновляется заполнение электронами наружного энергетического уровня, пока число их не достигнет восьми у инертного элемента криптона Kr, завершающего 4-й период.

Теперь вернемся к тем вопросам, которые возникли в связи с открытием периодического закона (с. 108), и попытаемся на них ответить на основе приобретенных знаний о строении атомов:

1. **Заряд атомного ядра (порядковый номер) определяет химические свойства элементов.** Это объясняется тем, что с возрастанием заряда ядра на единицу появляется новый электрон, который обычно размещается на наружном энергетическом уровне атома. Оказывается, электроны, которые находятся на наружных уровнях, более подвижны и от их числа зависит валентность элементов. Поэтому они называются валентными электронами. Заряд ядра является основной характеристикой элемента. Так, например, калий K, хотя и обладает меньшей атомной массой, чем аргон Ar (табл. 19), заряд его атомного ядра на единицу больше ( $+_{18}Ar$ ,  $+_{19}K$ ). Поэтому калию присваивается очередной порядковый номер 19. Так как его последний девятнадцатый электрон находится на четвертом наружном энергетическом уровне, то он аналогично натрию, у которого последний (одиннадцатый) электрон помещается на третьем наружном энергетическом уровне, входит в группу щелочных металлов.

2. **Сущность периодичности объясняется тем, что с возрастанием заряда ядра атомов элементов периодически повторяются элементы с одинаковым числом валентных электронов, которые у элементов малых периодов находятся на наружном энергетическом уровне.** Например, периодическая повторяемость свойств у элементов лития Li, натрия Na и калия K объясняется тем, что у атомов всех этих элементов на наружном энергетическом уровне имеется по одному валентному электрону.

В большинстве случаев с возрастанием заряда ядра закономерно увеличиваются их относительные атомные массы. Это обстоятельство и позволило Д. И. Менделееву открыть периодический закон, располагая элементы в порядке возрастания атомных масс.

На основе теории строения атомов периодический закон Д. И. Менделеева в настоящее время формулируется так:

*Свойства химических элементов и образуемых ими простых*

*и сложных вещества находятся в периодической зависимости от значения заряда ядра атомов этих элементов.*

**Понятие о состоянии электронов в атомах.** Раньше ученые полагали, что электроны врашаются по орбитам вокруг положительных ядер и удерживаются на определенном расстоянии от них. Теперь доказано, что таких орбит в атомах не существует. При помощи расчетов и опытных данных ученые установили, что электрон в движении может находиться то ближе, то дальше от ядра. Удалось также установить вероятность пребывания электронов на определенном расстоянии от ядра. Если проследить вероятность нахождения электрона в направлении увеличения радиуса атома водорода, то окажется, что у самого ядра она равна нулю, потом быстро возрастает, достигая максимального значения на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-10}$  м от ядра, а затем постепенно убывает. Частоту пребывания электрона на определенном расстоянии от ядра принято изображать точками. Где электрон пребывает чаще, точки ставят более плотно, где реже — дальше одна от другой. Следовательно, электрон в движении образует как бы облако сферической формы, плотность которого в атоме водорода наибольшая на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-10}$  м от ядра (рис. 48). Электроны, которые в движении образуют облако сферической формы, принято называть *s-электронами*.

Электронные облака иногда называют также *орбиталлями*.

В атоме гелия Не имеются два *s*-электрона. Поэтому возникает вопрос: как могут существовать на одном энергетическом уровне два электронных облака сферической формы? Оказывается, что, кроме движения вокруг ядра, которое мы уже рассмотрели, электроны обладают еще движением, которое можно представить как их вращение вокруг собственной оси. Это вращение называется *спином* (в пер. с англ. — *веретено*). Электронные облака одинаковой формы могут перекрываться, если электроны обладают противоположными (антипараллельными) спинами, т. е. один из них вращается вокруг оси по часовой, а другой — против часовой стрелки, что условно обозначают стрелками вниз и вверх. Пользуясь этими понятиями, расположение электронов в атомах изображают при помощи электронных формул, например  $H - 1s^1$ ,  $He - 1s^2$ , где цифра перед буквой показывает номер энергетического уровня, буква — форму электронного облака (рис. 49), а цифра справа над буквой —

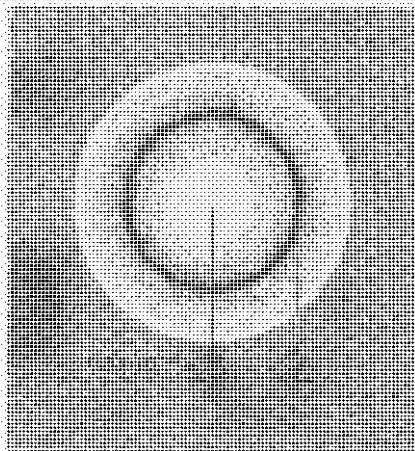


Рис. 48. Форма электронного облака в атоме водорода.

<i>H</i>	<i>1s</i>																			
<i>He</i>																				
		<i>2s</i>	<i>2p</i>																	
<i>Li</i>		[1]																		
<i>Be</i>		[2]																		
<i>B</i>		[3]	[2]																	
<i>C</i>		[4]	[2]	[2]																
<i>N</i>		[5]	[2]	[2]	[2]															
<i>O</i>		[6]	[2]	[2]	[2]															
<i>F</i>		[7]	[2]	[2]	[2]															
<i>Ne</i>		[8]																		
		<i>3s</i>	<i>2p</i>																	
<i>K</i>		[1]	[2]	[2]	[2]		[1]	[1]	[2]	[2]										
<i>Ca</i>		[8]	[2]	[2]	[2]		[8]	[2]	[2]	[2]										
		<i>3s</i>	<i>3p</i>						<i>3d</i>											

Рис. 49. Расположение электронов по орбиталям в атомах первых двадцати элементов.

число электронов с данной формой облака. Более наглядно расположение электронов по энергетическим уровням и орбиталям можно изобразить так:



У лития  $Li$  третий, а у берилля  $Be$  четвертый электроны располагаются на втором энергетическом уровне (рис. 49). При движении эти электроны тоже образуют сферические облака, но большего размера (рис. 50).

У бора  $B$  появляется пятый электрон (третий на втором энергетическом уровне). Этот электрон при движении образует облако, напоминающее форму гантеля (рис. 50). Электроны, облака которых имеют гантелеобразную форму, называются *p*-электронами. Как показано на рисунке 51, гантелеобразные электронные облака

Рис. 50. Формы *s*- и *p*-электронных облаков.

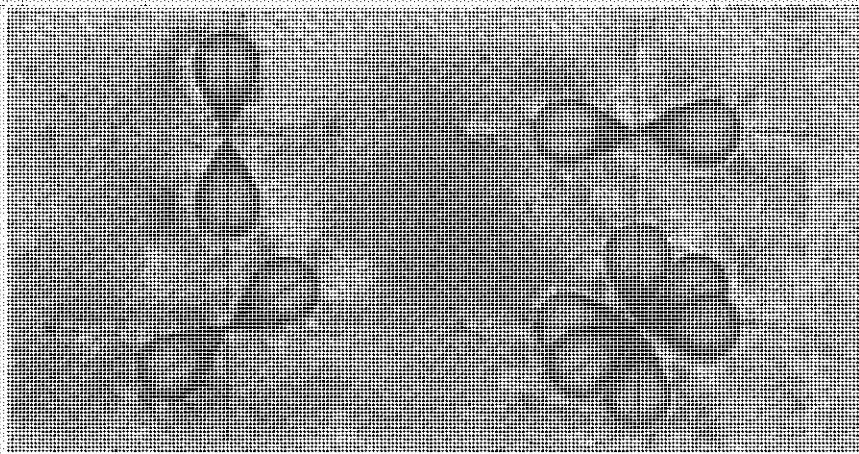


Рис. 51. Возможные направления  $p$ -электронных облаков в пространстве.

располагаются взаимно перпендикулярно по осям  $x$ ,  $y$  и  $z$  (у бора — одно, у углерода — два, у азота — три). У элементов кислорода O, фтора F и неона Ne происходит спаривание электронов с антипараллельными спинами. Поэтому у атома неона имеется шесть  $p$ -электронов.

Расположение электронов у элементов 2-го периода от бора до неона показано на рисунке 49. Как видно из рисунка, на одном и том же энергетическом уровне могут находиться электроны с различной формой облаков. Такие электроны, хотя и находятся на одном энергетическом уровне, все же отличаются друг от друга энергией связи с ядром. Поэтому принято энергетические уровни разделять на подуровни. На первом энергетическом уровне имеется одна  $s$ -подуровень, а на втором —  $s$ - и  $p$ -подуровни (всего два).

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 14—20 (с. 121—122).

#### § 4. Периодическая система Д. И. Менделеева

Открытие периодического закона позволило Д. И. Менделееву разместить все химические элементы по семи периодам.

Чтобы понять принцип составления периодической системы, поместим элементы первых четырех периодов рядами один под другим. В том месте, где происходит резкий скачок в изменении валентности элементов, 4-й период разделим на два ряда — четный и нечетный (табл. 20).

При таком расположении всех периодов (трех малых и четырех больших) образуется таблица элементов Д. И. Менделеева,

Таблица 20

1	H												He
2	Li	Be											Ne
3	* Na	Mg											Ar
4	K	Ca	Sc	Al	Ti	Si	N	P	O	S	F	Cl	
	Cu	Zn	Ga	Ge	V	As	Cr	Se	Mn	Br	Fe	Co	Ni
													Kr

которая состоит из горизонтальных и вертикальных рядов. В итоге 7 периодов, 10 рядов и 8 вертикальных столбцов, названных группами. Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной и побочной. Химические знаки элементов одной подгруппы смешены влево, а другой — вправо. Так, например, водород и щелочные металлы составляют главную подгруппу первой группы, а элементы медь Cu, серебро Ag и золото Au — побочную. Следует учесть, что главные подгруппы начинаются или с 1-го, или со 2-го периода. Побочные же подгруппы начинаются только с 4-го периода. Так, например, главная подгруппа I группы начинается с 1-го периода. В нее входят элементы водород H, литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr. Побочная же группа I группы начинается с 4-го периода. В нее входит элементы медь Cu, серебро Ag и золото Au. Эти элементы, как известно, кроме других валентностей, проявляют также валентность I, что соответствует номеру группы.

Для элементов, объединенных в одну и ту же группу, характерны следующие закономерности.

1. Высшая валентность элементов в соединениях с кислородом (за немногими исключениями) соответствует номеру группы. Элементы побочных подгрупп могут проявлять и другую валентность. Так, например, медь образует оксид  $Cu_2O$ . Однако наиболее распространенными являются соединения двухвалентной меди. Элементы главных подгрупп IV—VII групп образуют также соединения с водородом. Валентность элементов в соединениях с водородом определяется разностью между числом 8 и номером группы.

2. В главных подгруппах с увеличением относительных атомных масс усиливаются металлические свойства элементов и ослабевают неметаллические.

У атомов элементов главных подгрупп с возрастанием относительных атомных масс растет число энергетических уровней и увеличивается расстояние валентных (наружных) электронов от ядра. Поэтому валентные электроны все легче отрываются от атомов, что приводит к усилению металлических свойств элементов. В побочных подгруппах вышеуказанный закономерность не соблюдается.

3. У атомов элементов главных подгрупп число электронов на наружном энергетическом уровне соответствует номеру группы. Так, например, атомы элементов IV группы главной подгруппы (углерод, кремний, германий, олово, свинец) на наружном энергетическом уровне имеют четыре электрона. Именно эти электроны определяют валентность данных элементов. Это объясняется тем, что элементы IV группы главной подгруппы четырехвалентны в соединениях с кислородом. Такая же закономерность наблюдается и в остальных группах (с некоторыми исключениями).

Теория строения атома объясняет также сущность деления групп на две подгруппы: главную и побочную.

**К главным подгруппам** относятся те элементы, валентные электроны которых находятся на царужном энергетическом уровне. Это *s*-и *p*-электроны. В связи с этим и сами элементы главных подгрупп часто называют *s*-и *p*-элементами (см. первый форзац: *s*-элементы в периодической системе изображены красным цветом, а *p*-элементы — желтым).

**К побочным подгруппам** относятся элементы, валентные электроны которых находятся также на предпоследнем энергетическом уровне. Это *d*-электроны. Форма их облаков более сложна, чем у *p*-электронов (рис. 52). Элементы побочных подгрупп относят к *d*-элементам. Первый *d*-элемент — это скандий Sc, так как один из его валентных электронов расположен на предпоследнем энергетическом уровне. Сходные со скандием иттрий Y, лантан La и актиний Ac образуют побочную подгруппу III группы. Аналогичные подгруппы образуют элементы титан II, ванадий V, хром Cr, марганец Mn, железо Fe, кобальт Co, никель Ni, медь Cu и цинк Zn — подрад 10 *d*-элементов, которыми начинаются 10 побочных подгрупп (см. первый форзац: *d*-элементы в периодической системе изображены синим цветом).

После элементов лантана La (помечен двумя звездочками) и актиния Ac (номерчен двумя звездочками) следует 14 элементов, в ионах которых дополняется электронами (от 18 до 32) третий снаружи энергетический уровень. Эти электроны называются *f*-электронами. Форма облаков этих электронов еще более сложная, чем у *d*-электронов. Элементы, имеющие *f*-электроны, относятся к *f*-элементам (см. первый форзац: *f*-элементы обозначены фиолетовым цветом и помещены в два ряда под периодической системой).

Связь периодической системы с теорией строения атомов показана в таблице 21.

Ответьте на вопросы 21—23 (с. 122).

Рис. 52. Форма *d*-электронного облака.

### § 5. Значение периодического закона

Д. И. Менделеев не сомневался в достоверности открытого им закона и твердо верил в его будущее. Незадолго до своей смерти Д. И. Менделеев писал: «...периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает». Он не ошибся. Периодический закон позволил Д. И. Менделееву и другим ученым предвидеть ряд фактов и явлений, предопределяющих развитие учения о строении вещества.

Ко времени открытия периодического закона многие элементы были пока еще неизвестны. Гениальность Д. И. Менделеева заключалась в том, что он, руководствуясь свойствами элементов, оставил незаполненными значительное число клеток в периодической системе и предсказал существование в природе элементов скандия Sc, галия Ga, германия Ge и некоторых других. Естественно, что выводы Д. И. Менделеева послужили стимулом к планомерным поискам, которые увенчались блестящим успехом: упомянутые элементы были открыты еще при жизни Д. И. Менделеева, и его предсказания относительно их свойств подтвердились с удивительной точностью.

Руководствуясь периодическим законом, Д. И. Менделеев исправил многие относительные атомные массы элементов, которые были определены неправильно. Так, например, относительная атомная масса бериллия была принята равной 13,5. В этом случае бериллий пришлось бы поместить между двумя неметаллами — углеродом С (относительная атомная масса 12) и азотом N (относительная атомная масса 14). Но тогда нарушилась бы периодичность в изменении свойств элементов. Так как Д. И. Менделеев был убежден в достоверности открытого им закона, то он пришел к выводу, что бериллий нужно поместить между литием Li и бором B. На основе периодического закона Д. И. Менделеев пришел к выводу, что относительная атомная масса элемента должна составлять примерно полусумму относительных атомных масс окружающих его элементов. Отсюда относительная атомная масса бериллия равна  $\frac{7+11}{2}$ . Подобным же образом Д. И. Менделеев исправил относительные атомные массы других элементов, и дальнейшие исследования подтвердили правильность такого подхода.

Периодический закон сыграл большую роль в создании современной теории строения атомов, которая в свою очередь явилась подтверждением его положений.

1. Явление периодичности в изменении химических свойств элементов было объяснено электронными структурами атомов (с. 111–112).

2. Возрастание числа элементов в периодах (2–8–18–32) привело ученых к мысли о заполнении энергетических уровней соответствующим числом электронов (с. 111 и 117).

3. Формирование в периодической системе групп и подгрупп согласно ряду чисел 2–6–10–14 (в 1-м периоде начинаются 2 главные подгруппы, во 2-м периоде – 6 главных подгрупп, в 4-м периоде – 10 побочных подгрупп, в 4-м периоде – 14 подгрупп) способствовало развитию учения о закономерностях заполнения электронами энергетических уровней и подуровней (с. 116–117).

4. На основе периодического закона удалось предвидеть и открыть зауранные элементы. Пользуясь закономерностью периодической системы, которую отражает формула  $N=2n^2$  (с. 111), можно предвидеть, что в 7-м периоде, как и в 6-м, должно быть 32 элемента. Из них уже известен 21 элемент. Так же можно предположить, что в 8-м периоде должно быть 50 элементов.

5. Периодический закон и система химических элементов имели большое значение для изыскания областей применения ядерной энергии и радиоактивных изотопов, которые широко используются в современной технике, в медицине и сельском хозяйстве. Кроме того, в наше время периодический закон способствует открытию и исследованию свойств трансурановых элементов.

6. В периодическом законе и составленной на его основе системе химических элементов ярко проявляются общие закономерности развития природы.

Таблица 21. Связь периодической системы с теорией строения атомов

Сообщение понятий и закономерностей о теории заряда строения атомов	Примеры
Порядковый номер элемента соответствует значению заряда ядра и числу электронов в его атомах	Порядковый номер элемента калий K 19. Заряд ядра его атомов +19; вокруг него размещаются девятнадцать электронов с общим отрицательным зарядом -19
Номер периода соответствует числу энергетических уровней в атомах данного элемента	Элемент кальций Ca находится в 4-м периоде. В его атомах электроны расположены по четырем энергетическим уровням
Периодичность изменения химических свойств элементов зависит от периодичности расположения электронов по энергетическим уровням	Периодическая повторяемость свойств от азота N к фосфору P и далее к мышьяку As объясняется тем, что в атомах всех этих элементов на последнем энергетическом уровне находятся пять электронов
Возрастание высшей валентности в соединениях с кислородом и уменьшение валентности в соединениях с водородом в периодах слева направо сопровождается увеличением числа электронов на наружных энергетических уровнях	От элемента кремния Si (на наружном энергетическом уровне четыре электрона) к элементу фосфору P (на наружном энергетическом уровне пять электронов) высшая валентность в соединениях с кислородом увеличивается от 4 до 5, а валентность в соединениях с водородом уменьшается от 4 до 3
В периодах слева направо заряд ядра постепенно увеличивается, и расстояние между ним и валентными электронами сокращается. В связи с этим отдача электронов постепенно затрудняется, и металлические свойства ослабливаются	В 3-м периоде слева направо (от натрия Na к хлору Cl) металлические свойства постепенно ослабевают. Сходная закономерность наблюдается также и в других периодах
Высшая валентность в соединениях с кислородом соответствует числу электронов, находящихся на наружном энергетическом уровне (число валентных электронов соответствует номеру группы, исключение — азот). Валентность в соединениях с водородом определяется числом электронов, недостающим до числа 8	Элемент хлор Cl находится в VII группе главной подгруппы. На наружном энергетическом уровне его атомов находится семь электронов. В связи с этим хлор в соединениях с кислородом семивалентен, а с водородом — одновалентен
У атомов элементов главных подгрупп с возрастанием относительных атомных масс (сверху вниз) увеличиваются расстояния между валентными электронами и ядром. Поэтому способность к отдаче электронов все увеличивается и металлические свойства усиливаются	В IV группе главной подгруппы первый элемент углерод C является неметаллом, а у самого нижнего элемента — свинца Pb — преобладают металлические свойства

Так, например, мы убедились, что в периодах происходит как скачкообразное, так и постепенное изменение свойств химических элементов. При увеличении заряда ядра на единицу происходит скачкообразное изменение свойств и появляется другой элемент с совершенно другими свойствами. В то же время в периодах слева направо происходит постепенное изменение свойств от типичных металлов к типичным неметаллам. В дальнейшем курсе обществоведения вы убедитесь, что существует всеобщий закон развития природы — закон *перехода количества в качество*.

Другой всеобщий закон — закон *единства и борьбы противоположностей* — ярко проявляется в строении самих атомов, ибо последние существуют в единстве двух противоположностей: положительного заряда ядра и движущихся вокруг его отрицательно заряженных электронов. Большинство химических элементов носит двойственный (противоположный) характер, т. е. в них проявляются в какой-то степени металлические и неметаллические свойства.

В периодическом законе и системе химических элементов проявляется всеобщая закономерность развития — от более простого к более сложному. Это ярко проявляется при переходе от периода к периоду. Так, например, элемент калий повторяет многие свойства элемента натрия, но в то же время атом калия имеет более сложное строение и является химически более активным элементом. Следовательно, развитие происходит как бы по спирали и определяется третьим основным законом природы — законом *отрицания отрицания*, с которым вы ознакомились в курсе обществоведения.

Ответьте на вопрос 21 (с. 122).

### § 6. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева

Дмитрий Иванович Менделеев — один из величайших ученых мира — родился 27 января (8 февраля) 1834 г. в городе Тобольске в семье директора местной гимназии. После окончания Тобольской гимназии Д. И. Менделеев поступил в Петербургский педагогический институт, который он окончил в 1857 г. с золотой медалью.

В 1859 г., после защиты магистерской диссертации, Д. И. Менделеев уехал за границу в двухлетнюю научную командировку. После возвращения он был избран профессором сначала Петербургского технологического института, а затем университета, в котором он в течение 23 лет вел научную и педагогическую работу. Во время студенческих волнений в 90-х годах он выступил в защиту студентов и был вынужден покинуть университет. Последние годы своей жизни Д. И. Менделеев работал в Главной палате мер и весов.

Величайшим достижением творческой деятельности Д. И. Менделеева было открытие периодического закона и создание перио-

днической системы элементов. Большую известность получила его докторская диссертация «О соединении спирта с водой и понимание растворов как ассоциаций». Разработанная Д. И. Менделеевым гидратная теория растворов имеет значение в химии и в наше время.

Выдающимся трудом Д. И. Менделеева является его книга «Основы химии». В этой книге впервые вся неорганическая химия была изложена с точки зрения периодического закона.

Органически сочетаю теорию с практикой, Д. И. Менделеев много внимания уделял вопросам технологии нефти. Он предлагал всемерно увеличивать добывчу нефти и совершенствовать ее химическую переработку. Заинтересовавшись железорудной промышленностью Урала, Д. И. Менделеев рекомендовал использовать угли Кузнецкого бассейна. Он внес ряд ценных предложений для развития металлургии и многих других отраслей отечественной промышленности.

Научная деятельность Д. И. Менделеева была весьма многосторонней. Большие его заслуги в разработке техники точных измерений, в теории воздухоплавания, в физике и в химической технологии. Ценными были его высказывания о всестороннем и разумном использовании природных богатств России.

1. С какими затруднениями встретились ученые при попытке разделить все элементы на две группы — металлы и неметаллы? Вспомните, какими свойствами обладают элементы, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, и напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Приведите факты, подтверждающие, что химические элементы можно распределить по отдельным группам.

3. Элемент галлий Ga сходен с алюминием Al, а селен Se — с серой S. Напишите формулы оксидов, оснований, кислот и солей, в состав которых входят эти элементы. Составьте уравнения реакций, характеризующих химические свойства соответствующих соединений.

4. Сформулируйте периодический закон. Какие трудности возникали у Д. И. Менделеева при обосновании этого закона?

5. Почему Д. И. Менделеев назвал открытый им закон периодическим? Ответ подтвердите анализом свойств химических элементов.

6. Сформулируйте понятие «период» и назовите факты, которые позволили Д. И. Менделееву все химические элементы расположить по периодам.

7. На примере 3-го и 4-го периодов объясните, какие признаки являются общими для всех периодов. Чем отличаются большие периоды от малых?

8. Приведите примеры из курса физики, которые убедили ученых, что атомы имеют сложное строение.

9. Поясните, какова роль открытых радиоактивности в развитии химической науки.

10. Чем отличаются ядерные реакции от химических?

11. Какие элементарные частицы вам известны? Как и когда было доказано их существование?

12. Что такое изотопы? На конкретных примерах поясните, почему относительные атомные массы элементов выражаются дробными числами.

13. Что такое мечевые атомы и для каких целей они применяются?

14. Поясните, что называется энергетическим уровнем, и изобразите схему строения атомов натрия Na, азота N, кальция Ca, фосфора P и хлора Cl.

15. На основе теории строения атомов объясните гущность явления периодичности в изменении химических свойств элементов.

16. Поясните на конкретных примерах, почему изменение заряда ядра приводит к изменению химических свойств.

17. Как происходит заполнение энергетических уровней электронами у атомов элементов 4-го периода (начиная от калия K и кончая криптоном Kr)?
18. Как электроны движутся в атомах? Каков смысл понятия «электронное облако»?
19. Химические элементы разных периодов подразделяются на  $\alpha$ - и  $\beta$ -элементы. Чем это объясняется?
20. Изобразите схемы строения атомов элементов 3-го периода.
21. Расскажите, как Д. И. Менделеев составил периодическую систему элементов.
22. Перечислите все составные части периодической системы химических элементов и поясните, почему большие периоды размещены на рядах, а группы — на подгруппах.
23. Как изменяются свойства химических элементов в периодах и главных подгруппах? Объясните эти закономерности с точки зрения теории строения атомов.
24. Охарактеризуйте научное и практическое значение открытия периодического закона.

## Глава VII

### ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

#### § 1. Электроотрицательность химических элементов

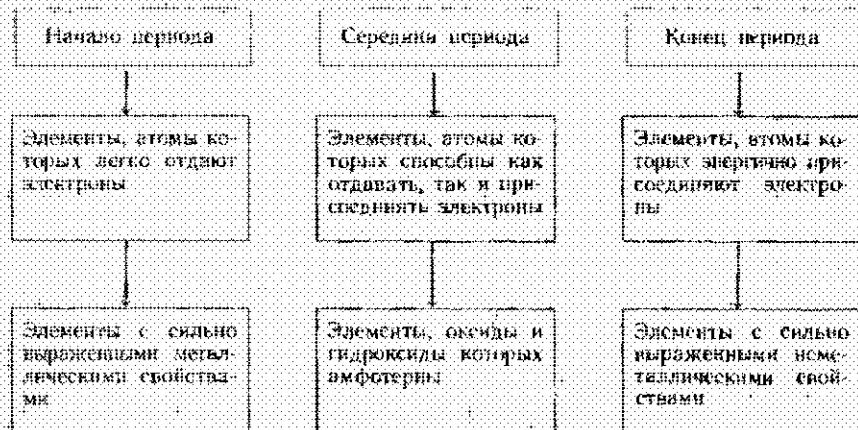
С точки зрения теории строения атомов принадлежность элементов к металлам и неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны.

Наиболее сильными металлическими свойствами обладают те элементы, атомы которых легко отдают электроны.

Наоборот, неметаллические свойства особенно выражены у тех элементов, атомы которых энергично присоединяют электроны.

В периодах слева направо постепенно усиливаются неметаллические свойства (схема 20).

Схема 20



*Свойство атомов притягивать к себе электроны называется электроотрицательностью<sup>1</sup>.*

Понятие об электроотрицательности в дальнейшем поможет вам уяснить сущность природы химической связи.

Абсолютные значения электроотрицательности выражаются числами, затрудняющими их практическое применение. Поэтому условно принимают за единицу электроотрицательность лития. Электроотрицательности других элементов соответственно вычисляют. Так получают примерную шкалу значений относительной электроотрицательности элементов (табл. 22). Численные значения электроотрицательностей в таблице даны весьма приближенно, но они дают возможность правильно ориентироваться в их закономерностях.

Таблица 22. Относительная электроотрицательность важнейших химических элементов по группам

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 2,1							
Li 1	B 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,2	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0				Cr 1,7	Br 2,8	Fe 1,8
	Zn 1,6						
Rb 0,8	Sr 0,9					I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,8						

Наибольшую электроотрицательность имеет элемент фтор. Она равна 4.

Зная числовые значения электроотрицательностей, можно судить о принадлежности соответствующего элемента к металлам или неметаллам. Для металлов электроотрицательность, как правило, меньше двух, а у неметаллов — больше двух. Так как электроотрицательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх, то на основе периодической системы можно предсказать, какой из двух элементов обладает большей электроотрицательностью.

При химических реакциях электроны переходят или смеща-

<sup>1</sup> Определение электроотрицательности элементов дано в упрощенном виде.

ются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью. Поэтому сведения об электроотрицательности элементов особенно важны при характеристике химической связи и валентности.

Ответьте на вопрос 1 (с. 134).

## § 2. Основные типы химической связи

Пользуясь понятием электроотрицательности элементов, можно предвидеть основные три случая химического взаимодействия между атомами:

1. Химические реакции происходят между атомами элементов, электроотрицательности которых резко отличаются, например атомами щелочных металлов и атомами галогенов.

2. Химические реакции происходят между атомами элементов, электроотрицательности которых одинаковы. Такое взаимодействие наблюдается при образовании газов ( $H_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ), молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов.

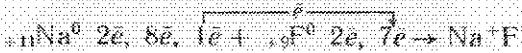
3. Вступать в химические реакции могут атомы элементов, электроотрицательности которых отличаются, но не очень сильно. Этот случай является промежуточным между двумя первыми крайними и встречается особенно часто. Примерами его является образование молекул воды  $H_2O$ , хлороводорода  $HCl$ , метана  $CH_4$  и многих других веществ.

В зависимости от того, к какому случаю следует отнести данный химический взаимодействие элементов, различают определенный тип химической связи. Надо учесть, что между этими типами химических связей нет резких границ. Между ними существует постепенный взаимопереход. Поэтому во многих химических соединениях одновременно существуют разные типы связей. Это объясняется постепенностью изменения электроотрицательностей химических элементов.

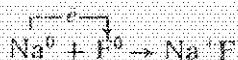
**Ионная связь** образуется при взаимодействии атомов элементов, электроотрицательности которых резко отличаются (первый случай). При этом происходит почти полное смещение электронных облаков наружных энергетических уровней от атомов с малой электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью. Атомы, которые почти полностью отдают свои наружные (валентные) электроны, превращаются в положительно заряженные ионы, а атомы, которые эти электроны приобретают, — в отрицательно заряженные ионы.

**Ионы** — это заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:



или



(фторид натрия состоит из ионов натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионов  $\text{F}^-$ ).

Из курса физики известно, что положительно и отрицательно заряженные частицы взаимно притягиваются. Следовательно, между положительными и отрицательными ионами существуют силы взаимного притяжения, т. е. образуется ионная химическая связь.

*Химическая связь, которая возникает в тех случаях, когда одни атомы почти полностью отдают свои валентные электроны, а другие атомы эти электроны присоединяют, называется ионной связью.*

Соединения, которые при этом образуются, называются ионными соединениями. Наиболее типичная ионная связь возникает только между типичными металлами и галогенами.

*Ковалентная связь обращается при взаимодействии атомов с одинаковыми электроотрицательностями (итерой случай).*

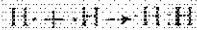
Смещение электронных облаков при этом не происходит. Следовательно, в этом случае ионная связь образоваться не может.

Какова природа химических связей в молекулах, которые состоят из двух одинаковых атомов? Чтобы ответить на этот вопрос, ознакомимся с образованием химической связи между атомами в молекуле водорода.

Нам уже известно, что атомы водорода состоят из положительного ядра, вокруг которого размещается электронное облако сферической формы. Так как электроны могут обладать различными (антинапараллельными) спинами, то их облака взаимно перекрываются с образованием прочной (связывающей оба атома) электронной пары, подобно тому как это происходит в атомах гелия (с. 113). Физический смысл такой связи можно объяснить процессом перекрывания и уплотнения электронных облаков между положительными ядрами соединяющихся атомов.

*Химическая связь, возникающая в результате образования общих (связывающих) электронных пар, называется ковалентной или атомной связью<sup>1</sup>.*

На рисунке 53 дана схема ковалентной химической связи в молекуле водорода, образованная перекрыванием  $s$ -электронных облаков. Упрощенно это можно показать так:



Так как ковалентную химическую связь очень часто изображают при помощи общих связывающих электронных пар (т. е. при помощи так называемых электронных формул), то ознакомимся с этим методом более подробно.

Установлено, что при образовании многих молекул составляющие их атомы стремятся приобрести устойчивую конфигура-

<sup>1</sup> Известны случаи, когда подобного рода химическую связь образует один электрон. Эти примеры рассматриваются в курсе химии высшей школы.

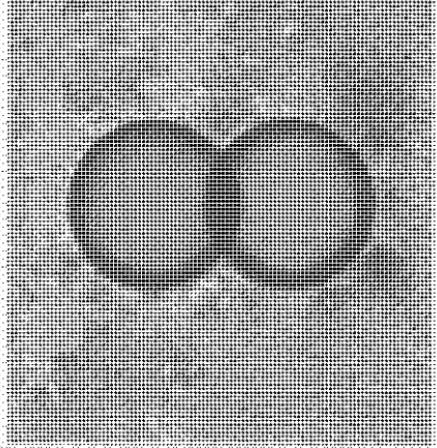


Рис. 53. Образование ковалентной химической связи в молекуле водорода

2. Находят, в какой группе периодической системы помещен данный элемент.
  3. Отмечают число валентных электронов согласно группе, в которой находится данный элемент.
  4. При помощи точек обозначают между атомами элементов столько общих электронных пар, сколько не хватает до числа 8.
  5. Остальные электроны обозначают точками вокруг химического знака каждого атома.
- Например, пользуясь вышеуказанным подходом, электронную формулу азота  $N_2$  составляют так:
1. Пишут рядом химические знаки элемента азота:
$$N \quad N$$
  2. С помощью периодической системы выясняют, что азот находится в V группе главной подгруппы.
  3. По периодической системе определяют, что атом азота имеет пять наружных электронов.
  4. Намечает, что до устойчивой конфигурации (т. е. до восьми электронов) у азота не хватает трех электронов. Поэтому между химическими знаками азота при помощи точек обозначают три электронные пары:
$$\begin{array}{c} : \\ N \cdot N \\ : \end{array}$$
  5. Остальные два электрона показывают точками возле каждого атома:
$$\begin{array}{c} : \\ N^+ \cdot N^- \\ : \end{array}$$

Следует иметь в виду, что изображение электронов точками условно. Каждая точка представляет собой электронное облако определенной формы. Сущность образования связывающих электронных пар объясняется перекрыванием электронных облаков. Электронная пара может обозначать перекрывание  $s-s$ ,  $s-p$  или  $p-p$  электронных облаков (рис. 54). Если электронные облака перекрываются по линии, соединяющей центры двух атомов (рис. 54), то такая связь называется *σ-связью* (сигма-связью).

цию, состоящую из двух или восьми электровов, т. е. или из одной электронной пары, как у атома гелия, или из четырех электронных пар, как у атомов остальных благородных газов. В молекуле водорода каждый атом приобретает одну устойчивую электронную пару. В других случаях при образовании ковалентной связи каждый атом приобретает устойчивую конфигурацию, состоящую из восьми электронов. Исходя из этого при составлении электронных формул поступают так:

1. Пишут рядом химические знаки соответствующих атомов.

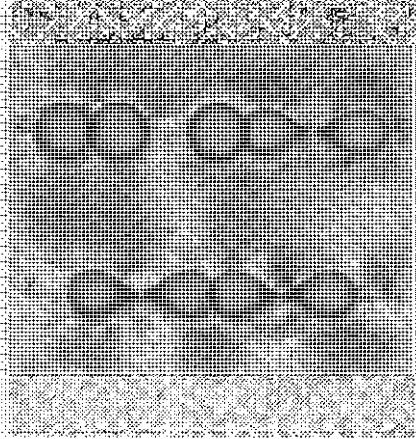


Рис. 54. Перекрывание  $s-s$ ,  $s-p$  и  $p-p$ -электронных облаков ( $\sigma$ -связь).

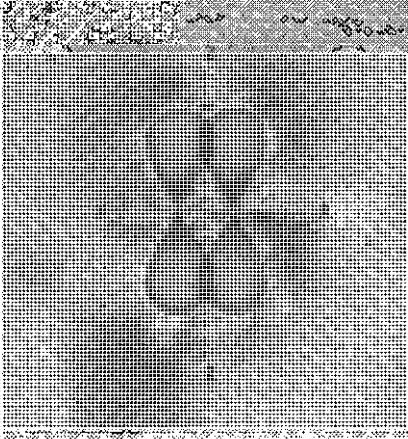


Рис. 55.  $\pi$ -Связь.

В случае кратных  $p-p$ -связей (двойная или тройная), из-за перпендикулярного расположения  $p$ -электронных облаков только одна из них может быть  $\sigma$ -связью. Остальные  $p$ -электронные облака перекрываются *перпендикулярно* ядрами, *свединяющей* ядра атомов (рис. 55). Такая связь называется  $\pi$ -связью (пи-связь). В зависимости от того, какие электронные облака и как они перекрываются, образуются химические связи с различной прочностью. Этим и объясняется, почему при наличии двойных и тройных связей некоторые из них разрываются легче, а другие труднее.

**Неполарная и полярная ковалентная связь.** До сих пор мы знакомились с образованием ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью. В этих случаях перекрывающиеся электронные облака располагаются симметрично между ядрами соединяющихся атомов. В результате образуются молекулы, в которых центры тяжести положительных и отрицательных зарядов совпадают.

*Химическая связь, которая образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называется ковалентной неполярной связью.*

Но многие молекулы состоят из атомов, электроотрицательности которых незначительно отличаются (с. 124). В этих случаях общая электронная пара (т. е. электронная плотность, образованная

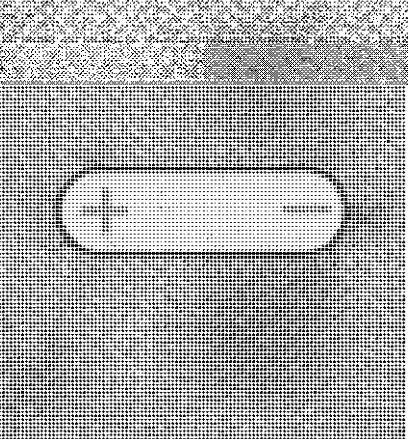


Рис. 56. Схема диода.

перекрыванием двух электронных облаков) сдвигается в сторону более электроотрицательного элемента, например:



Тогда в молекулах центры тяжести положительных и отрицательных зарядов не совпадают. В той части молекулы, где находится более электроотрицательный элемент, накапливается избыток отрицательного заряда, а где менее электроотрицательный элемент — избыток положительного заряда (рис. 56). Такие молекулы называются полярными.

Химическая связь, образованная между атомами, электроотрицательности которых отличаются, но незначительно, называется ковалентной полярной связью.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 2—8 (с. 134).

### § 3. Кристаллические решетки

Кристаллические и аморфные вещества. Если подвергнуть механическому дроблению сахар, серу, графит, слюду и многие другие твердые вещества, то можно заметить, что они раскалываются и образуют мелкие кристаллики определенной формы. Такие вещества называются *кристаллическими*.

Однако известны твердые вещества (стекло, куски смолы), которые при ударе образуют пекалки неопределенной формы. Такие вещества называются *аморфными*, т. е. бесформенными.

Возникают вопросы: как объяснить существование твердых веществ со столь различными свойствами? Почему кристаллические вещества при ударе раскалываются в определенных плоскостях, а аморфные вещества этим свойством не обладают? Так как свойства веществ зависят от их строения, то можно предположить, что в кристаллических веществах составляющие их частицы (ионы, атомы, молекулы) в одних направлениях находится ближе одна к другой, а в других — на более удаленном расстоянии. Действительно, ученые доказали, что в кристаллических веществах, например в графите, в одних плоскостях атомы углерода расположены близко один к другому, а в других (перпендикулярно расположенных плоскостях) — на более далеких расстояниях (рис. 57). Именно по плоскостям, в которых атомы углерода находится дальше один от другого, графит легко расщепляется на чешуйки. Такими свойствами обладают, например, слюда и другие кристаллические вещества.

В кристаллических веществах ионы, атомы или молекулы расположены строго закономерно на определенных расстояниях. Такое закономерное расположение частиц в кристаллах напоминает строение обыкновенной решетки с чередующимися узлами. Отсюда возникло название «*кристаллическая решетка*». В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах этой

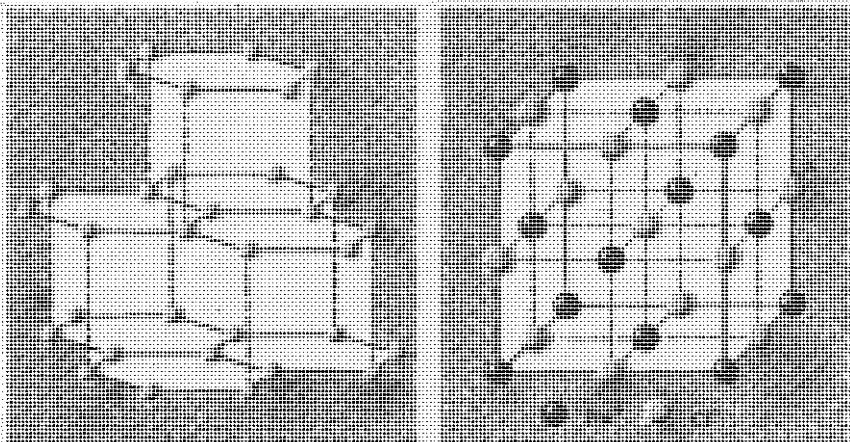


Рис. 57. Расположение атомов углерода в кристаллах графита.

Рис. 58. Схема строения кристаллической решетки хлорида натрия.

решетки, различают *ионные, атомные и молекулярные кристаллические решетки*. Известны в металлические решетки (II, с. 81).

В отличие от кристаллических, в аморфных веществах такое закономерное расположение частиц не наблюдается.

Ионные кристаллические решетки характерны для ионных соединений. В узлах их решеток находятся противоположно заряженные ионы. Типичными представителями этих соединений являются соли. Например, в узлах кристаллической решетки хлорида натрия находятся ионы натрия и хлорид-ионы (рис. 58). В кристаллах хлорида натрия отдельных молекул хлорида натрия не существует. Весь кристалл представляет как бы гигантскую молекулу. В хлориде натрия каждый ион связан (в трех перпендикулярных плоскостях) с шестью противоположно заряженными ионами. Эти ионы находятся на одинаковых расстояниях друг от друга, образуя кристаллы кубической формы (рис. 58).

Подобно хлориду натрия, большинство солей состоят не из молекул, а из отдельных ионов.

Хотя в кристаллах солей отдельных молекул нет, все же на практике принято говорить о молекулах. Например, употребляются термины «молекула хлорида натрия», «молекула нитрата калия» и т. д. В этих случаях слово «молекула» употребляется условно. У солей молекулы реально существуют только в газообразном состоянии.

**Атомные кристаллические решетки.** В узлах атомных кристаллических решеток находятся отдельные атомы, связанные между собой ковалентными связями. Так как атомы, подобно ионам, могут располагаться в пространстве по-разному, то в этих случаях образуются кристаллы различной формы. Например, в узлах кристаллических решеток алмаза (рис. 59) и графита

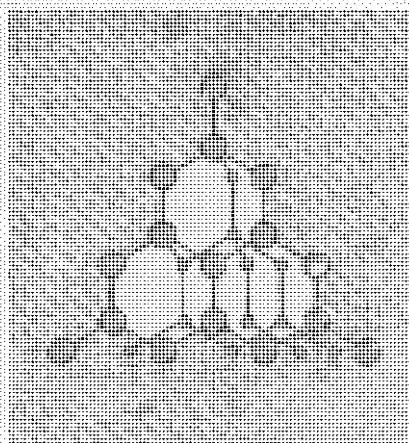


Рис. 59. Расположение атомов углерода в кристаллах алмаза.

неполярные молекулы  $\text{NCl}$ . Как и в предыдущих случаях, в зависимости от взаимного расположения молекул в пространстве могут образовываться кристаллы различной формы.

Зависимость некоторых физических свойств веществ от типов кристаллических решеток. Существует следующая закономерность: если известно строение вещества, то можно предсказать их свойства, или наоборот: если известны свойства вещества, то можно определить их строение. Пользуясь этой закономерностью, попытаемся предсказать, какие, примерно, должны быть температуры плавления фторида натрия  $\text{NaF}$ , фтора  $\text{F}_2$  и фтороводорода  $\text{HF}$ .

В узлах кристаллической решетки фторида натрия находятся ионы натрия  $\text{Na}^+$  и фторид-ионы  $\text{F}^-$ . Между ними существует электростатическое притяжение. Эти силы сравнительно велики. Чтобы расплавить фторид натрия, нужно преодолеть эти силы и разрушить кристаллическую решетку. Следовательно, температура плавления фторида натрия должна быть высокой. В узлах кристаллической решетки фтора находятся неполярные молекулы. Силы сцепления между ними небольшие. Поэтому фтор должен иметь очень низкую температуру плавления. В узлах кристаллической решетки фтороводорода находится полярные молекулы. Силы сцепления между ними гораздо меньше, чем между ионами, но большие, чем между неполярными молекулами. Поэтому температура плавления фтороводорода должна быть го-

(рис. 57) находятся одни и те же атомы углерода, но из-за различного расположения атомов кристаллы алмаза имеют октаэдрическую форму, а кристаллы графита — призматическую.

**Молекулярные кристаллические решетки.** В узлах молекулярных кристаллических решеток находятся *неполярные* или *полярные* молекулы. Например, в узлах кристаллической решетки кислорода (при температуре ниже  $-219^\circ\text{C}$ ) находятся неполярные молекулы  $\text{O}_2$ , в узлах кристаллической решетки твердого хлороводорода (ниже  $-114^\circ\text{C}$ ) — полярные

молекулы  $\text{HCl}$ . Как и в предыдущих случаях, в зависимости от взаимного расположения молекул в пространстве могут образовываться кристаллы различной формы.

Температура плавления (в  $^\circ\text{C}$ )

Название вещества	Температура плавления (в $^\circ\text{C}$ )
Фторид натрия $\text{NaF}$	995
Фтор $\text{F}_2$	-220
Фтороводород $\text{HF}$	83

раздо ниже, чем у фторида натрия, но выше, чем у фтора. Экспериментальные данные подтверждают это предположение (см. табл.).

Ковалентные связи между атомами очень прочные, поэтому можно предполагать, что для веществ с атомной решеткой характерна высокая температура плавления. Это тоже подтверждается на практике. Так, например, алмаз и графит плавятся при повышенном давлении и очень высокой температуре.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 9—11 (с. 134).

#### Валентность элементов в свете электронной теории

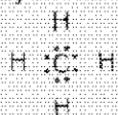
Как нам уже известно (с. 25), валентность — это способность атомов одного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента. Это понятие очень сложное, в все же электронная теория позволяет раскрыть его сущность.

В ковалентных соединениях, а их большинство, валентность обычно определяется числом связей, которые образуются между атомами. Следовательно, чтобы понять сущность валентности, необходимо уяснить сущность процесса образования химических связей.

Мы уже знаем (с. 125), что в большинстве случаев ковалентную связь образуют общие электронные пары. Чаще всего в процессе образования общих электронных пар участвуют оба реагирующих атома (каждый из них предоставляет по одному электрону). Однако известны случаи, когда общую связывающую электронную пару предоставляет только один атом. Такие примеры мы рассмотрим несколько позже (II, с. 8).

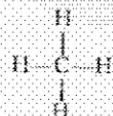
Таким образом, валентность в наиболее часто встречающихся случаях определяется числом общих электронных пар, связывающих атомы в данном соединении.

Например, электронную формулу метана  $\text{CH}_4$  изображают так:



В молекуле метана атом углерода имеет четыре общие электронные пары. Это означает, что углерод четырехвалентен. Каждый же атом водорода имеет по одной общей электронной паре, т. е. водород одновалентен.

Общую электронную пару можно изобразить в виде черточки:



Так как полной (100-процентной) отдачи и присоединения электронов не бывает, то подобное объяснение сущности понятия «валентность» в какой-то степени можно отнести и к ионным соединениям. Так, например, в хлориде натрия между ионами имеется одна общая электронная пара, которая сильно смещена в сторону хлорид-иона.



В результате каждый ион имеет по одной общей электронной паре, т. е. и натрий, и хлор одновалентны.

Некоторые ученые валентность в ионных соединениях называют ионной валентностью. Однако при этом учитывается, что в ионных соединениях нет отдельных молекул (с. 129) и валентность в них не соответствует числу связей.

Нами рассмотрены наиболее типичные случаи проявления валентности и дано объяснение с точки зрения электронной теории.

## § 4. Окисление и восстановление

Повторите из главы III § 3.

Присоединение кислорода к веществам и его отдача — это частные случаи окислительно-восстановительных реакций. Более глубокие и обобщенные понятия об этих процессах дает электронная теория.

Сопоставим реакции образования оксида лития  $\text{Li}_2\text{O}$ , сульфида лития  $\text{Li}_2\text{S}$  и фторида лития  $\text{LiF}$ . На примере взаимодействия лития с кислородом видно, что атомы окисляющегося элемента (в данном случае лития) отдают валентные электроны, а атомы кислорода — присоединяют. Такой же процесс происходит в реакциях лития с серой и фтором (табл. 23). В более обобщенном виде можно сказать так:

*Процессы, в результате которых происходит переход или смещение (более распространенный случай) валентных электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью, являются окислительно-восстановительными реакциями.*

Окислительно-восстановительные реакции в виде уравнений изображают так:

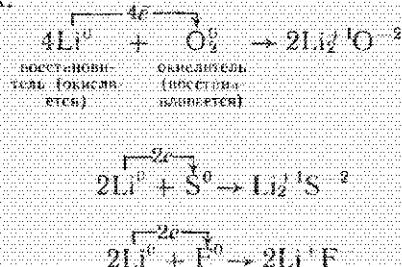


Таблица 23

Схема строения реагирующих атомов	Электроотрицательность реагирующих элементов	Схема процессов химического взаимодействия	Химические формулы образующихся веществ
${}_{3s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ ${}_{8s}^1\text{O} \ 2e, \ 6e$	1 3,5	$+{}_{3s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ $-{}_{8s}^1\text{O} \ 2e, \ 6e$ $+{}_{3s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ $\uparrow$	$+1-2$ $\text{Li}_2\text{O}$
${}_{1s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ ${}_{16s}^1\text{S} \ 2e, \ 8e, \ 6e$	1 2,5	$+{}_{1s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ $-{}_{16s}^1\text{S} \ 2e, \ 8e, \ 6e$ $+{}_{1s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ $\uparrow$	$+1-2$ $\text{Li}_2\text{S}$
${}_{1s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ ${}_{9s}^1\text{F} \ 2e, \ 7e$	1 4,0	$+{}_{1s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ $-{}_{9s}^1\text{F} \ 2e, \ 7e$ $+{}_{1s}^1\text{Li} \ 2e, \ 1e$ $\uparrow$	$+1-1$ $\text{LiF}$

*Процесс отдачи электронов называется окислением, а процесс присоединения — восстановлением.*

*Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а которые отдают — восстановителями.*

В нашем примере атомы лития в реакциях с кислородом, серой и фтором отдают электроны, следовательно, они окисляются и являются восстановителями. Атомы же кислорода, серы и фтора присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, и, следовательно, являются окислителями.

Однако из трех реакций, указанных в таблице 23, почти полный переход электронов наблюдается только при взаимодействии лития с фтором. В остальных случаях происходит частичное смещение электронов от атомов лития к атомам кислорода и серы. Это объясняется разницей в значениях электроотрицательностей. В наших примерах у лития и фтора она наибольшая. Следовательно, заряды, которые проставлены над знаками химических элементов, только во фториде натрия близки к +1 и -1. В оксидах и особенно в сульфиде лития фактические заряды сильно отличаются от проставленных. Это относится к большинству соединений, образующихся в окислительно-восстановительных реакциях: заряды, которые ставят над знаками элементов, являются формальными. Они получили название степени окисления.

*Значение степени окисления определяется числом электронов, смещенных от атома данного элемента (положительная степень) к атому другого элемента (отрицательная степень).*

*Следовательно, степень окисления — это тот заряд, который приобрели бы атомы, если бы в данной окислительно-восстановительной реакции одни атомы полностью отдали соответствующее число электронов, а другие атомы полностью их присоединили.*

Степень окисления свободных атомов равна нулю, как и в атомах, входящих в состав неполярных молекул, например  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и т. д. Это объясняется тем, что в таких молекулах смещение электронов не происходит.

В соединениях сумма абсолютных значений степеней окисления равна нулю. Это позволяет вычислить степень окисления одного элемента, если известны степени окисления других элементов в данном соединении. Так, например, если требуется определить степень окисления хрома в дихромате калия  $\text{K}_2\overset{\text{+1}}{\text{Cr}}_2\overset{\text{-2}}{\text{O}_7}$ , составляют следующее уравнение:

$$\begin{aligned} (+1) \cdot 2 + x \cdot 2 + (-2) \cdot 7 &= 0 \\ 2 + 2x - 14 &= 0 \\ 2x &= 14 - 2 = 12 \\ x &= 6 \end{aligned}$$

Следовательно, степень окисления хрома в этом соединении +6:  $\text{K}_2\overset{+1}{\text{Cr}}_2\overset{-2}{\text{O}_7}$ .

В приведенном примере и во многих других случаях степень окисления совпадает с валентностью. Но это бывает не всегда. Например, в молекулах кислорода  $\text{O}_2$  и азота  $\text{N}_2$  степень окисления элементов равна нулю, но валентность кислорода равна двум, а азота — трем. В молекуле пероксида водорода  $\overset{+1}{\text{H}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{-1}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{H}}$  степень окисления кислорода равна -1, а валентность — двум.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 12—16.

1. Что такое электроотрицательность? Используя периодическую систему, расположите химические знаки перечисленных ниже элементов в порядке возрастания электроотрицательности: фосфор, магний, бериллий, кислород, кремний, калий, углерод, водород, литий, фтор, сера, алюминий, кальций.

2. Почему числовые значения электроотрицательности позволяют судить о типе химической связи в молекуле? Поясните на конкретных примерах.

3. Дайте вещества: фторид магния, фтор, сероводород, хлорид лития, аммиак, азот. Начертите схемы строения молекул указанных веществ и поясните, какой тип связи существует между атомами в каждом отдельном соединении. Почему?

4. Учитывая электроотрицательность элементов (табл. 22), составьте химические формулы и проставьте степени окисления у следующих соединений: а) кальция с водородом; б) лития с азотом; в) кислорода с фтором; г) углерода с серой; д) углерода с алюминием.

5. Определите тип химической связи в следующих соединениях: а)  $\text{SiF}_4$ ; б)  $\text{Li}_3\text{N}$ ; в)  $\text{AlN}$ ; г)  $\text{XeO}_4$ ; д)  $\text{LiH}$ ; е)  $\text{SF}_6$ ; ж)  $\text{CsF}$ .

6. На конкретных примерах охарактеризуйте сущность ионной и ковалентной связи. Поясните, почему эти два типа химической связи нельзя резко разграничивать.

7. В тетраэдрах напишите по три формулы соединений: а) с ионной связью; б) с ковалентной полярной связью; в) с ковалентной неполярной связью. Изобразите их электронные формулы. Для ковалентных соединений приведите схемы перекрывания электронных облаков.

8. Какое соединение более прочное и почему: а) иодид натрия или иодид калия; б) фторид натрия или хлорид натрия; в) иодид кальция или бромид кальция?

9. Чем отличаются аморфные вещества от кристаллических?

10. Чем отличаются температуры плавления веществ с различными кристаллическими решетками: а) ионной; б) атомной; в) молекулярной? Почему?

11. Какой тип кристаллической решетки образуют вещества, формулы которых приведены: а)  $\text{LiF}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{Li}_3\text{N}$ ; г)  $\text{H}_2$ ; д)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; е)  $\text{H}_2\text{S}$ ? Почему?

12. Что такое валентность и как ее сущность объясняет электронная теория?

13. Чем отличается понятие «валентность» в ионных соединениях от этого понятия в ковалентных соединениях?

14. Что такое степень окисления? В чем проявляется ее сходство и отличие от понятия «валентность»?

15. Определите степень окисления марганца в соединениях, формулы которых приведены:  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

16. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) алюминия с кислородом; б) железа с хлором; в) натрия с серой (образец записи см. на с. 132).

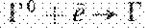
## Глава VIII ГАЛОГЕНЫ

Прежде чем приступить к изучению этой темы, повторите из VI главы § 3 и из VII главы § 2, § 4.

### § 1. Общая характеристика галогенов (положение в периодической системе и строение их атомов)

Галогены находятся в главной подгруппе VII группы периодической системы элементов. Схемы строения их атомов даны в таблице 24.

На наружном энергетическом уровне атомов галогенов (табл. 24) находятся по семи электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов (октета), не хватает по одному электрону. К тому же атомы галогенов по сравнению с атомами металлов того же периода обладают гораздо большим зарядом ядра, меньшим атомным радиусом и имеют по одному испаренному электрону. Поэтому атомы всех галогенов (особенно фтора и хлора) энергично присоединяют недостающий электрон:



( $\Gamma$  — галоген).

Галогены являются сильными окислителями. Для них характерна степень окисления — I.

Молекулы галогенов состоят из двух атомов. Их строение показано в таблице 25 и на рисунке 60.

Галогены могут образовывать соединения с кислородом, в

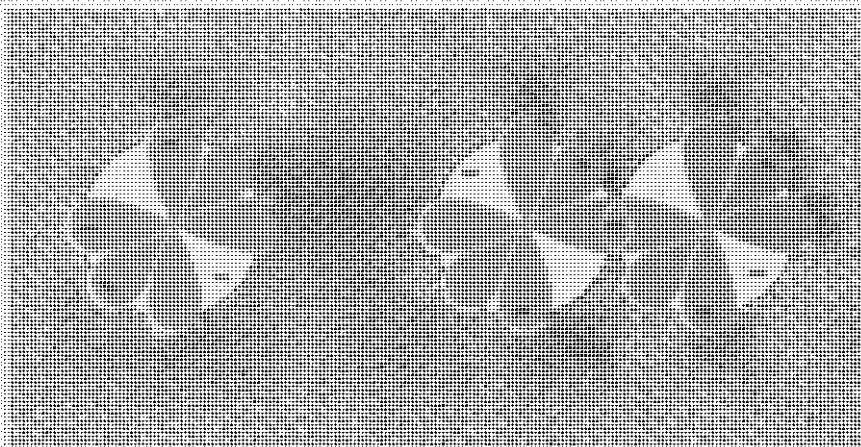


Рис. 60. 1. Размещение электронных облаков на наружном энергетическом уровне в атоме хлора; 2 —  $p-p$ -связь в молекуле хлора.

TABLE 24. Crosses of atoms of different

Numbered atom	Principal quantum number and spectroscopic notation	Structure formula	Principle orbitals of atom
F	+F 2s, 7s	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	+p <sub>z</sub> F [1] 1s[1][1][1]
Cl	+Cl 3s, 8s, 7s	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>0</sup>	+p <sub>z</sub> Cl [1] 1s[1][1][1][1][1]
Br	+Br 3s, 8s, 7s, 7p	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>0</sup> 4f <sup>0</sup> 4g <sup>0</sup>	+p <sub>z</sub> Br [1] 1s[1][1][1][1][1][1]
I	+I 3s, 8s, 18s, 18p, 7s	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>0</sup> 4f <sup>0</sup> 4g <sup>0</sup> 5f <sup>0</sup> 5g <sup>0</sup>	+p <sub>z</sub> I [1] 1s[1][1][1][1][1][1][1]

которых их атомы проявляют положительную степень окисления<sup>1</sup>.

Ответьте на вопросы 1–3 (с. 147).

Таблица 25. Схемы строения молекул галогенов

Химическая формула	Структурная формула	Электронная формула	Образование химической связи через пары из трех плавающих электронов
$F_2$	$F—F$	$:F\ddot{F}:$	
$Cl_2$	$Cl—Cl$	$:Cl\ddot{Cl}:$	

## § 2. Галогены в природе и их получение

**Нахождение галогенов в природе.** Из-за высоких окислительных способностей галогены в природе в свободном состоянии не встречаются. Важнейшие природные соединения галогенов показаны на схеме 21.

Схема 21

Фтор входит в состав флюорита кальция  $CaF_2$ , апатитов, фосфоритов. Содержание фтора в земной коре 0,027%.

Хлор находится в природе в виде различных хлоридов (хлорид натрия  $NaCl$ , хлорид калия  $KCl$ , сильвинит  $KCl \cdot NaCl$ , карналлит  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , хлорид магния  $MgCl_2$  и др.). Содержание хлора в земной коре 0,045%.

### Галогены в природе

Бром в природе встречается в виде бромида натрия  $NaBr$ , бромида калия  $KBr$  и бромида магния  $MgBr_2$ . Содержание в земной коре 0,00016%.

Иод чаще всего встречается в виде иодида натрия  $NaI$  и иодида калия  $KI$ . Содержание иода в земной коре 0,00003%.

**Получение галогенов.** Галогены в природных соединениях обладают степенью окисления  $-1$ , поэтому для получения в свободном состоянии надо окислить их ионы  $I^- - e \rightarrow I^0$ . Для этого в промышленности используют электрический ток (II, с. 83).

В лабораторных условиях хлор получают из соляной кислоты, действуя на нее сильными окислителями. Чаще всего применяют оксид марганца (IV)  $MnO_2$ .

<sup>1</sup> Кислородные соединения галогенов в курсе химии средней школы не изучаются.

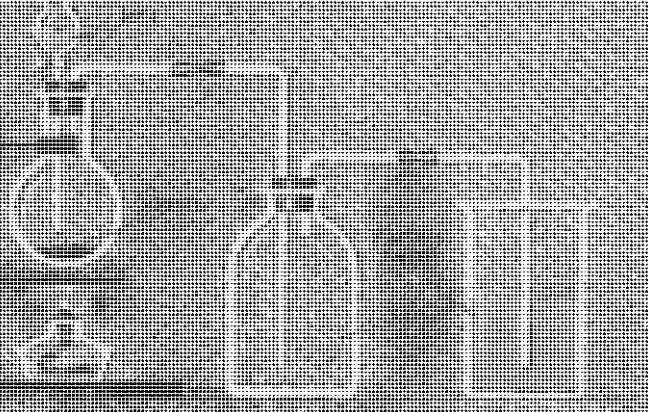
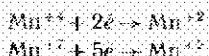
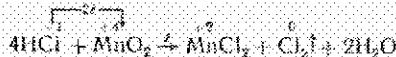


Рис. 61. Получение хлора в лаборатории.

или перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ . В этих соединениях окислителем является марганец со степенью окисления +4 и +7. Это объясняется тем, что атомы марганца с указанными степенями окисления энергично отнимают электроны от других атомов или ионов и сами восстанавливаются до степени окисления +2:

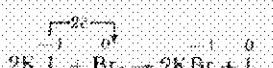
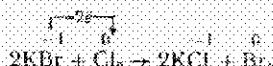


В этом можно убедиться, если из склянки марганца (V) или перманганата калия (рис. 61) подействовать концентрированной соляной кислотой. Выделение хлора сразу можно обнаружить по характерному удущливому запаху:



Как видно, в этой реакции хлорид-ионы окисляются до нейтральных атомов, из которых образуются молекулы хлора. Окислителем является марганец со степенью окисления +4.

Чтобы понять, как можно получить в свободном состоянии остальные галогены, надо wissen, как изменяется способность к окислению в ряду ионов  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ . Оказывается, слабее всего удерживают избыточные электроны те ионы, которые обладают наибольшим радиусом, т. е. иодид-ионы  $\text{I}^-$ . В этом можно убедиться на практике. Фторид-ионы  $\text{F}^-$  можно окислить (получить свободный фтор) только в процессе электролиза (III, с. 83). Хлорид-ионы  $\text{Cl}^-$  можно окислить не только в процессе электролиза, но и марганцем со степенью окисления +4 и +7. Бромид-ионы  $\text{Br}^-$  и иодид-ионы  $\text{I}^-$  можно окислить не только уловленными выше окислителями, но и свободным хлором, а иодид-ионы  $\text{I}^-$  также и бромом. Это подтверждается следующим опытом. Если к растворам бромида калия и иодида калия прилити хлорную воду (раствор хлора в воде) и к раствору иодида калия прилити бромную воду, то по изменению цвета можно обнаружить выделение свободных брома и иода:



Способность галогенов вытеснять друг друга из соединений используется в практике. Так, например, получают бром и иод при действии хлора на их соединения.

Ответьте на вопросы 4 и 5 (с. 147). Решите задачу 1 (с. 148).

### § 3. Физические свойства галогенов

С увеличением относительных атомных масс галогенов закономерно возрастают их температуры кипения и постепенно стущается окраска. Галогены сравнительно мало растворимы в воде. Например, при обычных условиях в одном объеме воды растворяется 2,5 объема хлора, а растворимость иода всего 0,02 г на 100 г воды. Фтор уже при обычных условиях бурно реагирует с водой, и поэтому его раствор в воде получить нельзя.

В органических растворителях — в бензине, керосине, спирте и др. — галогены растворяются лучше. Например, если к иодной воде прилить бензин и встряхнуть, то после отстаивания видно, что весь иод перешел в бензин.

При нагревании иода появляются фиолетовые пары, которые постепенно конденсируются в виде блестящих кристаллов. Такое явление называется возгонкой.

*Возгонка — это испарение твердого вещества и образование кристаллов из паров, минуя жидкое состояние.*

Возгонкой часто пользуются для получения иода и других веществ в чистом виде.

Таблица 26. Физические свойства галогенов

Название элемента	Символ элемента	Относительная атомная масса	Температура кипения (в °C)	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет
Фтор	F	19,0	-188,13	Газ	Светло-зеленый
Хлор	Cl	35,5	-34,1	Газ	Желто-зеленый
Бром	Br	79,9	59,2	Жидкость	Красно-бурый
Иод	I	126,9	185,5	Кристаллический	Темно-фиолетовый, почти черный

### § 4. Химические свойства галогенов

Сущность химической активности галогенов проявляется в способностях их атомов присоединять электроны и превращаться в отрицательно заряженные ионы. Теория строения атома и представления об электроотрицательности (с. 123) позволяют предвидеть, какой из галогенов должен быть наиболее химически активным. Так как атомные радиусы галогенов возрастают от фтора к иоду, то наиболее сильно притягивать к себе электроны должен атом фтора, т. е. фтор химически наиболее активен, а иод наименее активен. Это предположение подтверждается на практике: химическая активность галогенов в ряду F, Cl, Br, I закономерно уменьшается. Химическая же активность ионов

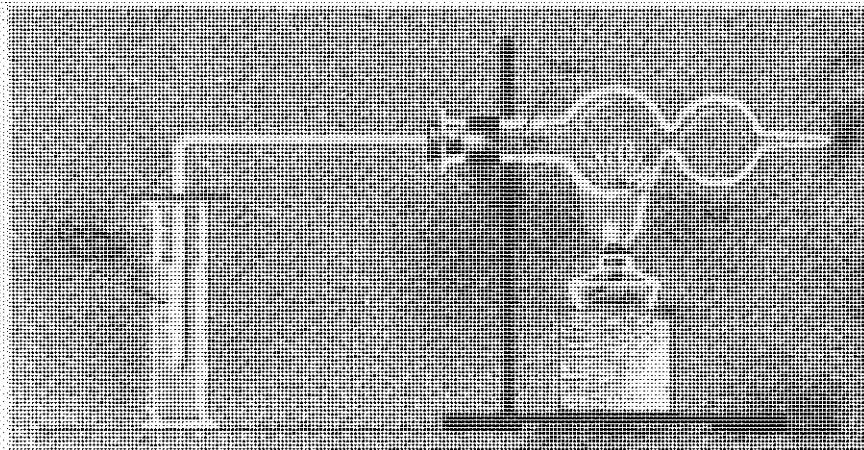


Рис. 62. Взаимодействие хлора с натрием.

в ряду  $\Gamma$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{I}$  увеличивается, ибо она связана не с присоединением, а с отдачей электронов.

Важнейшие химические свойства галогенов показаны на схеме 22.

Схема 22



Взаимодействие галогенов с простыми веществами. 1. Галогены реагируют почти со всеми металлами с образованием солей, например:



Во всех реакциях образуются соли (ионные соединения) соответствующих кислот ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ). Отсюда произошло название «галогены» — «солероды».

Энергичность взаимодействий галогенов с металлами зависит как от активности галогена, так и от активности соответствующего металла. Особенно энергично реагируют фтор и хлор с щелочными металлами. Хлор с некоторыми металлами реагирует без нагревания, а с другими — только при нагревании (рис. 62). В этом можно также убедиться, если высипать в банку с хлором порошкообразную сурьму (рис. 63). Сначала появляется

<sup>1</sup> К галогенидам относятся соединения галогенов с металлами (соли).

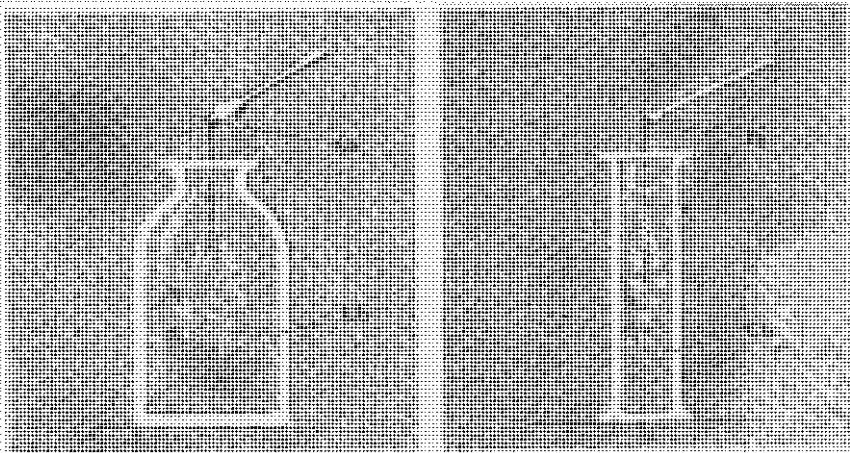
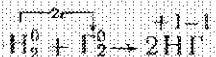


Рис. 63. Горение сурьмы в хлоре.

Рис. 64. Горение железа в хлоре.

«огненный дождь», а затем банка наполняется «белым дымом» хлорида сурьмы (III)  $SbCl_3$ . Реакция протекает без нагревания. Для проведения такой же реакции с железом и медью требуется предварительное нагревание (рис. 64 и 65).

2. Галогены реагируют с водородом. В отличие от взаимодействия галогенов с металлами, в реакциях с водородом происходит только частичное смещение электронов от атомов водорода к атомам галогенов с образованием ковалентной полярной связи (с. 128). Все же ход таких реакций условно изображают так же, как и при образовании ионных соединений (с. 125):



Фтор, как наиболее активный галоген, реагирует с водородом даже в темноте и со взрывом. Реакция хлора с водородом начинается только при нагревании или сильном освещении. С бромом водород реагирует еще менее активно, чем с хлором, а с иодом реакция протекает не полностью.

В результате взаимодействия галогенов с водородом образуются дымящиеся на воздухе газообразные вещества ( $HF$  — летучая жидкость) с резким запахом, хорошо растворимые в воде. Водные растворы галогеноводородов являются кислотами.

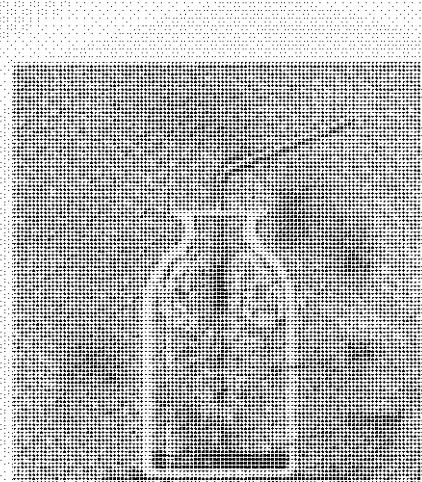


Рис. 65. Горение меди в хлоре.

**Взаимодействие галогенов со сложными веществами.** 1. Галогены реагируют с водой. Это объясняется способностью галогенов отнимать водород даже от молекул сложных веществ, в том числе и от воды. Фтор, например, бурно реагирует с водой даже при обычных условиях:



Менее энергично реагирует с водой хлор. В этом можно убедиться, если выставить на свет колбу, наполненную хлорной водой (рис. 66). Через некоторое время заметно выделение пузырьков газа — это кислород. Раствор постепенно утрачивает зеленоватый цвет, а синий лакмус в нем краснеет.

Рис. 66. Вытеснение кислорода из воды хлором.

Хлор. Раствор постепенно утрачивает зеленоватый цвет, а синий лакмус в нем краснеет.



Еще меньшую активность при взаимодействии с водой проявляют бром и иод.

2. *Взаимодействие галогенов со щелочами* (см. с. 91 и II, с. 105).

3. *Галогены вытесняют друга из растворов их солей* (с. 138). Хлор способен вытеснить из солей бром и иод, а бром вытесняет только иод.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6—14 (с. 148). Решите задачу 2 (с. 148).

### § 5. Применение галогенов

Галогены широко применяют в народном хозяйстве. Хлор используют для обеззараживания питьевой воды, для отбеливания ткани и бумаги. Процесс отбеливания объясняется тем, что большинство красящих веществ при взаимодействии с хлором разрушаются и превращаются в бесцветные соединения. Отбеливание происходит лишь в присутствии воды, которая служит катализатором.

Способность хлора реагировать со сложными веществами используется для получения пластмасс, красителей, медикаментов и других продуктов путем хлорирования органических соединений (рис. 67).

Хлор применяют также для синтеза соляной кислоты. Хлорная вода используется как сильный окислитель в химических лабораториях.

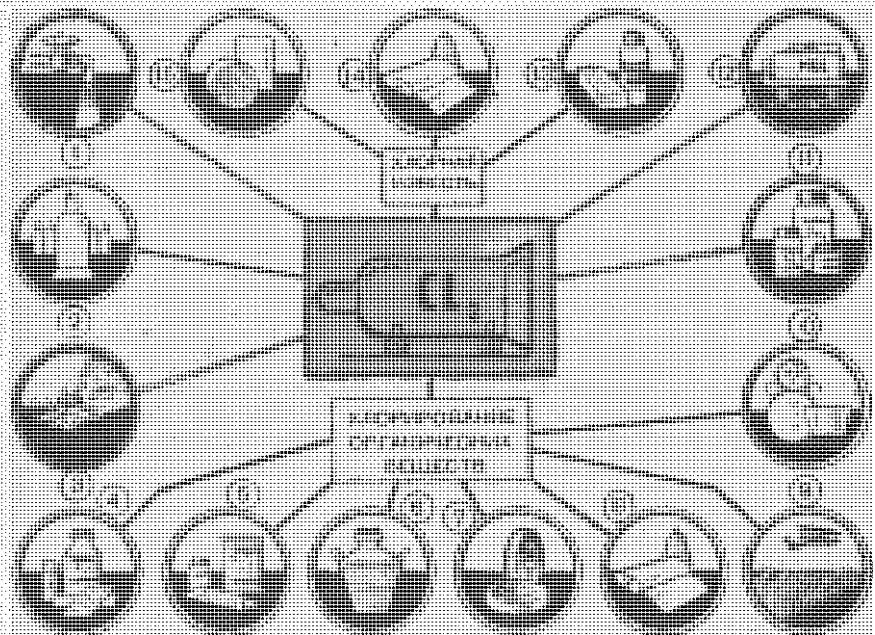


Рис. 67. Применение хлора и его соединений.

1 — хлорирование воды; 2 — получение  $\text{COCl}$ ; 3 —  $\text{SbCl}$ ,  $\text{TiCl}$ , для алмазной промышленности; 4 — десорбционный вещества; 5 — краситель; 6 — растворитель; 7 — синтетического лака; 8 — синтетических волокон; 9 — средство для защиты растений; 10 — пластик; 11 — галоген; 12 — соляной кислоты; 13 — вещества для дезинфекции; 14 — белющие эпокси; 15 — бумаги.

Второе место по применению занимает *фтор*. Его используют для фторирования органических соединений.

*Бром*, *иод* и их соединения (в том числе органические) используются в медицине. Например, иодная настойка (раствор иода в спирте) служит для дезинфекции ран, соединения иода необходимы для лечения заболевания щитовидной железы, а соединения брома ( $\text{KBr}$ ,  $\text{NaBr}$ ) — для успокоения нервной системы.

### § 6. Хлороводород

Из всех галогеноводородов особенно большое значение имеет хлороводород и его раствор в воде — соляная кислота.

Химическая формула и строение молекулы хлороводорода. Химическая формула хлороводорода —  $\text{HCl}$ , электронная формула —  $\text{H} : \text{Cl}$ . В его молекуле сильно полярная ковалентная связь, образованная перекрыванием  $1s$ - и  $3p$ -электронных облаков водорода и хлора (рис. 68).

Получение. В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в хлоре. Чтобы ознакомиться с этой реакцией на практике, получают водород, проверяют его на чистоту, поджигают у конца газоотводной трубы и вносят в сосуд с

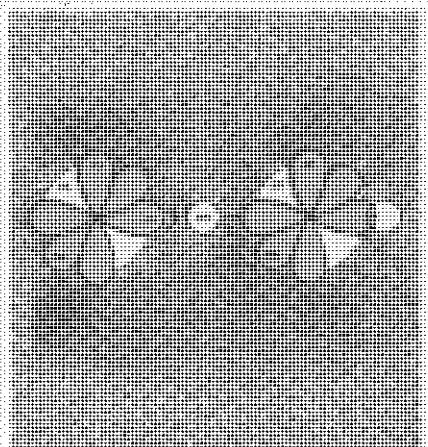


Рис. 68. Схема перекрывания электронных облаков при образовании молекулы хлороводорода.

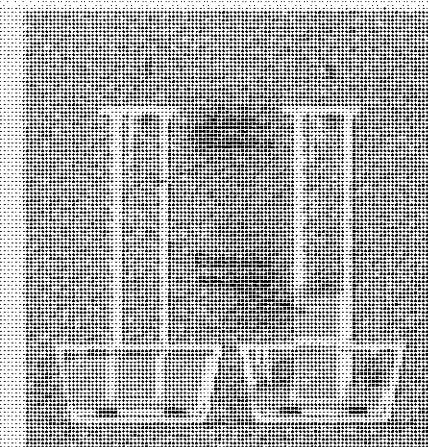
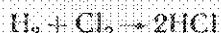


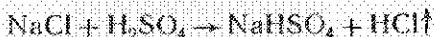
Рис. 69. Растворение хлороводорода в воде:  
1 — в начале опыта; 2 — через некоторое время после начала опыта.

хлором (см. рис. 35, с. 54). Водород продолжает гореть в хлоре с образованием хлороводорода:



Водород необходимо сжигать до полного удаления хлора. Затем в сосуд налить немного раствора синего лакмуса. Покраснение последнего свидетельствует об образовании кислоты.

В лаборатории хлороводород получают нагреванием хлорида натрия с концентрированной серной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Смесь этих веществ реагирует уже при комнатной температуре, но при этом образуется гидросульфат натрия:



При сильном нагревании получается нормальная соль:



**Физические свойства.** Хлороводород — бесцветный газ, немногого тяжелее воздуха, с резким запахом, во влажном воздухе он дымит. Наиболее характерным свойством хлороводорода является его большая растворимость в воде. При  $0^\circ\text{C}$  в одном объеме воды растворяется около 500 объемов газа. Например, если заполненный им цилиндр закрыть стеклянной пластинкой, опрокинуть вверх дном в воду и затем пластинку убрать (рис. 69), то вода наполниет цилиндр.

**Химические свойства хлороводорода.** В отличие от соляной кислоты, хлороводород при обычных условиях не реагирует ни с металлами, ни с их оксидами, поэтому его хранят в стальных баллонах под давлением.

**Применение.** Основная масса хлороводорода используется

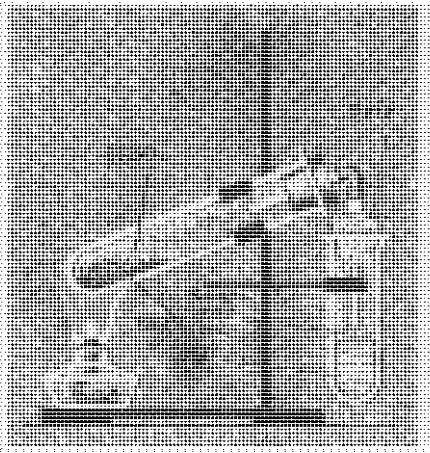


Рис. 70. Получение соляной кислоты в лаборатории.

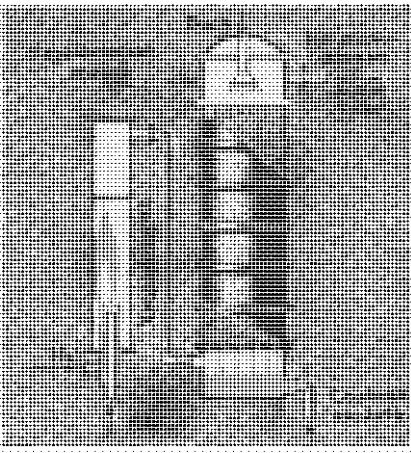


Рис. 71. Схема промышленной установки для получения соляной кислоты.

для производства соляной кислоты. Благодаря тому что он может присоединяться к молекулам некоторых органических веществ, его используют для производства пластмасс и каучука.

Ответьте на вопросы 15 и 16 (с. 148). Решите задачу 3 (с. 148).

### § 7. Соляная кислота и ее соли

**Получение.** Соляную кислоту получают растворением хлороводорода в воде.

В лаборатории соляную кислоту можно получить в приборе, изображенном на рисунке 70. При выполнении этого опыта строго следят, чтобы конец газоотводной трубки находился вблизи уровня воды, но не погружался в нее. Если это не учсть, то из-за большой растворимости хлороводорода вода попадет в пробирку с серной кислотой и может произойти взрыв.

В промышленности соляную кислоту получают сжиганием водорода в хлоре в растворением продукта реакции в воде. Для осуществления этих процессов пользуются установкой, схема которой изображена на рисунке 71.

**Физические свойства.** Растворяя хлороводород в воде, можно получить даже 40-процентный раствор соляной кислоты с плотностью 1,19 г/см<sup>3</sup>. Однако имеющаяся в продаже концентрированная соляная кислота содержит около 0,37 массовых долей, или около 37%, хлороводорода. Плотность такого раствора примерно 1,19 г/см<sup>3</sup>. С разбавлением плотность раствора уменьшается (см. приложение, II, с. 273).

Концентрированная соляная кислота — это бесцветный раствор, сильно дымящий во влажном воздухе, с резким запахом вследствие выделения хлороводорода.

**Химические свойства.** Соляная кислота имеет ряд общих

свойств, характерных большинству кислот (с. 79). Кроме того, она обладает и некоторыми специфическими свойствами (табл. 27).

Таблица 27. Химические свойства соляной кислоты

Свойства HCl, общие с другими кислотами	Специфические свойства HCl
1. Изменение окраски индикаторов 2. Взаимодействие с металлами: $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	1. Взаимодействие с нитратом серебра (нитрат серебра является реактивом на соляную кислоту и ее соли), выпадает осадок белого цвета, который не растворяется ни в воде, ни в кислотах: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами: $2\text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2. Взаимодействие с окислителями ( $\text{MnO}_2$ , $\text{KMnO}_4$ , $\text{KClO}_3$ и др.): $6\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2\uparrow$
4. Взаимодействие с основаниями $2\text{HCl} + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
5. Взаимодействие с солями: $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow + \text{CaCl}_2$	

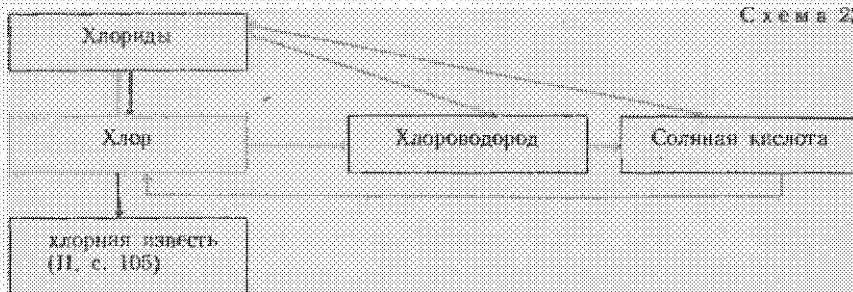
Взаимодействие соляной кислоты и ее солей с нитратом серебра используется для распознавания ионов хлора. Распознавание других галогенидов (бромидов, иодидов) дано в таблице 39 (II, с. 12).

**Применение.** Большие количества соляной кислоты расходуются для удаления оксидов железа перед покрытием изделий из этого металла другими металлами (оловом, хромом, никелем). Чтобы соляная кислота реагировала только с оксидами, но не с металлом, к ней добавляют особые вещества, называемые ингибиторами.

*Ингибиторы — это вещества, замедляющие реакцию.*

Соляная кислота применяется для получения различных хлоридов. Ее используют для получения хлора. Раствор соляной кислоты прописывают больным с пониженной кислотностью желудочного сока. Более наглядно применение соляной кислоты и ее важнейшей соли хлорида натрия показано на рисунках 72 и 73.

Генетическая связь между хлором и его важнейшими соединениями показана на схеме 23.



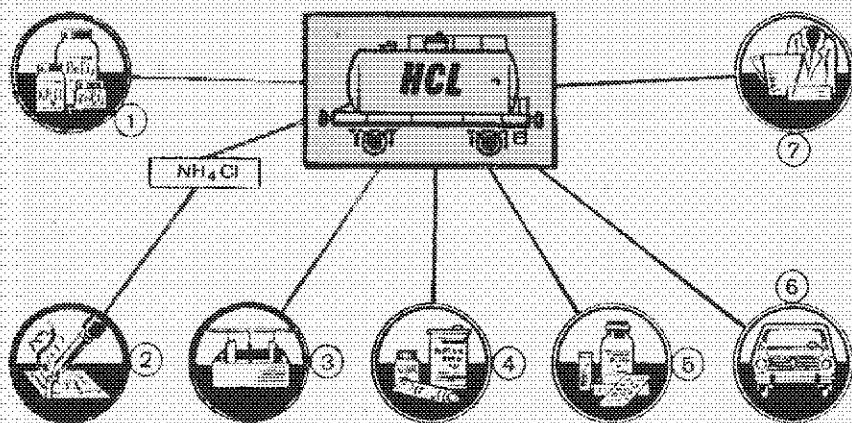


Рис. 72. Применение соляной кислоты:

1 — получение солей; 2 — при плавке; 3 —чистка поверхности металлов и гальванические; 4 — получение кристаллов; 5 — декарбонат; 6, 7 — пластмасс в других полимерах.

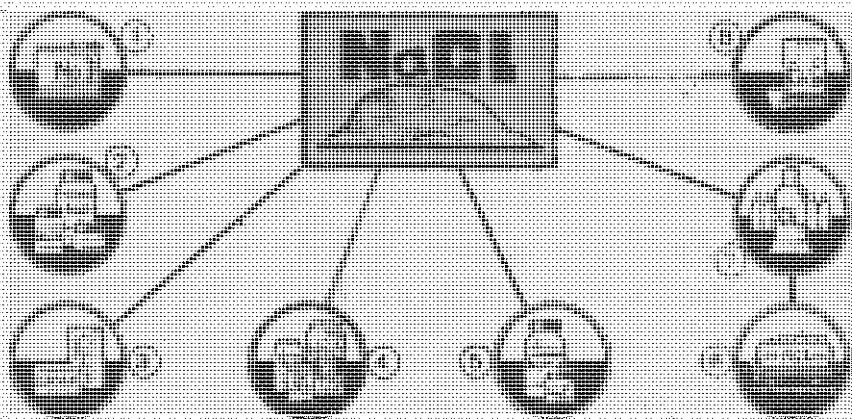


Рис. 73. Применение хлорида натрия:

1 — получение извести; 2 — гидроксида натрия; 3 — киага; 4 — для консервирования; 5 — получение солей; 6 — соляной кислоты; 7 — хлора; 8 — приправа к пище.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 17—20 (с. 148). Решите задачи 4—6 (с. 148).

1. Начертите схемы расположения электронов в атомах галогенов: а) по энергетическим уровням; б) по орбитам. Поясните, какой из них и почему должен быть самым сильным окислителем.

2. Изобразите электронные формулы строения молекул фтора и фтородорода. Поясните, как в молекулах этих веществ образуется химическая связь за счет перекрывания электронных облаков.

3. Чем отличаются вещества — фтор, фтородород, фторид натрия: а) по виду химической связи; б) по строению кристаллической решетки; в) по физическим свойствам?

4. Почему галогены в природе не встречаются в свободном состоянии?

5. На двух конкретных примерах объясните химическую сущность получения

галогенов в свободном состоянии. Какой из галогенов легче и какой труднее всего выделить в свободном состоянии и почему?

6. Охарактеризуйте изменение физических свойств галогенов в зависимости от изменения их относительных атомных масс.

7. Знай особенности строения кристаллических решеток, поясните, почему и как отличаются по температурам плавления вещества, формулы которых даны:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ .

8. Как изменяются химические свойства галогенов в зависимости от возрастания их относительных атомных масс?

9. Составьте уравнения химических реакций, показывающие: а) взаимодействие латия с хлором; б) горение порошка железа в хлоре; в) горение водорода в хлоре; г) реакцию хлора с водой; д) взаимодействие хлора с гидроксидом калия при повышенной температуре (с. 91). Поставьте степени окисления над химическими знаками. Поясните, что в этих реакциях окисляется и что восстанавливается.

10. Приему синяя пакмусовая бумагка в свежеприготовленной хлорной воде обесцвечивается, а в хлорной воде, которая длительное время находилась на свету, краснеет?

11. К водному раствору иодида калия добавили раствор крахмального кластира. Затем через этот раствор пропустили хлор. Как изменился цвет раствора и почему? (См. лабораторные опыты, с. 149.)

12. Составьте уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществлять следующие превращения:  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}$ .

13. Согласно схеме 22 (с. 140) составьте по два-три примера уравнений химических реакций для каждого приведенного случая.

14. Какие химические свойства хлора используются в практике? Напишите уравнения соответствующих реакций.

15. При взаимодействии каких веществ, формулы которых вам известны, образуется хлороводород?

16. В каком из галогеноводородов химическая связь является наиболее прочной, а в каком — наименее слабой и почему?

17. Дайте формулы следующих веществ:  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ . Какие из указанных веществ реагируют с соляной кислотой? Составьте уравнения соответствующих реакций.

18. Подумайте, где на производстве или в быту используется соляная кислота.

19. Составьте в тетрадях конспект ответа о хлоре и соляной кислоте по образцу, который дан на странице 43.

20. Составьте уравнения реакций согласно схеме 23 (с. 146).

1. Какой объем хлора при нормальных условиях выделяется при взаимодействии оксида марганца (IV)  $\text{MnO}_2$  массой 17,3 г с соляной кислотой, взятой в избытке?

2. В закрытом сосуде смешали 8 л хлора с 12 л водорода и смесь взорвали. Сколько хлороводорода получилось? Какой газ и сколько его осталось в избытке?

3. Через раствор иодила калия пропустили 100 мл газовой смеси, предназначенной для синтеза хлороводорода. В результате выделилось 0,508 г воды. Каков был состав газовой смеси в процентах (по объему)?

4. Расчитайте, хватит ли 140 мл раствора соляной кислоты ( $\rho=1,1 \text{ г}/\text{cm}^3$ ), чтобы с ней полностью прореагировало 13 г цинка.

5. Хлороводород, который получили при взаимодействии избытка концентрированной серной кислоты с 58,5 г хлорида натрия, растворили в 146 г воды. Определите массовую долю и процент содержания хлороводорода в полученном растворе.

6. В одном объеме воды при комнатной температуре растворяется примерно 400 объемов хлороводорода. Вычислите массовую долю и процент содержания хлороводорода в полученным растворе.

#### Лабораторные опыты

**Обесцвечивание хлором красящих веществ.** В пробирку налейте 4—5 мл воды и добавьте 1—2 капли раствора фуксина или фиолетовых чернил. К окрашенному раствору добавьте немногого хлорной воды. Раствор обесцвечивается.

**Задание.** Почему произошло обесцвечивание раствора? Напишите уравнения соответствующих реакций. Подумайте, обесцвеклась ли бы сухая окрашенная ткань под действием хлора.

**Растворение** **воды** **в воде** **и в органических растворителях**. В одну пробирку налейте 2–3 мл воды, в другую – столько же керосина, в третью – спирт. Во все пробирки опустите несколько кристалликов юода и хорошо встряхните. Лучше всего юод растворяется в спирте, хуже всего – в воде.

**Возгонка** **воды**. В пробирку поместите несколько кристалликов юода и нагрейте: появляются фиолетовые пары. На стеклах пробирок вновь образуются кристаллики юода.

**Задание.** Чем отличаются явления, происходящие при нагревании, например, кусочка льда в пробирке и кристалликов юода? Что такое возгонка? Дайте определение.

**Действие раствора юода на крахмал.** В пробирку налейте 2–3 мл воды, добавьте немного крахмала, встряхните и влейте ее содержимое во вторую пробирку с 2–3 мл воды, нагретой до кипения. Полученный раствор крахмала слейте в две пробирки и охладите. В один из них добавьте несколько капель юодида калия, а в другой – раствор юода в спирте. В первой пробирке изменений не наблюдается, а во второй появляется синее окрашивание.

**Задание.** Как можно доказать наличие свободного юода? Как обнаружить в продукте питания, например в белом хлебе, крахмал?

**Последовательность вытеснения галогенов друг другом из солей.** В одну пробирку налейте 3–4 мл раствора бромида калия или бромида натрия, а во вторую и третью – столько же юодида калия или юодида натрия. В первую и вторую пробирки добавьте 1–2 мл хлорной воды, а в третью – столько же бромной воды.

В первой пробирке наблюдается желтое, а во второй и третьей – бурое окрашивание.

**Задание.** О чём свидетельствует изменение цвета в пробирках? Напишите уравнения соответствующих химических реакций. На основе проделанных опытов поясните, в какой последовательности галогены вытесняют друг друга из соединений. Как можно отличить бромиды от юодидов?

#### Практическая работа 3

**Получение соляной кислоты и опыты с ней.** 1. *Получение соляной кислоты.* Соберите прибор, как показано на рисунке 70 (с. 145). В пробирку насыпьте 2–3 г поваренной соли и прилейте концентрированную серную кислоту (2:1), чтобы она смочила всю соль. Закройте пробирку с газоотводной трубкой, конец которой опустите в другую пробирку так, чтобы он был примерно на расстоянии 0,5–1 см от поверхности воды. Затем в первой пробирке осторожно нагревайте смесь в течение 5–6 мин (следите, чтобы кислоту не перебросило во вторую пробирку с водой!).

**Задание.** Напишите уравнения химических реакций, протекающих между концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия при обычных условиях и при сильном нагревании. Чем вызвано появление во второй пробирке тонких струек, опускающихся вниз?

2. **Химические свойства соляной кислоты.** Полученную при растворении хлороподорода в воде соляную кислоту разлейте поровну в шесть пробирок. В первую пробирку опустите сиюю лакмусовую бумагу. Во вторую пробирку положите кусочек цинка или магниевые стружки, а в третью – кусочек меди. В четвертую пробирку поместите немного оксида меди (II) и нагрейте раствор. В пятую пробирку поместите свежеприготовленного осадка гидроксида меди (II), в шестую – немного мела или другого карбоната.

**Задания.** 1. Со всеми ли металлами реагирует соляная кислота? Составьте уравнения реакций, протекающих между соляной кислотой и указанными металлами. 2. Почему в четвертой и пятой пробирках образовались растворы синего цвета, а в шестой – выделялся газ? Составьте уравнения соответствующих реакций.

3. **Распознание соляной кислоты и ее солей.** В одну пробирку налейте 1–2 мл разбавленной соляной кислоты, во вторую – столько же раствора хлорида натрия, а в третью – раствор хлорида кальция. Во все пробирки добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра (или нитрата свинца (II))

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

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

#### Практическая работа 4

**Решение экспериментальных задач.** 1. Получите хлорид цинка четырьмя различными способами.

2. Получите хлорид меди (II) тремя различными способами.

3. Определите, в каком окислительном состоянии находится хлорид натрия, бромид натрия, карбонат натрия.

4. Дан раствор соляной кислоты. Подтвердите опытным путем ее качественный состав.

5. Данны хлорид магния и хлорид алюминия в твердом виде. Определите эти вещества при помощи характерных реакций.

6. В четырех пробирках даны растворы: а) соляной кислоты; б) хлорида натрия; в) гидроксида натрия; г) нитрата серебра (I). Определите вещества при помощи характерных реакций.

7. Данна смесь, состоящая из карбоната натрия и хлорида натрия. Выделите из нее хлорид натрия.

8. Осуществите практические следующие превращения:  $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$ .

## Глава IX ПОДГРУППА КИСЛОРОДА. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ТЕЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Повторите из VI главы § 3 и из VII главы § 4.

### § 1. Положение кислорода и серы

в периодической системе элементов, строение их атомов

Кислород и сера находятся в главной подгруппе VI группы периодической системы элементов. Схемы строения их атомов даны в таблице 28.

Таблица 28. Схемы строения атомов кислорода и серы

Химический элемент	Размещение электронов по энергетическим уровням	Электронная формула	Размещение электронов по орбитали
O	$_{16}\text{O}$ 2e, 6e	$1s^2   2s^2 2p^4$	$1s^2$ $+ 2s^2$ $  2p^4$ $+ 6e$ $  \boxed{\uparrow \downarrow} \quad \boxed{\uparrow \downarrow} \quad \boxed{\uparrow \downarrow}$
S	$_{32}\text{S}$ 2e, 8e, 6e	$1s^2   2s^2 2p^6   3s^2 3p^4$	$1s^2$ $+ 2s^2$ $  2p^6$ $+ 6e$ $  \boxed{\uparrow \downarrow} \quad \boxed{\uparrow \downarrow \downarrow \downarrow} \quad \boxed{\quad \quad \quad}$

На наружном энергетическом уровне атомов кислорода и серы (табл. 28) находятся по шести электронов. До устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов, не хватает

по два электрона, поэтому атомы этих элементов (особенно кислорода) присоединяют недостающие электроны. По этой же причине кислород является одним из сильнейших окислителей:



Таблица 29. Возможные степени окисления серы

Составные атомы серы	Размещение электронов на орбиталах	Степень окисления
Нормальное состояние	+16 S... [↑↓] [↑↓] [↑↓] [ ] [ ] [ ] [ ]	+2, -2
Возбужденные состояния	+16 S... [↑] [ ] [ ] [ ] [ ] [ ] [ ]	+4
	+16 S... [ ] [ ] [ ] [ ] [ ] [ ] [ ]	+6

У атомов кислорода свободных орбиталей нет. Вследствие этого распаривание электронов не происходит и кислород в подавляющем большинстве соединений обладает постоянной степенью окисления -2 (исключением является соединение  $\text{OF}_2$ , где кислород имеет степень окисления +2, и пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , где кислород имеет степень окисления -1).

У атомов серы на третьем энергетическом уровне имеются пять незаполненных  $d$ -орбиталей, поэтому возможно распаривание электронов. В результате этого у атомов серы появляются либо четыре, либо шесть неспаренных электронов, которые в соединениях смещаются в сторону более электроотрицательного элемента (табл. 29). Этим объясняется степень окисления серы в соединениях с кислородом:  $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$ .

Ответьте на вопросы 1—2 (с. 172).

## § 2. Строение простых веществ. Аллотропия

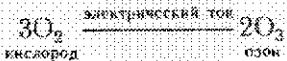
Атомы кислорода могут образовать два простых вещества — кислород и озон. Молекулы кислорода, как известно, состоят из двух атомов, связанных ковалентной неполярной связью. Электронную формулу кислорода изображают так:



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

В лаборатории озон получают в приборе — озонаторе (рис. 74), который состоит из стеклянной трубы, обвитой спиралью металлической проволокой. Внутри трубы проходит другая металлическая проволока. Стеклянную трубку озонатора наполняют кислородом, а концы проволоки присоединяют к полюсам

индукционной катушки для получения тока высокого напряжения. Между проволоками и, следовательно, через кислород проходит электрический разряд. В результате кислород превращается в озон:

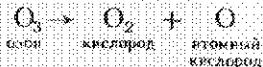


В природе озон образуется во время грозы вследствие электрических разрядов или в результате окисления смолы хвойных деревьев. Этим объясняется специфический запах воздуха в хвойных лесах и после грозы.

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

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

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



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



Суммарно превращение озона в кислород выражают следующим уравнением:



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

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

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

При изучении физических свойств серы мы убедимся, что атомы серы тоже могут образовать несколько аллотропных видоизменений.

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

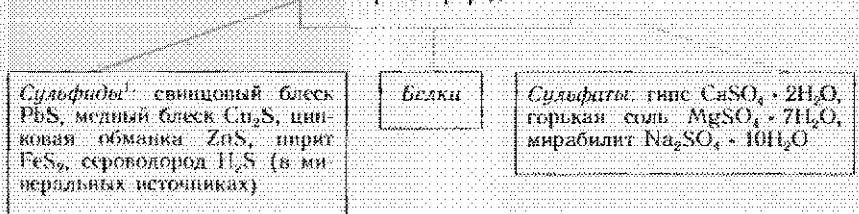
В природе сера встречается как в свободном состоянии, так и в виде различных соединений. В свободном состоянии она обычно залегает среди других горных пород. В нашей стране такие залежи имеются в Западной Украине, Поволжье, Средней Азии и в других местах.

Важнейшие природные соединения серы показаны на схеме 24.

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

Схема 24

#### Сера в природе



### § 4. Физические свойства серы

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

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

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

Интересные изменения происходят при нагревании серы. Примерно при  $112,8^{\circ}\text{C}$  она плавится, превращаясь в легкоподвижную жидкость желтого цвета. При дальнейшем нагревании она темнеет и густеет. При температуре  $444,6^{\circ}\text{C}$  она закипает.

<sup>1</sup> Химической формулой обозначена основная составная часть руды.

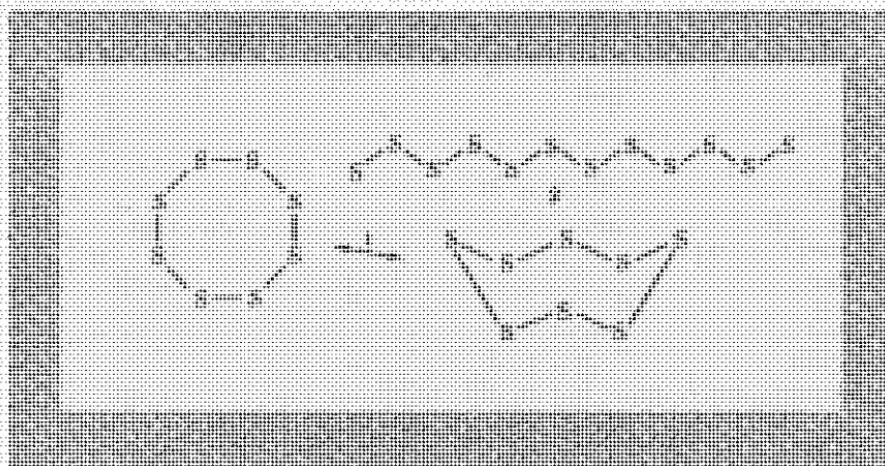


Рис. 75. 1 — Кристаллическая решетка серы; 2 — разрыв восьмичленных колец молекул серы при нагревании и образование длинных цепей.

Если нагретую до кипения серу вылить в холодную воду, то образуется пластическая сера, которая легко растягивается подобно резине.

Нам уже известно, что кислород образует два аллотропных видоизменения — кислород и озон. *Кристаллическая и пластическая сера* — это тоже ее различные аллотропные видоизменения, имеющие разный состав и строение молекул и неодинаковые свойства.

Кристаллическая сера легко плавится: это наводит на мысль, что ее кристаллическая решетка должна быть молекулярной. Рентгенографические и другие исследования подтверждают, что кристаллическая решетка серы действительно состоит из кольцевых молекул (рис. 75, 1). (При составлении химических уравнений допускается запись одноатомных молекул серы.) При нагревании восьмичленные кольца молекул серы разрушаются, превращаясь в длинные цепи (рис. 75, 2), которые могут растягиваться и сокращаться. Это пластическая сера.

Ответьте на вопросы 3—4 (с. 172).

### § 5. Химические свойства серы

В связи с большим атомным радиусом, чем у кислорода, окислительные свойства серы выражены гораздо слабее. Поэтому в реакциях с кислородом сера является восстановителем и проявляет степени окисления +4 и +6 (табл. 29).

Окислительные свойства серы проявляются, например, в реакциях с металлами и водородом, а восстановительные свойства — в реакциях с кислородом и галогенами (за исключением иода, с которым сера не соединяется). Химические свойства серы показаны в таблице 30.

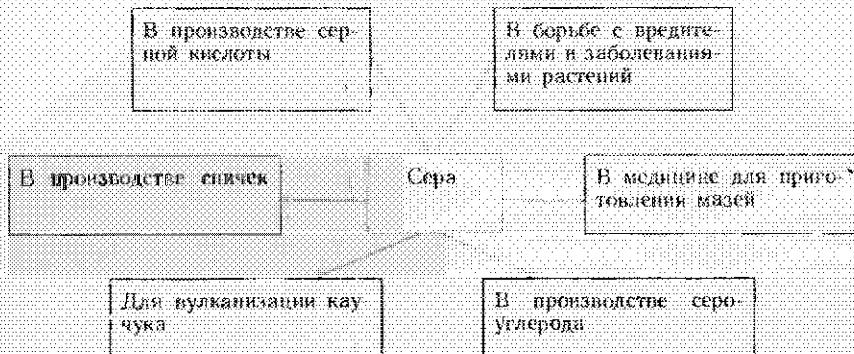
Таблица 30.

Химические свойства серы	
Пыльственные	Ионогенитальные
<p>1. Сера реагирует почти со всеми металлами:</p> $2\text{Al}^0 + 3\text{S}^0 \xrightarrow{-6e^-} \text{Al}_2\text{S}_3^{+3-2}$ <p>2. С некоторыми металлами, например <math>\text{Na}</math>, <math>\text{K}</math>, взаимодействует даже без нагревания:</p> $2\text{Na}^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{-2e^-} \text{Na}_2\text{S}^{+1-2}$ <p>3. При повышенной температуре реагирует с водородом:</p> $\text{H}_2^0 + \text{S}^0 \xrightarrow{-2e^-} \text{H}_2\text{S}^{+1-2}$	<p>При повышенной температуре сера реагирует с кислородом (горит) и с фтором:</p> $\text{S}^0 + \text{O}_2^0 \xrightarrow{-4e^-} \text{SO}_2^{+4-2}$ $\text{S}^0 + 3\text{F}_2^0 \xrightarrow{-6e^-} \text{SF}_6^{+6-1}$

### § 6. Применение серы

Применение серы отражено на схеме 25.

Схема 25



Ответьте на вопрос 5 (с. 172). Решите задачи 1 и 2 (с. 174).

### § 7. Сероводород

Повторите из VII главы § 2.

Строение молекулы сероводорода сходно со строением молекулы воды (рис. 76 и 77). Она образована перекрыванием  $s$ -электронных облаков атомов водорода с  $p$ -электронными облаками атома серы. Так как  $p$ -электронные орбитали расположены взаимно перпендикулярно (с. 115), то перекрывание  $s$ - и  $p$ -электронных облаков происходит под углом примерно  $90^\circ$  (рис. 77).

Рис. 76. Перекрывание  $s$ -электронных облаков атомов водорода с  $p$ -электронными облаками атома кислорода в молекуле воды.

Из-за большей электроотрицательности серы (табл. 22, с. 123) электронная плотность сдвинута в сторону ее атома, поэтому электронную и структурную формулы сероводорода следует изображать так:



Такое изображение показывает, что молекула сероводорода имеет не линейное, а угловое строение.

Нахождение в природе. Сероводород образуется при разложении растительных и животных остатков, например яичного белка. Неприятный запах тухлых яиц обусловлен выделением сероводорода.

Рис. 78. Получение сероводорода в лаборатории.

Рис. 77. Перекрывание  $s$ -электронных облаков атомов водорода с  $p$ -электронными облаками атома серы в молекуле сероводорода.

Рис. 79. Неволнное горение сероводорода.

Сероводород содержится во многих минеральных источниках. Особенно им богаты некоторые источники Кавказа (Мацеста, Пятигорск). Раствор сероводорода (сероводородная вода) обладает кислотными свойствами, поэтому его иногда называют сероводородной кислотой. Эта кислота очень слабая. Ее соли называются сульфидами.

**Получение.** Сероводород можно получить, действуя на некоторые сульфиды ( $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{MgS}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{FeS}$ ) соляной или серной кислотой. В лабораториях обычно используют сульфид железа (II) и соляную кислоту (рис. 78).



**Физические свойства.** Сероводород — бесцветный газ, немногого тяжелее воздуха, с неприятным запахом. При  $20^\circ\text{C}$  в одном объеме воды растворяется примерно 2,5 объема сероводорода.

**Химические свойства.** Следует отличать химические свойства сероводорода от свойств его раствора. Характеристика их дана в таблице 31.

Таблица 31

Химические свойства	
сероводорода	раствора сероводорода в воде
<p>Энергично реагирует с кислородом (горит).</p> $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{S} \\   \\ \text{H} \quad \text{S} \\   \quad \downarrow \\ -1 \quad 0 \end{array} + \begin{array}{c} \text{O}_2 \\   \\ \text{O} \quad \text{O} \\   \quad \downarrow \\ +1 \quad 2 \quad +4 \quad 2 \end{array} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ <p>При охлаждении пламени происходит incomplete сгорание (рис. 79):</p> $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{S} \\   \\ \text{H} \quad \text{S} \\   \quad \downarrow \\ -1 \quad 0 \end{array} + \begin{array}{c} \text{O}_2 \\   \\ \text{O} \quad \text{O} \\   \quad \downarrow \\ +1 \quad 2 \quad +4 \quad 2 \end{array} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S}\uparrow$ <p>Аналогично протекает реакция с хлором.</p> <p>В этих реакциях атомы окислителя (кислорода и хлора) присоединяют электроны и восстанавливаются. Сероводород (точнее, сера со степенью окисления —2) является сильным восстановителем.</p> <p>2. Сероводород — очень ядовитый газ. Он разрушает гемоглобин крови, ибо осаждает из него железо в виде соли <math>\text{FeS}</math>.</p>	<p>1. Обладает свойствами, общими для большинства кислот (с. 79). В этих реакциях в зависимости от условий образуются нормальные соли (сульфиды) или кислые соли (гидросульфиды):</p> $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$ $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaHS}$ <p>2. Характерной реакцией на растворы сероводорода и растворы сульфидов является их взаимодействие с растворимыми солями свинца. В результате выпадает осадок черного цвета:</p> $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS}\downarrow + 2\text{HNO}_3$

**Применение.** Природные воды, содержащие сероводород, применяются в лечебных целях, главным образом в виде сероводородных ванн. Сероводород используется в аналитической химии для определения качественного состава веществ. Его применение основано на том, что соли сероводородной кислоты имеют различную растворимость в воде и кислотах и окрашены в разные цвета.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 6—9 (с. 172—173). Решите задачу 3 (с. 174).

## § 8. Оксид серы (IV)

Повторите из IV главы § 3.

**Строение молекулы.** В связи с тем что у атомов элемента серы имеются пять незаполненных  $d$ -орбиталей (табл. 29, с. 151), в соединениях серы правило о том, что атомы стремятся приобрести устойчивую конфигурацию инертных элементов, например гелия, аргона, неона и других, не всегда соблюдается. Поэтому электронную и структурную формулы оксида серы (IV) обычно изображают так<sup>1</sup>:

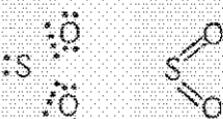


Рис. 80. Получение оксида серы (IV) в лаборатории:  
1 — комб. с реактивами; 2 — по спутниковому сиянию

**Получение.** Оксид серы (IV) является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты. Его получают при сжигании серы и при обжиге природных сульфидов (табл. 32).

Таблица 32

Получение оксида серы (IV)	
в лаборатории	в промышленности
<p>1. При взаимодействии сильных кислот (<math>H_2SO_4</math>, <math>HCl</math>) с твердыми сульфитами (рис. 80):</p> $Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SO_3$ <p>Сернистая кислота непрочная:</p> $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2 \uparrow$ <p>2. При взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой:</p> $\overset{+2}{Cu} + 2H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{CuSO}_4 + \overset{+4}{SO}_2 \uparrow + 2H_2O$	<p>1. Сжигание серы:</p> $\begin{array}{c} \overset{+4}{S} \\   \\ \overset{+2}{S} \end{array} + \overset{+2}{O}_2 \rightarrow \overset{+4-2}{SO_2}$ <p>2. Обжиг природных сульфидов<sup>2</sup>:</p> $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$ $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$

<sup>1</sup> Более точное обяснение строения молекул  $SO_2$  и  $SO_3$  дается в учебниках химии для высшей школы.

<sup>2</sup> В парите  $\text{Fe}\left(\begin{array}{c} S \\ | \\ S \end{array}\right)$  степень окисления железа +2, а серы -1. Чтобы облегчить расстановку коэффициентов, можно воспользоваться приемом, указанным на странице 45.

**Физические свойства.** Оксид серы (IV) — бесцветный газ, с резким запахом, тяжелее воздуха. При комнатной температуре в одном объеме воды растворяется около 40 объемов оксида серы (IV). При охлаждении ниже  $-10,5^{\circ}\text{C}$  оксид серы (IV) превращается в бесцветную жидкость.

**Химические свойства.** Оксид серы (IV) обладает свойствами, общими для всех кислотных оксидов, и некоторыми специфическими свойствами (табл. 33).

Таблица 33

Химические свойства оксида серы (IV)	
общие с другими кислотными оксидами	специфические
1. Реагирует с водой с образованием сернистой кислоты: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	1. В присутствии катализатора окисляется кислородом:
2. Взаимодействует со щелочами: $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Если оксид серы (IV) взят в избытке, то образуется гидросульфит: $\text{SO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$	$\begin{array}{c} \text{---} \\ \text{S} \\ \text{---} \end{array} \xrightarrow[\text{каталитатор}]{\text{---} \atop \text{O}} \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{S} \\ \text{---} \end{array} \xrightarrow{\text{---} \atop \text{O}} \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{S} \\ \text{---} \end{array} \xrightarrow{\text{---} \atop \text{O}}$ 2. Обесцвечивает некоторые органические красители, образуя с ними в присутствии воды бесцветные соединения
3. Реагирует с основными оксидами: $\text{SO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_3$	

**Применение.** Большая часть оксида серы (IV) используется для производства серной кислоты. Так как это газ убивает микроорганизмы, то им очищают овощехранилища и склады. На консервных заводах им обрабатывают плоды и фрукты, чтобы предохранить их от загнивания. Оксид серы (IV) используется для отбеливания соломы, шелка и шерсти, т. е. материалов, которые нельзя отбелывать хлором. Оксид серы (IV) применяется также для получения различных солей сернистой кислоты.

Ответьте на вопросы 10 и 11 (с. 173).

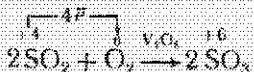
### § 9. Оксид серы (VI)

Повторите из IV главы § 3.

**Электронная и структурная формулы оксида серы (VI).**

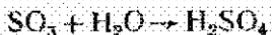


**Получение.** Оксид серы (VI) получают при окислении оксида серы (IV) кислородом воздуха в присутствии катализатора оксида ванадия (V):



**Физические свойства.** Оксид серы (VI) — летучая бесцветная жидкость, которая затвердевает при  $16,8^{\circ}\text{C}$ , а закипает при  $44,5^{\circ}\text{C}$ . На влажном воздухе она образует с парами воды туман, состоящий из мелких капель серной кислоты.

**Химические свойства.** В отличие от оксида серы (IV), который является восстановителем, оксид серы (VI) — сильный окислитель. В остальном его химические свойства подобны другим кислотным оксидам. При реакции оксида серы (VI) с водой получается серная кислота:



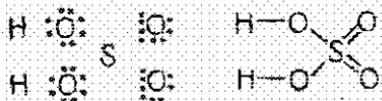
В реакциях с основными оксидами и основаниями образуются либо сульфаты, либо гидросульфаты.

**Применение.** Оксид серы (VI) является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты.

## § 10. Серная кислота

Покорите из IV главы § 2.

Электронная и структурная формулы серной кислоты:



**Получение.** Серная кислота образуется при взаимодействии оксида серы (VI) с водой. Ее производство рассмотрено на странице 167.

**Физические свойства.** Серная кислота — бесцветная, тяжелая ( $\rho = 1,84 \text{ г}/\text{см}^3$ ), нелетучая жидкость. При растворении ее в воде происходит очень сильное разогревание. Если прилить воду в концентрированную серную кислоту, то часть воды, будучи почти в два раза легче серной кислоты, не успеет смешаться с ней и нагреется до кипения. Пары воды вызовут разбрызгивание кислоты, и она может попасть в глаза, на кожу и вызвать ожоги.

**Нельзя влиять воду в концентрированную серную кислоту. Если концентрированную серную кислоту требуется разбавить, то ее тонкой струей при постоянном перемешивании вливают в воду.**

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

**Химические свойства.** Разбавленная серная кислота обладает общими свойствами, характерными для всех кислот. Кроме того, серная кислота имеет специфические свойства (табл. 34).

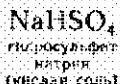
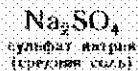
**Применение серной кислоты и ее солей.** Благодаря своим свойствам (способность поглощать воду, окислительные свойства, нелетучесть) серная кислота широко применяется в народ-

Таблица 34

Химические свойства серной кислоты	
общие с другими кислотами	специфические
<p>1. Водный раствор изменяет окраску индикаторов</p> <p>2. Разбавленная серная кислота реагирует с металлами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ <p>3. Реагирует с основаниями и амфотерными оксидами:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>4. Взаимодействует с основаниями:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>Если кислота взята в избытке, то образуется кислая соль:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>5. Реагирует с солями, вытесняя из них другие кислоты:</p> $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow + 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$	<p>1. Концентрированная серная кислота — сильный окислитель; при нагревании она реагирует почти со всеми металлами (исключение Au, Pt и некоторые др.). В этих реакциях выделяется <math>\text{SO}_2</math> и <math>\text{H}_2\text{S}</math>:</p> $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Концентрированная серная кислота энергично реагирует с водой с образованием гидратов:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} + Q$ <p>Концентрированная серная кислота способна отщепить от органических веществ водород и кислород в виде воды, обугливая их</p> <p>3. Характерной реакцией на серную кислоту и ее соли является взаимодействие с растворимыми солями бария:</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ <p>Выпадает белый осадок, который не растворяется ни в воде, ни в концентрированной яблочной кислоте</p>

ном хозяйстве. Она относится к основным продуктам химической промышленности. Ее применение показано на рисунке 81.

Серная кислота образует два ряда солей — средние и кислые:



Соли серной кислоты широко используются.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата натрия (глауберова соль) — необходим в производстве соды, стекла, в медицине и в ветеринарии.  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата кальция (природный гипс) — широко применяется для получения полуводного гипса, нужного в строительстве. В медицине его применяют для накладывания гипсовых повязок.  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — кристаллогидрат сульфата меди (II) (медный купорос) — используется в борьбе с вредителями и болезнями растений.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 12—16 (с. 173). Решите задачи 4 и 5 (с. 174).

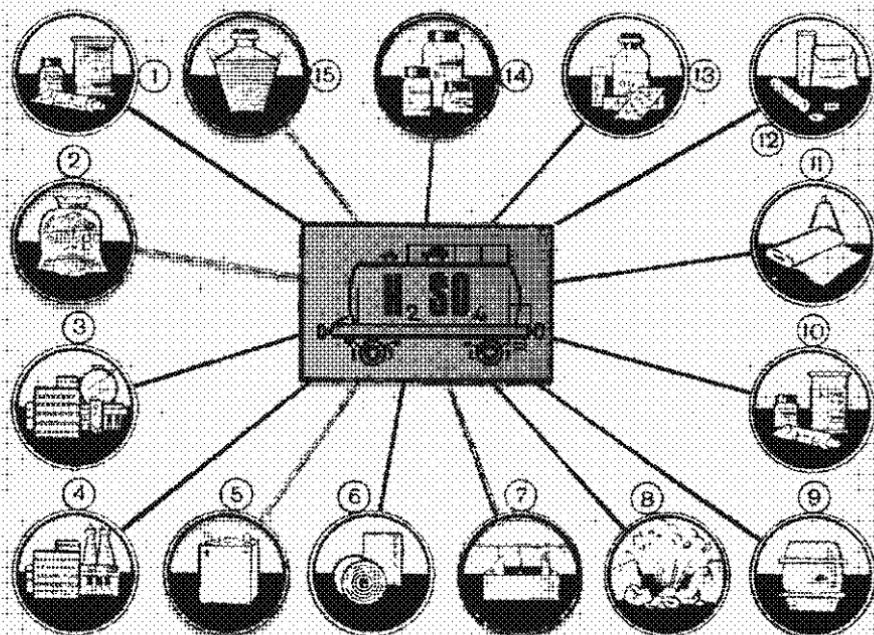


Рис. 81. Применение серной кислоты:

1 — позолотные красители; 2 — минеральных удобрений; 3 — отщепы нефтепродуктов; 4 — электролитическое получение меди; 5 — электролиз в аккумуляторах; 6 — изготовление пергаментной бумаги; 7 — в гальванистике; 8 — получение органических веществ; 9 — мыло; 10 — красителей; 11 — искусственного шелка; 12 — глюкозы; 13 — гипсита; 14 — соды; 15 — кислот.

### § 11. Скорость химических реакций и ее зависимость от условий протекания

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

Что же такое скорость химических реакций и как она определяется и изменяется? Нетрудно понять, что скорость реакции должна определяться концентрацией прореагированного или образующегося вещества в единицу времени. Концентрация вещества часто определяется числом молей в литре.

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

$$v = \frac{2 - 0,6}{50} = \frac{1,5}{50} = 0,03, \text{ или } 0,03 \text{ моль/(л} \cdot \text{с)}$$

Это означает, что в каждую секунду в 1 л газовой смеси 0,03 моль  $\text{SO}_2$  превращается в  $\text{SO}_3$ .

Если первоначальную концентрацию вещества обозначить  $C_1$ , а через время  $t - C_2$ , то скорость реакции в общем виде можно выразить так:

$$v = \frac{C_1 - C_2}{t_2 - t_1}, \text{ или } v = \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

где  $\Delta C = C_1 - C_2$  и  $\Delta t = t_2 - t_1$ .

Следовательно, *скорость химической реакции определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.*

Зависимость скорости химических реакций от условий их протекания. Факторы, определяющие скорость химических реакций, разъяснены в таблице 35.

Таблица 35. Условия, влияющие на скорость химических реакций

Условия	Примеры	Теоретическое обоснование
1. Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ	Металлы (калий, натрий) с одним и тем же веществом — водой — реагируют с различными скоростями	Сущность реакции металлов с водой объясняется тем, что их атомы отдают электроны, т. е. окисляются. Атомы калия обладают большим атомным радиусом, и поэтому электроны отдают гораздо энергичнее, чем атомы натрия
2. Для веществ в растворенном состоянии в газах скорость химических реакций зависит от концентрации реагирующих веществ	Горение веществ в чистом кислороде происходит активнее, чем в воздухе, где концентрация кислорода почти в пять раз меньше	Чтобы произошла реакция, необходимо столкновение молекул реагирующих веществ. Частота же столкновений зависит от числа молекул в единице объема, т. е. от концентрации. Найдена следующая закономерность: <i>скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ</i> (закон действия масс). Математически, для реакции

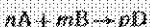


эта закономерность выражается так:

$$v = K[A] \cdot [B],$$

где  $[A]$  и  $[B]$  — условное обозначение концентраций этих веществ, а  $K$  — коэффициент пропорциональности, или константа скорости. Константа скорости для данной реакции при неизменной температуре величина постоянная.

Для реакции типа

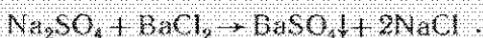


Условия	Примеры	Теоретическое обоснование
3. Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ	Вещества железо и сера в твердом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивания.	концентрацию веществ возводят в степень с показателем, равным коэффициенту: $v = K[A]^m \cdot [B]^n$
4. При повышении температуры на каждые $10^{\circ}\text{C}$ скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза	Со многими веществами кислород начинает реагировать с заметной скоростью уже при обычновенной температуре (медленное окисление). При повышении температуры скорость окисления резко увеличивается и называется бурная реакция (горение)	При столкновении реагируют только те молекулы, которые обладают достаточной кинетической энергией. При повышении температуры доля таких молекул все возрастает
5. Скорость химических реакций зависит от присутствия некоторых веществ. Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называются <i>катализаторами</i> . Вещества, которые замедляют скорость химических реакций, называются <i>ингибиторами</i> .	Разложение бериллиевой соли и пероксида водорода ускоряется присутствием оксида марганца (IV), окислению оксида серы (IV) в оксид серы (VI) ускоряется оксидом vanадия (V). В присутствии ингибиторов HCl становится инертной по отношению к металлам	В присутствии катализаторов, как правило, снижается энергия активации молекул, т. е. молекулы становятся реакционноспособными при более низкой температуре. Например, бериллиева соль становится реакционноспособной только при $400^{\circ}\text{C}$ , а в присутствии $\text{MnO}_2$ при $200^{\circ}\text{C}$

## § 12. Обратимость химических реакций.

### Химическое равновесие

Необратимые и обратимые химические реакции. При изучении реакции обмена были перечислены условия, при которых они протекают до конца (с. 78). Например, при слиянии растворов, содержащих один моль сульфата натрия и один моль хлорида бария, эти вещества полностью прореагируют:



В осадок выпадает один моль сульфата бария, а при выпаривании раствора выделятся два моля хлорида натрия. Данная реакция идет до конца, т. е. она необратимая.

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



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



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

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

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

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

**Смещение химического равновесия.** Получение многих химических продуктов связано с использованием обратимых химических реакций. Поэтому требуется знать, при каких условиях в состоянии равновесия выход желаемого продукта увеличивается. *Если при изменении какого-либо условия реакции в состоянии химического равновесия выход желаемого продукта увеличивается, то говорят, что равновесие сместилось вправо, если уменьшается — то влево.*

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



Экспериментально было доказано, что эту реакцию выгодно осуществлять при более низкой температуре, но при повышенном давлении. Влияние изменения температуры на процент окисления оксида серы (IV) показано в таблице 36.

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

*При изменении внешних условий химическое равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет это внешнее воздействие.*

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции:



Поэтому масса оксида серы (VI) в газовой смеси уменьшается (табл. 36).

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



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

При увеличении концентрации какого-либо компонента равновесие смещается в сторону его уменьшения. Если, например, в смеси, находящейся в химическом равновесии при 400°С, увеличится концентрация оксида серы (VI) до 99,8%, то 0,6% его превратится в оксид серы (IV) (табл. 36).

Таблица 36. Масса оксида серы (VI) в состоянии равновесия при разных температурах

Температура (в °С), при которой происходит реакция	Масса $\text{SO}_3$ в газовой смеси (в %)
1000	5
600	73,0
500	99,5
400	99,2

Катализаторы в равной степени ускоряют как прямую, так и обратную реакцию и поэтому не смещают равновесие. Роль катализаторов заключается в том, что они разрушают связи между атомами в молекулах, и образуются промежуточные соединения, молекулы которых более реакционноспособны. Вследствие этого на химических производствах химическую реакцию с оксидом серы (IV) можно осуществлять при более низкой температуре. Снижение же температуры в ряде случаев

смещает равновесие в желаемом направлении (табл. 36). Даные этой таблицы показывают, что окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) выгодно проводить при  $400^{\circ}\text{C}$  с участием катализатора, ибо скорость реакции без него при этой температуре недостаточна.

Ответьте на вопросы и выполните упражнения 17–21 (с. 173). Решите задачи 6 и 7 (с. 174).

### § 13. Производство серной кислоты контактным способом

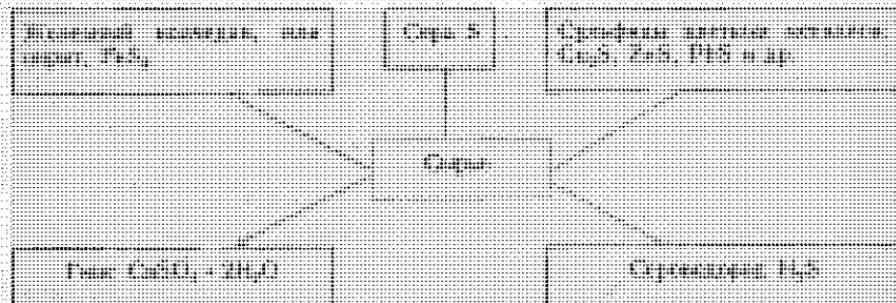
На всех химических производствах соблюдается ряд общих принципов. Важнейшие из них:

1. Распределение производственного процесса по стадиям.
2. Выбор и обогащение сырья.
3. Механизация и автоматизация всех производственных процессов.
4. Непрерывность производства.
5. Комбинирование различных химических производств.
6. Создание оптимальных условий для протекания химических реакций.
7. Применение катализаторов.
8. Использование теплоты химических реакций.
9. Применение теплообмена.
10. Максимальное увеличение поверхности соприкосновения реагирующих веществ.
11. Использование противотока.
12. Применение циркуляционных процессов.

При производстве серной кислоты контактным способом соблюдаются почти все вышеупомянутые принципы.

**Выбор сырья.** Серную кислоту можно получить из серы и ее соединений (схема 26).

Схема 26



Сернокислотные заводы расположены в различных районах Советского Союза. На каждом заводе используется тот или иной вид сырья, который добывают поблизости. В последние годы в развитии сернокислотного производства все больше намечается тенденция к комплексному использованию природного

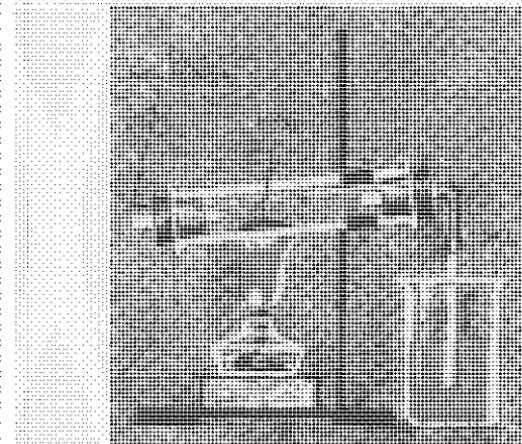


Рис. 82. Получение оксида серы (IV) путем обжига пирита.

женном на рисунке 82. Прибор, в которую помещают кусочки пирита, сильно прогревают и из газометра пропускают в трубку воздух или кислород. Образующийся в процессе обжига газ с резким запахом поглощается водой, к которой добавлен индикатор.

Экспериментальным путем установлены определенные закономерности изменения скорости реакции обжига пирита.

*Зависимость скорости реакции от условий обжига пирита:*

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

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

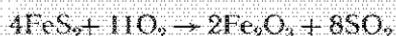
3. При повышении температуры обжига до 800°C возрастает доля молекул с достаточной кинетической энергией и скорость реакции увеличивается. При более высокой температуре происходит спекание частиц и скорость реакции падает.

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

Интересно была решена проблема о степени измельчения

сырья. Например, используется оксид серы (IV), образующийся при обжиге сульфидов цветных металлов и сероводорода, который выделяется при коксации каменного угля и переработке некоторых природных газов. Так соблюдается принцип комбинирования различных химических производств.

**Получение оксида серы (IV).** На многих сернокислотных заводах оксид серы (IV) получают путем обжига пирита<sup>1</sup>:



В лаборатории эту реакцию проводят в приборе, изображающемся из стеклянной трубы, в которую помещают кусочки пирита, и сосуда с водой. Пирит

<sup>1</sup> При составлении уравнения пользуйтесь указаниями, данными на с. 45.

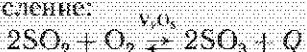
*пирита*. Теория подсказывала, что в печах повышения скорости обжига пирит следует дробить по возможности мельче. Однако слеживание мелких частиц препятствовало доступу кислорода. Ученые пришли к выводу, что, применяя *принцип противотока*, т. е. подавая в печь тонко измельченный пирит сверху и продувая воздух снизу, можно отрегулировать скорость потока воздуха, чтобы частицы пирита разрыхлялись и оставались в подвижном состоянии (II, цвет. рис. I). Такой слой мелких частиц назвали *кипящим*, ибо он напоминает кипящую жидкость, через которую прорываются пары. Частицы пирита могут быть очень мелкими, так как в таких печах они не слеживаются и хорошо смешиваются с воздухом. Поэтому процесс обжига происходит очень быстро. Если раньше для обжига пирита требовалось 5—6 ч, то при обжиге в кипящем слое требуется лишь несколько секунд. Работа таких печей полностью механизирована: в печь непрерывно ленточным транспортером подается измельченный пирит, а насосами вдувается воздух. Образующийся оксид серы (IV) автоматически отводится для дальнейшей переработки. Нужный технологический режим (температура, скорость подачи воздуха и измельченного пирита) регулируется автоматически.

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

Наиболее мелкие пылинки остаются в газе. Для их удаления смесь направляют в *электрофильтры* (II, цвет. рис. I). Эти аппараты состоят из металлических сеток, между которыми протянута тонкая проволока. К ней подводят постоянный электрический ток очень высокого напряжения (60 000 В). Проволока заряжается отрицательно, а сетка — положительно. Смесь газов поступает в камеру снизу. В результате действия сильного электрического поля пылинки приобретают отрицательный заряд, притягиваются к сеткам, где теряют свой заряд и падают в специальный бункер.

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

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



Так как в процессе очистки газовая смесь охлаждается, ее для начала реакции нужно предварительно нагреть. Нельзя ли использовать для этого теплоту, которая выделяется в результате реакции окисления оксида серы (IV)? Для решения этой проблемы перед контактным аппаратом устанавливают теплообменник. Горячую газовую смесь, выходящую из контактного аппарата, пропускают по трубам теплообменника, а между ними в противоположном направлении — подогреваемую газовую смесь. В результате происходит теплообмен, т. е. продукты реакции отдают свою теплоту газовой смеси, поступающей в контактный аппарат. Одновременно достигается две цели: исходные вещества нагреваются, а продукты реакции охлаждаются до нужных температур.

Контактный аппарат состоит из нескольких полок, на которых помещен слоями катализатор оксид ванадия (V)  $V_2O_5$  (II, цвет. рис. I). Благодаря ему окисление оксида серы (IV) происходит при более низкой температуре и равновесие смещается вправо.

Получение серной кислоты гидратацией оксида серы (VI). Охлажденный в теплообменнике оксид серы (VI) направляют в поглотительную башню (II, цвет. рис. I). Казалось бы, что оксид серы (VI) следует поглощать водой. Однако вместо воды применяют серную кислоту с массовой долей 0,98, или 98%.

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



Сначала получается безводная серная кислота. В ней растворяется избыток оксида серы (VI) и образуется так называемый олеум.

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

#### § 14. Краткая характеристика элементов подгруппы кислорода

Кроме кислорода и серы, в главной подгруппе VI группы имеются еще два сходных с ними элемента — селен Se и теллур Te. Их сходство и отличие показано в таблице 37. В подгруппе кислорода, как и в подгруппе галогенов, с возрастанием относительных атомных масс и увеличением атомных радиусов: а) закономерно уменьшаются неметаллические свойст-

ва. Кислород — типичный неметалл, а теллур обладает металлическим блеском; б) прочность водородных соединений падает; в) сила кислородных кислот уменьшается.

\* Генетическая связь между серой и ее важнейшими соединениями показана на схеме 27.

Схема 27

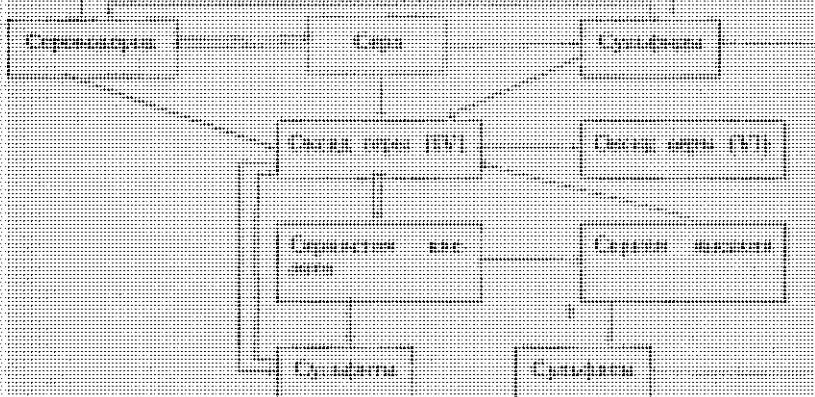


Таблица 37. Сходство и различие веществ, образованных элементами подгруппы кислорода, и их соединений

Химические знаки элементов	Физические свойства простых веществ	Соединения с водородом		Соединения с кислородом	
		Устойчивое соединение с водородом	Свойства	Устойчивое соединение с кислородом	Свойства
O	Бесцветный газ	H <sub>2</sub> O	Бесцветная жидкость. Очень устойчивое соединение. Разлагается на простые вещества только при высокой температуре	—	—
S	Кристаллическое вещество желтого цвета. Электрический ток не проводит	H <sub>2</sub> S	Бесцветный газ с неприятным запахом. Его раствор в воде — слабая кислота. Сравнительно не прочное вещество. При нагревании разлагается на простые вещества	SO <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Бесцветный газ. При взаимодействии с водой образуется сернистая кислота H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> средней силы. Бесцветная летучая жидкость. При взаимодействии с водой образуется серная кислота H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (сильная кислота)
Se	Кристаллическое вещество серого	H <sub>2</sub> Se	Бесцветный газ с неприятным запахом	SeO <sub>2</sub>	Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется сернистая кислота H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>

Химические свойства элементов	Физические свойства простых веществ	Соединения с водородом		Соединения с кислородом	
		химическое формула	свойства	химическое формула	свойства
Te	Цвета. Электрический ток проводит, но слабо (полупроводник)	H <sub>2</sub> Te	пахом. Его раствор в воде — кислота, немного сильнее сероводородной. Менее прочное вещество, чем сероводород	SeO <sub>2</sub>	модействии с водой образуется селенистая кислота H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> , сходная с сернистой кислотой, но слабее ее
	Кристаллическое вещество серебристо-белого цвета с металлическим блеском. Электрический ток проводит лучше, чем серен	TeO <sub>2</sub>	Бесцветный газ с неприятным запахом. Его раствор в воде кислота, сильнее H <sub>2</sub> Se. Очень не прочное вещество	TeO <sub>3</sub>	Кристаллическое вещество. При взаимодействии с водой образуется селеновая кислота H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> , по сиал и свойствам сходная с серной кислотой

Ответьте на вопросы, выполните упражнения 22—27 (с. 174).

- На основе теории строения атомов, используя таблицу 28, поясните, почему кислород является более сильным окислителем, чем сера.
- Пользуясь данными таблиц 24, 26 и 29, объясните, почему у атомов хлора степени окисления выражаются нечетными числами, а у атомов серы — четными. Почему кислород обладает постоянной валентностью, а сера имеет переменную валентность?
- Сравните свойства кислорода и озона, кристаллической и пластической серы. На основе этих примеров поясните сущность аллотропии.
- Перенесите природные соединения серы, напишите их химические формулы и определите в них степени окисления серы.
- Составьте уравнения реакций, при которых из простых веществ образуются сложные вещества, формулы которых следующие: Li<sub>2</sub>S, ZnS, H<sub>2</sub>S, SO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub> и SF<sub>6</sub>. Пользуясь таблицей 29 (с. 151), поясните, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях.
- В какой из молекул химическая связь более поляризана: воды или сероводорода — и почему?

7. Составьте уравнения взаимодействия гидроксида кальция с сероводородом в водном растворе. При каких условиях получится: а) нормальная соль; б) кислая соль?

8. Сравните физические и химические свойства: а) сероводорода и хлороводорода; б) раствора сероводорода и солиной кислоты; в) сероводорода и теллурводорода; г) раствора сероводорода и раствора теллурводорода. Приведите соответствующие уравнения реакций.

9. Напишите уравнения реакций раствора сероводорода с растворами данных солей. Перечертите в тетрадь таблицу и в соответствующей графе проставьте стрелку  $\rightarrow$ , если реакция идет до конца, или две стрелки  $\leftrightarrow$ , если реакция обратима.

Реактив	Реакции с растворами солей								
	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{NaCl}$	$\text{ZnSO}_4$	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	$\text{K}_2\text{SO}_4$	$\text{AgNO}_3$	$\text{FeCl}_3$	$\text{MnSO}_4$	$\text{HgCl}_2$
$\text{H}_2\text{S}$									

10. Чем отличаются механизмы реакции получения оксида серы (IV): а) при взаимодействии сильных кислот с сульфитами; б) при взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью?

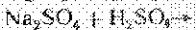
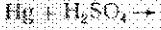
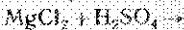
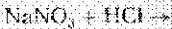
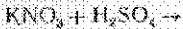
11. Напишите уравнение реакции оксида серы (IV) с гидроксидом кальция. Какие соли при каких условиях могут образоваться при этой реакции?

12. Составьте таблицу, характеризующую химические свойства оксида серы (VI). В качестве образца используйте таблицу 33.

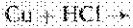
13. Зимой между рамами окон иногда помешают сосуд с концентрированной серной кислотой. С какой целью это делают, почему сосуд нельзя заполнить кислотой доверху?

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

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



конк.



При составлении уравнений укажите условия реакций.

16. Объясните, почему серная кислота проявляет свойства окислителя, а сернистая — восстановителя. Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите перекор электронов.

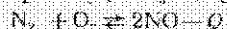
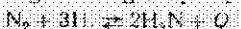
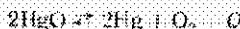
17. Что такое скорость химической реакции и как ее определяют?

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

19. В таблице 35 упомянуты условия, влияющие на скорость химических реакций, и приведены примеры. Назовите для каждого условия один-два дополнительных примера, составьте уравнения соответствующих реакций и дайте им теоретическое обоснование.

20. Поясните, к какому виду относятся перечисленные ниже химические реакции: а) взаимодействие раствора хлорида железа (III) и гидроксида натрия; б) разложение хлората калия при нагревании; в) взаимодействие растворов хлорида меди (II) и сульфата натрия; г) окисление оксида серы (IV); д) разложение карбоната кальция при нагревании; е) взаимодействие алюминия с серой. Составьте уравнения этих реакций.

21. Дайте уравнения реакций:



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

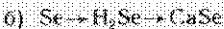
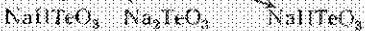
22. Серную кислоту можно получить из следующих исходных продуктов: а) сульфида цинка; б) сероводорода; в) сульфида сурыма  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ . Составьте соответствующие уравнения реакций.

23. При сооружении печей для обжига пирита руководствовались закономерностями: скорость реакции растет с повышением степени измельчения сырья и увеличением температуры обжига. Поясните, какие при этом возникали затруднения и как их устранили.

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

25. На основе теории строения атомов объясните, почему прочность водородных соединений постепенно уменьшается в ряду:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ .

26. Составьте уравнения реакций, при помонии которых можно осуществить превращения:



27. Составьте уравнения реакций согласно схеме 27.

1. Известно соединение, содержащее 0,27928 массовых долей, или 27,928%, фосфора и 0,72072 массовых долей, или 72,072%, серы. Найдите его простейшую формулу. С каким кислородным соединением фосфора оно сходно?

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

3. Какой объем воздуха потребуется, чтобы сжечь: а) 3,4 кг сероводорода; б) 6500 м<sup>3</sup> сероводорода?

4. Из 16 т руды, содержащей 0,60 массовых долей, или 60%, пирита  $\text{FeS}_2$ , получили 14,112 т серной кислоты. Сколько это составляет массовых долей, или процентов, по сравнению с теоретическим выходом?

5. Сколько тонн раствора, содержащего 0,98 массовых долей, или 98%, серной кислоты можно получить из 2,4 т пирита, если выход составляет 0,90 массовых долей, или 90%, по сравнению с теоретическим?

6. Вычислите среднюю скорость реакции:



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

7. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 150 до 200°C, если при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в три раза?

#### Лабораторные опыты

Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы. В две пробирки положите по три кусочка цинка. В первую налейте 4 мл разбавленной (1:5) серной кислоты, во вторую — 4 мл концентрированной серной кислоты.

Разбавленная серная кислота в первой пробирке энергично реагирует с цинком. В результате реакции выделяется водород. Подожгите его.

Концентрированная серная кислота при обыкновенной температуре с цинком не реагирует. При нагревании начинается бурная реакция. Прекратите нагревание и осторожно выхлопите газ — чувствуется запах сероводорода.

В другие две пробирки положите немного медных стружек. В первую налейте 4 мл разбавленной серной кислоты, во вторую 4 мл концентрированной серной кислоты и осторожно нагрейте.

**Задания.** 1. На основании опыта сделайте вывод, как относится разбавленная и концентрированная серная кислота к металлам. Почему концентрированную серную кислоту можно переносить в железных цистернах? 2. Напишите уравнение взаимодействия концентрированной серной кислоты с цинком, если известно, что в этой реакции образуется сульфат цинка, сероводород и вода. 3. Что является окислителем при взаимодействии: а) разбавленной серной кислоты с цинком; б) концентрированной серной кислоты с цинком? 4. Почему при взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью выделяется оксид серы (IV), а в реакции с цинком — сероводород?

**Условия, влияющие на скорость химической реакции.** *Опыт 1.* В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2), во вторую — столько же разбавленной уксусной кислоты (1:2). Соляная кислота реагирует с цинком бурно, а уксусная — медленно.

*Опыт 2.* В одну пробирку насыпьте немного порошка железа, а в другую столько же железных стружек. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2). Соляная кислота с железным порошком реагирует энергичнее, чем с железными стружками.

*Опыт 3.* В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной 1:5 серной кислоты, а во вторую — 2 мл разбавленной 1:10. В первой пробирке реакция протекает энергичнее, чем во второй.

*Опыт 4.* В две пробирки положите по два кусочка цинка. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты (1:10). Одну пробирку слегка подогрейте, а вторую оставьте для сравнения. При нагревании серная кислота с цинком реагирует более энергично.

**Задание.** На основании проделанных опытов сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций. Вспомните ранее проделанные опыты, которые подтверждают этот вывод, и напишите уравнения соответствующих реакций.

### Практическая работа 5

Экспериментальные задачи по теме «Взаимодействие кислорода». **Задача 1.** Даны пробирки с растворами: а) сульфата натрия; б) сульфита натрия; в) сульфида натрия; г) хлорида натрия. Опытным путем определите, в какой пробирке находится каждое из указанных веществ.

**Задача 2.** Дав раствор сульфата меди (II). Получите из него раствор хлорида меди (II) двумя способами.

**Задача 3.** В пробирке дано немного кристаллогидрата сульфата меди (II). Проделайте реакции, подтверждающие его качественный состав.

**Задача 4.** Дано пять нумерованных пробирок, в которых находится следующие соли калия: иодид, сульфат, хлорид, бромид, сульфит, сульфид. Определите при помощи характерных реакций каждое из данных веществ.

**Задача 5.** Проделайте опыты по осуществлению следующих превращений:

- циник → сульфат цинка → гидроксид цинка
- оксид меди (II) → сульфат меди (II) → сульфид меди (II)
- цинк → хлорид цинка → сульфид цинка

**Задача 6.** Даны вещества: серная кислота, цинк, раствор нитрата бария, хлорида натрия, хлорида кальция, хлорида меди (II). Проверьте опытным путем, с какими веществами реагирует серная кислота. Почему? Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Ответ мотивируйте.

**Задача 7.** Проделайте реакции, подтверждающие качественный состав серной и соляной кислот.

**Задача 8.** Даны растворы сульфата натрия и серной кислоты. При помощи характерных реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ.

## ВАЖНЕЙШИЕ ТИПЫ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

### 1. Вывод химических формул

1. *Найдение химической формулы вещества, если известно содержание в нем элементов в массовых долях или в процентах.*

**Задача.** В состав вещества входит 0,7241 мас. д., или 72,41% железа и 0,2759 мас. д., или 27,59% кислорода. Вывести химическую формулу.

**Решение.** Находим отношение чисел атомов:

$$\text{Fe} : \text{O} = \frac{72,41}{56} : \frac{27,59}{16} = 1,29 : 1,72$$

Меньшее число принимаем за единицу и находим следующее отношение:  
 $\text{Fe} : \text{O} = 1 : 1,33$

Так как должно быть целое число атомов, то это отношение приводим к целым числам:

$$\text{Fe} : \text{O} = 3 : 3,99 \approx 3 : 4$$

**Ответ.** Химическая формула данного вещества  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

2. *Найдение химической формулы по массовым отношениям элементов, входящих в состав данного вещества.*

**Задача.** Найти химическую формулу вещества, в состав которого входит 9 мас. ч. алюминия и 8 мас. ч. кислорода.

**Решение.** Находим отношение чисел атомов:

$$\text{Al} : \text{O} = \frac{9}{27} : \frac{8}{16} = 0,33 : 0,5 = 0,99 : 1,5 \approx 2 : 3$$

**Ответ.** Химическая формула данного вещества  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

3. *Найдение химической формулы вещества, если известно содержание в нем элементов в массовых долях или в процентах и указана плотность или относительная плотность данного вещества в газообразном состоянии.*

**Задача 1.** Экспериментально установлено, что в состав газообразного вещества входят 0,8571 мас. д., или 85,71%, углерода и 0,1419 мас. д., или 14,19%, водорода. Масса 1 л этого газа при нормальных условиях 1,25 г. Найти химическую формулу данного вещества.

**Решение.** Находим отношение чисел атомов:

$$\text{C} : \text{H} = \frac{85,71}{12} : \frac{14,19}{1} = 7,14 : 14,19 \approx 1 : 2$$

Следовательно, простейшая формула этого газа  $\text{CH}_2$ . Находим молярную массу по простейшей формуле:  $M(\text{CH}_2) = 12 + 2 = 14$ ,  $M = 14$  г/моль. Однако отношению чисел атомов 1 : 2 соответствуют много формул, например  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_6$  и т. д. Чтобы выяснить, какая из этих формул относится к данному газу, находим молярную массу по плотности:

$$M = V \cdot \rho = 22,4 \cdot 1,25 = 28$$

$$M = 28 \text{ г/моль}$$

Так как молярная масса 26 г соответствует только формуле  $C_2H_4$ , то она является истинной формулой этого вещества.

Ответ. Химическая формула исследуемого вещества  $C_2H_4$  (этилен).

Задача 2. При горении 2,3 г вещества образуется 4,4 г оксида углерода (IV) и 2,7 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,59. Определить молекулярную формулу данного вещества.

Решение. Так как при горении данного вещества образуется оксид углерода (IV) и вода, из этого следует, что в состав данного вещества входят углерод и водород. Находим сначала массу углерода:

$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}$$

44 г  $CO_2$  содержат 12 г С

4,4 г  $CO_2$       »       $x_1$

$$44 : 4,4 = 12 : x_1; x_1 = \frac{4,4 \cdot 12}{44} = 1,2; C = 1,2 \text{ г}$$

Находим массу водорода:

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

18 г  $H_2O$  содержат 2 г Н

2,7 г  $H_2O$       »       $x_2$

$$18 : 2,7 = 2 : x_2; x_2 = \frac{2,7 \cdot 2}{18} = 0,3; H = 0,3 \text{ г}$$

Если в исследуемом веществе содержится кислород, то его находят по разнице масс углерода и водорода:

$$1,2 \text{ г} + 0,3 \text{ г} = 1,5 \text{ г}$$

$$2,3 \text{ г} - 1,5 \text{ г} = 0,8 \text{ г}$$

Находим отношение чисел атомов:

$$C : H : O = \frac{1,2}{12} : \frac{0,3}{1} : \frac{0,8}{16} = 0,1 : 0,3 : 0,05 = 2 : 6 : 1$$

Следовательно, простейшая формула этого вещества  $C_2H_6O$ .

Находим молярную массу исследуемого вещества по простейшей формуле и по его относительной плотности паров по воздуху:

$$M(C_2H_6O) = 46 \text{ г/моль}$$

$$M = 29 \cdot D_{\text{пар}} = 29 \cdot 1,59 = 46,11; M = 46,11 \text{ г/моль}$$

В данном случае простейшая формула  $C_2H_6O$  является истинной.

Ответ. Химическая формула вещества  $C_2H_6O$ .

## II. Расчеты по химическим формулам

1. Нахождение массовых отношений между элементами по химической формуле сложного вещества.

Задача. Найти массовые отношения между элементами в гидроксиде кальция.

Решение. 1) Находим молярную массу гидроксида кальция:

$$M(Ca(OH)_2) = 40 + (16 + 1) \cdot 2 = 74; M = 74 \text{ г/моль}$$

2) Находим массовые отношения между кальцием, кислородом и водородом.

$$Ca : O : H = 40 : 32 : 2 = 20 : 16 : 1$$

Ответ. Массовые отношения между элементами 20 : 16 : 1.

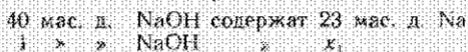
2. Нахождение содержания элементов в массовых долях и в процентах в сложном веществе.

Задача. Вычислить содержание элементов в массовых долях и в процентах в гидроксиде натрия.

**Решение.** 1) Находим молярную массу гидроксида натрия:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40; M = 40 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем массовые доли натрия:



$$40 : 1 = 23 : x_1, x_1 = \frac{1 \cdot 23}{40} = 0,575, \text{ Na} = 0,575 \text{ мас. д., или } 57,5\%$$

Отсюда понятно, что для нахождения массовых долей элемента следует его массу разделить на молярную массу вещества:

$$\frac{23}{40} = 0,575, \text{ Na} = 0,575 \text{ мас. д., или } 57,5\%$$

3) Вычисляем массовую долю кислорода:

$$\frac{16}{40} = 0,4, \text{ O} = 0,4 \text{ мас. д., или } 40\%$$

4) Вычисляем массовую долю водорода:

$$\frac{1}{40} = 0,025, \text{ H} = 0,025 \text{ мас. д., или } 2,5\%$$

5) Проверяем правильность вычисления:

$$0,575 + 0,4 + 0,025 = 1,00 \text{ (в мас. д.)}$$

$$57,5 + 40 + 2,5 = 100 \text{ (в \%)}.$$

**Ответ.** В NaOH содержится 0,575 мас. д., или 57,5%, Na, 0,4 мас. д., или 40%, O и 0,025 мас. д., или 2,5%, H.

**Примечание.** Содержание водорода можно также вычислить по разности:

$$0,575 + 0,4 = 0,975 \text{ (в мас. д.)}$$

$$1,0 - 0,975 = 0,025 \text{ (в мас. д.)}$$

$$57,5 + 40 = 97,5 \text{ (в \%)}.$$

$$100 - 97,5 = 2,5 \text{ (в \%)}.$$

3. *Нахождение массы элемента в заданной массе сложного вещества.*

**Задача.** Вычислить сколько алюминия содержат 408 т оксида алюминия.

**Решение.** 1) Находим молярную массу оксида алюминия:

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 102; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль.}$$

2) Вычисляем массу алюминия<sup>1</sup>, содержащуюся в 408 т оксида алюминия:

$$102 \text{ т Al}_2\text{O}_3 \text{ содержат } 54 \text{ т Al}$$

$$408 \text{ т Al}_2\text{O}_3 \quad \rightarrow \quad x$$

$$102 : 408 = 54 : x; x = \frac{408 \cdot 54}{102} = 216; \text{ Al} = 216 \text{ т}$$

**Ответ.** 408 т Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> содержат 216 т Al.

**Примечание.** Если дано вещество с примесью, тогда сначала вычисляют массу чистого вещества, содержащуюся в смеси. Затем поступают, как указано выше.

4. *Нахождение массы сложного вещества по заданной массе элемента.*

**Задача.** В какой массе оксида меди (II) содержится 3,2 т меди?

**Решение.** 1) Находим молярную массу оксида меди (II):

$$M(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80; M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$$

<sup>1</sup> Далее вычисление ведется в тех единицах массы, какие указаны в задаче.

2) Вычисляем массу оксида меди (II):

64 г Cu содержится в 80 т CuO

3,2 г Cu       $\rightarrow$        $x$  в x

$$64 : 3,2 : 80 : x; x = \frac{3,2 \cdot 80}{64} = 4; \text{CuO} = 4 \text{ т}$$

Ответ. 3,2 т Cu содержится в 4 т CuO.

### III. Расчеты по уравнениям химических реакций

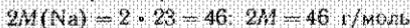
При решении задач по уравнениям химических реакций рекомендуется соблюдать указанную ниже последовательность:

- Если вещества даны с примесями, то сначала вычисляют массу чистого вещества, содержащуюся в смеси.
- Составляют уравнение соответствующей химической реакции.
- В уравнении реакции одной чертой подчеркивают химические формулы веществ, массы которых указаны в задаче, а двумя чертами — формулы тех веществ, массы которых требуется вычислить.
- Вычисляют моля веществ, формулы которых подчеркнуты.
- Найденные числа пишут под соответствующими химическими формулами и производят вычисления, как показано ниже.

1. Вычисление массы вещества (исходного или получаемого) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (получаемого или исходного).

Задача 1. Сколько граммов гидроксида натрия образуется при взаимодействии 2,3 г натрия с водой?

Решение.



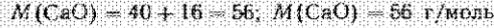
$$\begin{array}{r} 46 \text{ г} \\ 2,3 \text{ г} \end{array} \quad \begin{array}{r} 80 \text{ г} \\ x \end{array}$$

$$46 : 2,3 = 80 : x; x = \frac{2,3 \cdot 80}{46} = 4; \text{NaOH} = 4 \text{ г}$$

Ответ. Образуется 4 г гидроксида натрия.

Задача 2. Сколько тонн карбоната кальция потребуется, чтобы получить 224 т оксида кальция?

Решение.



$$\begin{array}{r} 100 \text{ т} \\ x \end{array} \quad \begin{array}{r} 56 \text{ т} \\ 224 \text{ т} \end{array}$$

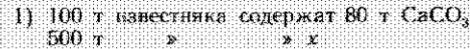
$$x : 100 = 224 : 56; x = \frac{100 \cdot 224}{56} = 400; \text{CaCO}_3 = 400 \text{ т}$$

Ответ. Требуется 400 т CaCO<sub>3</sub>.

2. Вычисление массы вещества (исходного или получаемого) по уравнению реакции, если известна масса другого вещества (получаемого или исходного), содержащего определенную массу примесей.

Задача 1. Сколько тонн оксида кальция можно получить из 500 т известняка, содержащего 0,2 мас. д., или 20%, примесей?

Решение.



$$100 : 500 = 80 : x, x = \frac{500 \cdot 80}{100} = 400, \text{CaCO}_3 = 400 \text{ т}$$

2)  $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100, M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$   
 $M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56, M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$



$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ т} & = & 56 \text{ т} \\ 400 \text{ т} & & x_1 \end{array}$$

$$100 : 400 = 56 : x_1, x_1 = \frac{400 \cdot 56}{100} = 224, \text{CaO} = 224 \text{ т}$$

Ответ. Можно получить 224 т CaO.

Задача 2. Сколько тонн жженой извести, содержащей 0,9 мас. д., или 90%, оксида кальция, можно получить из 800 т карбоната кальция?

Решение.

1)  $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}, M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$



$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ т} & = & 56 \text{ т} \\ 800 \text{ т} & & x_1 \end{array}$$

$$100 : 800 = 56 : x_1, x_1 = \frac{800 \cdot 56}{100} = 448, \text{CaO} = 448 \text{ т (чистого)}$$

2) 90 т чистого CaO содержится в 100 т жженой извести  
 $448 \text{ т} \xrightarrow{\text{ }} \text{CaO} \xrightarrow{\text{ }} \text{в. } x_2$

$$90 : 448 = 100 : x_2, x_2 = \frac{448 \cdot 100}{90} = 497,8$$

497,8 т жженой извести, содержащей 0,9 мас. д., или 90%, оксида кальция.

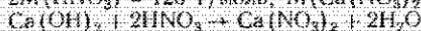
Ответ. Можно получить 497,8 т жженой извести, содержащей 0,9 мас. д., или 90%, оксида кальция.

3. Вычисление массы продукта реакции, если известна массовая доля и процент выхода по сравнению с теоретически возможным (и обратная задача).

Задача 1. На гашеную известь, взятую в необходимом количестве, подействовали 3,15 кг чистой азотной кислоты. Сколько получили штрафта кальция  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , если практический выход составляет 0,98 мас. д., или 98%, по сравнению с теоретическим?

Решение.

1)  $2M(\text{HNO}_3) = 126 \text{ г/моль}, M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \text{ г/моль}$



$$\begin{array}{rcl} 126 \text{ кг} & = & 164 \text{ кг} \\ 3,15 \text{ кг} & & x_1 \end{array}$$

$$126 : 3,15 = 164 : x_1, x_1 = \frac{3,15 \cdot 164}{126} = 4,1;$$

теоретический выход  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 4,1 \text{ кг}$

2) 4,1 кг  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  соответствует 100-процентному выходу  
 $x_2 \xrightarrow{\text{ }} 98\text{-процентному } \xrightarrow{\text{ }}$

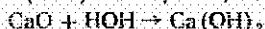
$$4,1 : x_2 = 100 : 98, x_2 = \frac{4,1 \cdot 98}{100} = 4,02, x_2 = 4,02 \text{ кг}$$

Ответ. Получили 4,02 кг  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

**Задача 2.** Из 140 т жженой извести получили 182 т гашеной извести. Сколько процентов или массовых долей это составляет по сравнению с теоретическим выходом?

**Решение.**

1)  $M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}$



$$\frac{56 \text{ г}}{140 \text{ т}} \quad \frac{74 \text{ г}}{x_1}$$

$$56 : 140 = 74 : x_1; x_1 = \frac{140 \cdot 74}{56} = 185$$

185 т  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  — теоретический выход

3)  $185 \text{ т } \text{Ca}(\text{OH})_2 = 100\%$

$$182 \text{ т } \text{Ca}(\text{OH})_2 = x_2$$

$$185 : 182 = 100 : x_2; x_2 = \frac{182 \cdot 100}{185} = 98,38$$

**Ответ.** Практический выход составляет 98,38%, или 0,9838 мас. д.

**4. Вычисление массы продукта реакции, если одно из исходных веществ взято в избытке.**

**Задача 1.** Вычислить, сколько сульфата бария выпадает в осадок при сливании растворов, один из которых содержит 522 г нитрата бария, а второй — 500 г сульфата калия.

**Решение.**

1)  $M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 261 \text{ г/моль}, M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль}$

$$M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г/моль}$$



$$\frac{261 \text{ г}}{522 \text{ г}} \quad \frac{174 \text{ г}}{500 \text{ г}} \quad \frac{233 \text{ г}}{x}$$

2) Находим, сколько молей каждого из веществ содержится в растворе:

$$522 : 261 = 2, \text{ Ba}(\text{NO}_3)_2 — 2 \text{ моль}$$

$$500 : 174 \sim 2,9; \text{ K}_2\text{SO}_4 — 2,9 \text{ моль}$$

3) По исходному уравнению видно, что один моль нитрата бария реагирует с одним молем сульфата калия. Следовательно, сульфат калия дан в избытке. Расчет ведут по веществу, которое дано в недостатке:

при взаимодействии 261 г  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  образуется 233 г  $\text{BaSO}_4$

$$\frac{261}{522} = \frac{233}{x} \quad x = 466 \text{ г}$$

$$261 : 522 = 233 : x; x = \frac{522 \cdot 233}{261} = 466; \text{ BaSO}_4 — 466 \text{ г}$$

**Ответ.** В осадок выпадает 466 г  $\text{BaSO}_4$ .

**Задача 2.** Вычислить, сколько нитрата натрия получится при взаимодействии 630 кг раствора, содержащего 0,5 мас. д., или 50%, азотной кислоты, с 170 кг раствора, содержащего 0,4 мас. д., или 40%, гидроксида натрия.

**Решение.** 1) Находим, какая масса чистых веществ дана:

100 кг раствора содержат 50 кг  $\text{HNO}_3$

$$630 \text{ кг} \quad \frac{x}{x_1}$$

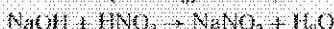
$$100 : 630 = 50 : x_1; x_1 = \frac{630 \cdot 50}{100} = 315; \text{ HNO}_3 — 315 \text{ кг}$$

100 кг раствора содержат 40 кг NaOH

$$170 \text{ кг} \quad \times \quad \rightarrow \quad x_2$$

$$100 : 170 = 40 : x_2; x_2 = \frac{170 \cdot 40}{100} = 68; \text{NaOH} = 68 \text{ кг}$$

2)  $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль};$   
 $M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ г/моль}$



$$40 \text{ кг} \quad 63 \text{ кг} \quad 85 \text{ кг}$$

$$68 \text{ кг} \quad 315 \text{ кг} \quad x_3$$

3) Находим, сколько молей каждого из веществ дано:

$$68 : 40 = 1,7; \text{NaOH} = 1,7 \text{ моль}$$

$$315 : 63 = 5; \text{HNO}_3 = 5 \text{ моль}$$

4) Из решения видно, что азотная кислота дана в избытке. Расчет ведем по гидроксиду натрия:

из 40 кг NaOH получается 85 кг NaNO<sub>3</sub>

$$\rightarrow 68 \text{ кг NaOH} \quad \times \quad x_3$$

$$40 : 68 = 85 : x_3; x_3 = \frac{68 \cdot 85}{40} = 144,5; x_3 = 144,5 \text{ кг}$$

Ответ. Получится 144,5 кг NaNO<sub>3</sub>.

#### IV. Расчеты с использованием понятия «моль»

1. Вычисление числа молей по данной массе вещества.

Задача 1. Сколько молей составляют 32 г меди?

Решение. Пользуясь формулой  $v = \frac{m}{M}$ , где  $v$  — число молей,  $m$  — масса вещества,  $M$  — молярная масса данного вещества, находим число молей меди:

$$v = \frac{m}{M} = \frac{32}{64} = 0,5; v = 0,5 \text{ моль}$$

Можно рассуждать и так:

в 64 г меди — 1 моль

$$\rightarrow 32 \text{ г} \quad \rightarrow \quad x$$

$$64 : 32 = 1 : x; x = \frac{32 \cdot 1}{64} = 0,5; x = 0,5 \text{ моль}$$

Ответ. 32 г меди составляют 0,5 моль.

Задача 2. Сколько молей составляет 66 г оксида углерода (IV)?

Решение. 1) Находим молярную массу оксида углерода (IV).

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем число молей оксида углерода (IV):

$$v = \frac{m}{M} = \frac{66}{44} = 1,5; v = 1,5 \text{ моль}$$

Ответ. 66 г оксида углерода (IV) составляют 1,5 моль.

2. Вычисление массы вещества по известному числу молей вещества.

Задача 1. Сколько граммов содержит 0,25 моль серы?

Решение.

$$v = \frac{m}{M}; m = v \cdot M = 0,25 \cdot 32 = 8; m = 8 \text{ г}$$

Ответ. В 0,25 моль содержится 8 г серы.

**Задача 2.** Сколько граммов содержат 2 моль серной кислоты?

**Решение.** 1) Вычисляем молярную массу серной кислоты:

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

2) Определяем массу серной кислоты:

$$v = \frac{m}{M}; m = v \cdot M = 2 \cdot 98 = 196, m = 196 \text{ г}$$

Ответ. 2 моль содержат 196 г серной кислоты.

3. Вычисление числа атомов и молекул, содержащихся в определенной массе вещества.

**Задача 1.** Сколько атомов содержится в 20 г кальция?

**Решение.** 1) Вычислим, сколько молей содержится в 20 г кальция:

$$v = \frac{m}{M} = \frac{20}{40} = 0,5; v = 0,5 \text{ моль}$$

2) Вычисляем число атомов кальция:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль содержит } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов} \\ 0,5 \text{ моль } \rightarrow x \text{ атомов} \end{array}$$

$$1 : 0,5 = 6,02 \cdot 10^{23} : x; x = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}; x = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$$

Ответ. В 20 г кальция содержится  $3,01 \cdot 10^{23}$  атомов.

**Задача 2.** Сколько молекул содержится в 36 г воды?

**Решение.** 1) Определяем молярную массу воды:

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

2) Находим число молей воды:

$$v = \frac{m}{M} = \frac{36}{18} = 2; v = 2 \text{ моль}$$

3) Определяем число молекул воды:

$$1 \text{ моль } H_2O \text{ содержит } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$2 \text{ моль } H_2O \rightarrow x$$

$$1 : 2 = 6,02 \cdot 10^{23} : x; x = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{24}; x = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ молекул}$$

Ответ. В 36 г воды содержится  $1,204 \cdot 10^{24}$  молекул.

## V. Расчеты, связанные с применением закона Авогadro

1. Нахождение плотности и относительной плотности по химической формуле данного газа.

**Задача.** Вычислить плотность и относительные плотности оксида углерода (IV) по водороду, метану и воздуху.

**Решение.** 1) Вычисляем молярную массу газов:

$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}, M(H_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$M(CH_4) = 16 \text{ г/моль}, M_{\text{возд}} = 29 \text{ г/моль}$$

2) Вычисляем плотности оксида углерода (IV):

$$\rho = \frac{44}{22,4} = 1,96; \rho(CO_2) = 1,96 \text{ г/см}^3,$$

$$D_{CH_4} = \frac{44}{16} = 2,75; D_{H_2} = \frac{44}{2} = 22;$$

$$D_{\text{возд}} = \frac{44}{29} = 1,5$$

Ответ. Плотность оксида углерода (IV) (масса 1 л при н. у.) равна 1,96 г/см<sup>3</sup>,  $D_{H_2} = 22$ ;  $D_{CH_4} = 2,75$ ;  $D_{\text{возд}} = 1,5$ .

**2. Вычисление объема газа по химической формуле и массе данного газа (н. у.)**

Задача. Какой объем занимают 48 г кислорода?

Решение. 1) Вычисляем молярную массу кислорода:

$$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$$

2) Находим, какой объем занимает 48 г кислорода:

32 г O<sub>2</sub> занимает объем 22,4 л

48 г O<sub>2</sub>      »      »      x

$$32 : 48 = 22,4 : x; x = \frac{48 \cdot 22,4}{32} = 33,6; x = 33,6 \text{ л}$$

Ответ. 48 г O<sub>2</sub> занимают объем 33,6 л.

**3. Вычисление массы по химической формуле и объему данного газа<sup>1</sup> (н. у.).**

Задача. Вычислить массу газовой смеси, состоящей из 5,6 м<sup>3</sup> метана и 2,24 м<sup>3</sup> оксида углерода (II).

Решение. 1) Вычисляем молярную массу метана и оксида углерода (II):

$$M(CH_4) = 16 \text{ г/моль}, M(CO) = 28 \text{ г/моль}$$

2) Определяем массу 5,6 м<sup>3</sup> метана:

масса 22,4 м<sup>3</sup> CH<sub>4</sub> составляет 16 кг  
» 5,6 м<sup>3</sup> CH<sub>4</sub>      »      x<sub>1</sub>

$$22,4 : 5,6 = 16 : x_1; x_1 = \frac{5,6 \cdot 16}{22,4} = 4; x_1 = 4 \text{ кг}$$

3) Определяем массу 2,24 м<sup>3</sup> оксида углерода (I):

масса 22,4 м<sup>3</sup> CO составляет 28 кг  
» 2,24 м<sup>3</sup> CO      »      x<sub>2</sub>

$$22,4 : 2,24 = 28 : x_2; x_2 = \frac{2,24 \cdot 28}{22,4} = 2,8; x_2 = 2,8 \text{ кг}$$

4) Находим общую массу газовой смеси:

$$4 \text{ кг} + 2,8 \text{ кг} = 6,8 \text{ кг}$$

Ответ. Общая масса газовой смеси 6,8 кг

**4. Вычисление массы вещества по уравнениям химических реакций, в которых участвуют или образуются газы.**

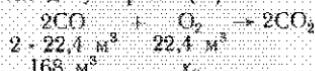
Задача. Какой объем кислорода и воздуха потребуется, чтобы сжечь 224 м<sup>3</sup> оксида углерода (II), содержащего 0,25 объемных долей, или 25%, по объему, искорючих примесей?

Решение. 1) Вычисляем, сколько чистого оксида углерода (II) содержится в смеси:

100 м<sup>3</sup> смеси содержат 75 м<sup>3</sup> CO  
224 м<sup>3</sup> смеси      »      x<sub>1</sub>

$$100 : 224 = 75 : x_1; x_1 = \frac{224 \cdot 75}{100} = 168; x_1 = 168 \text{ м}^3$$

2) Определяем, какой объем кислорода потребуется, чтобы сжечь 168 м<sup>3</sup> оксида углерода (II):



$$44,8 : 168 = 22,4 : x_2; x_2 = \frac{168 \cdot 22,4}{44,8} = 84; x_2 = 84 \text{ м}^3$$

<sup>1</sup> Если масса газообразного вещества дается в килограммах, объем выражается в кубических метрах.

3. Находим объем воздуха, необходимый для реакции:

100 м<sup>3</sup> воздуха содержит 31 м<sup>3</sup> кислорода

$$x_3 \quad * \quad * \quad 31 \quad *$$

$$100 : x_3 = 21 : 31; x_3 = \frac{100 \cdot 31}{21} = 400; x_3 = 400 \text{ м}^3$$

Ответ. Потребуется 31 м<sup>3</sup> О<sub>2</sub> или 400 м<sup>3</sup> воздуха.

## VI. Расчеты, связанные с определением массовых долей растворенных веществ

1. Вычисление масс вещества и растворителя, необходимых для приготовления определенной массы раствора с известным содержанием массовых долей или процентов растворенного вещества.

Задача 1. Сколько потребуется хлорида натрия и воды, чтобы приготовить 500 г раствора, содержащего 0,05 мас. д., или 5%, хлорида натрия?

Решение. 1) Находим, какая масса хлорида натрия необходима для приготовления указанного раствора. При решении можно использовать два подхода:

a) 1 мас. д. соответствует 500 г  
0,05 мас. д.      \*      x

$$1 : 0,05 = 500 : x; x = \frac{0,05 \cdot 500}{1} = 25; x = 25 \text{ г}$$

b) 100 г раствора содержат 5 г NaCl  
500 г      \*      x

$$100 : 500 = 5 : x; x = \frac{5 \cdot 500}{100} = 25; x = 25 \text{ г NaCl}$$

2) Вычисляем, какая масса воды потребуется:

$$500 \text{ г} - 25 \text{ г} = 475 \text{ г}$$

Ответ. Потребуется 25 г NaCl и 475 г воды.

Задача 2. Какой объем хлороводорода (н. у.) и воды потребуется, чтобы приготовить 1 л раствора, содержащего 0,1 мас. д., или 10%, хлороводорода ( $\rho = 1,05 \text{ г}/\text{см}^3$ )?

Решение. 1) Вычисляем массу 1 л раствора, содержащего 0,1 мас. д., или 10%, хлороводорода:

$$1000 \cdot 1,05 = 1050; m = 1050 \text{ г}$$

2) Находим, сколько граммов чистого хлороводорода содержится в 1050 г раствора соляной кислоты указанной концентрации:

1 мас. д. соответствует 1050 г  
0,1 мас. д.      \*      x

$$1 : 0,1 = 1050 : x; x = \frac{1050 \cdot 0,1}{1} = 105,$$

x = 105 г HCl

3) Вычисляем, какой объем (н. у.) занимают 105 г хлороводорода:

$$M(HCl) = 36,5 \text{ г}/\text{моль}$$

36,5 г HCl занимают объем 22,4 л

$$105 \text{ г HCl} \quad * \quad * \quad x_2$$

$$36,5 : 105 = 22,4 : x_2; x_2 = \frac{105 \cdot 22,4}{36,5} = 64,44; x_2 = 64,44 \text{ л}$$

4) Находим, сколько потребуется воды для приготовления раствора:

$$1050 \text{ г} - 105 \text{ г} = 945 \text{ г}$$

**Ответ.** Потребуется 64,44 л HCl и 945 мл воды.

**2. Вычисления, связанные с разбавлением растворов.**

**Задача 1.** Сколько миллилитров раствора, содержащего 0,88 мас. д. серной кислоты ( $\rho = 1,80 \text{ г}/\text{см}^3$ ), потребуется, чтобы приготовить 1 л раствора, содержащий 0,1 мас. д. серной кислоты ( $\rho = 1,069 \text{ г}/\text{см}^3$ )?

**Решение.** 1) Вычисляем массу 1 л раствора, содержащего 0,1 мас. д., или 10% серной кислоты:

$$1000 \cdot 1,069 = 1069; m = 106,9 \text{ г}$$

2) Определяем, сколько граммов чистой серной кислоты потребуется (придерживаясь второго подхода, см. предыдущие задачи):

$$\begin{array}{ccccccc} 100 \text{ г приготавливаемого раствора содержат } 10 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ 1069 \text{ г} & \xrightarrow{\quad} & \xrightarrow{\quad} & \xrightarrow{\quad} & x_1 \end{array}$$

$$100 : 1069 = 10 : x_1; x_1 = \frac{1069 \cdot 10}{100} = 106,9; x_1 = 106,9 \text{ г}$$

3) Находим сколько потребуется раствора, содержащего 0,88 мас. д., или 88%, серной кислоты:

$$\begin{array}{ccccccc} 100 \text{ г раствора содержат } 88 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \\ x_2 & \xrightarrow{\quad} & \xrightarrow{\quad} & 106,9 \text{ г H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$100 : x_2 = 88 : 106,9; x_2 = \frac{100 \cdot 106,9}{88} = 121,5; x_2 = 121,5 \text{ г}$$

4) Вычисляем, какой объем занимает 121,5 г раствора, содержащего 0,88 мас. д., или 88%, серной кислоты:

$$V = \frac{121,5}{1,80} = 67,5; V = 67,5 \text{ мл}$$

**Ответ.** Потребуется 67,5 мл раствора серной кислоты данной концентрации.

**Задача 2.** Каким объемом воды следует разбавить 200 мл раствора, содержащего 0,68 мас. д., или 68%, азотной кислоты ( $\rho = 1,4 \text{ г}/\text{см}^3$ ), чтобы получить раствор, содержащий 0,1 мас. д., или 10%, азотной кислоты?

**Решение.** 1) Находим массу 200 мл разбавляемого раствора азотной кислоты:

$$200 \cdot 1,4 = 280; m = 280 \text{ г}$$

2) Вычисляем, сколько граммов чистой азотной кислоты содержится в 280 г разбавляемого раствора:

$$\begin{array}{ccccccc} 100 \text{ г раствора содержат } 68 \text{ г HNO}_3 \\ 280 \text{ г} & \xrightarrow{\quad} & \xrightarrow{\quad} & x_1 \end{array}$$

$$100 : 280 = 68 : x_1; x_1 = \frac{280 \cdot 68}{100} = 190,4; x_1 = 190,4 \text{ г}$$

3) Вычисляем, сколько граммов раствора, содержащего 0,1 мас. д., или 10%, азотной кислоты можно приготовить из 190,4 г чистой азотной кислоты:

$$\begin{array}{ccccccc} 100 \text{ г раствора содержат } 10 \text{ г HNO}_3 \\ x_2 & \xrightarrow{\quad} & \xrightarrow{\quad} & 190,4 \text{ г HNO}_3 \end{array}$$

$$100 : x_2 = 10 : 190,4; x_2 = \frac{100 \cdot 190,4}{10} = 1904; x_2 = 1904 \text{ г}$$

4) Находим, сколько миллилитров воды необходимо прилить для приготовления раствора заданной концентрации:

$$1904 \text{ г} - 280 \text{ г} = 1624 \text{ г}$$

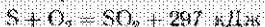
1624 г воды соответствуют 1624 мл.

**Ответ.** Требуется прилить 1624 мл воды.

## VII. Расчеты по термохимическим уравнениям

1. Вычисление на основе термохимического уравнения количества выделенной или поглощенной теплоты по массе одного из реагирующих веществ.

Задача. По термохимическому уравнению вычислить количество теплоты, выделяемой при сгорании 1 кг серы:



Решение. Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 32 г серы выделяется 297 кДж теплоты. Учитывая это, рассуждают так:

при сгорании 32 г серы выделяется 297 кДж  
 \*      x      1000 г      \*      \*

$$32 : 1000 = 297 : x; x = \frac{1000 \times 297}{32} = 9281; x = 9281 \text{ кДж}$$

Ответ. При сгорании 1 кг серы выделяется 9281 кДж теплоты.

2. Нахождение масс реагирующих веществ, если известно, какое количество теплоты выделилось в данной реакции.

Задача. По термохимическому уравнению



вычислить, сколько сгорело угля, если при реакции выделилось 33 520 кДж теплоты.

Решение. Данное термохимическое уравнение показывает, что при сгорании 12 г угля выделяется 402,24 кДж теплоты. Учитывая это, рассуждают так:

если выделилось 402,24 кДж, то сгорело 12 г угля

$$* \quad * \quad 33\,520 \text{ кДж} \quad * \quad *$$

$$402,24 : 33\,520 = 12 : x; x = \frac{33\,520 \cdot 12}{402,24} = 1000;$$

$$x = 1000 \text{ г}$$

Ответ. 33 520 кДж теплоты выделяется при сгорании 1 кг угля.

Растворимость солей, кислот и оснований в воде

Ионы	$\text{H}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{K}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Cr}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$
$\text{OH}^-$	P	P	P	P	—	P	M	M	H	H	—	H	H	H	H	H
$\text{NO}_3^-$	P	P	P	P	P	P	P	F	P	P	P	P	P	R	P	P
$\text{Cl}^-$	P	P	P	P	H	P	P	F	P	P	P	P	M	P	P	P
$\text{S}^{2-}$	P	P	P	P	H	—	—	—	H	H	H	H	H	H	H	—
$\text{SO}_3^{2-}$	P	P	P	P	M	M	M	M	M	—	—	H	M	—	P	P
$\text{SO}_4^{2-}$	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	H	P	P	P	P
$\text{CO}_3^{2-}$	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	—	H	H	—	—
$\text{SiO}_4^{4-}$	H	—	P	P	H	H	H	H	H	—	—	H	H	—	—	—
$\text{PO}_4^{3-}$	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P — растворимые (больше 10 г в 1000 г воды); M — малорастворимые (от 10 г и до 0,01 г в 1000 г воды); H — нерастворимые (меньше 0,01 г в 1000 г воды); черточка — разлагаются водой или не существуют.

---

---

## ПРИМЕРНЫЕ ВОПРОСЫ, УПРАЖНЕНИЯ И ЗАДАЧИ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАЧЕТАМ

### 7 КЛАСС

#### Зачет 1

по теме «Первоначальные химические понятия»

*Вопросы и упражнения:* 1, 4, 6, 7, 10, 12 (с. 12); 1, 4—7, 9, 11, 13, 14 (с. 19); 1, 3, 4, 7, 8, 10, 11, 13 (с. 24—25); 1, 4—9, 12, 13 (с. 29); 1, 3, 4, 5, 7 (с. 34).

*Задачи:* 1 и 2 (с. 29).

#### Зачет 2

по темам «Кислород. Воздух. Горение» и «Водород. Вода. Растворы»

*Вопросы и упражнения:* 1, 3—6, 10 (с. 43); 1, 4, 6—9, 11, 12 (с. 49); 1, 4, 6, 8, 9—11 (с. 54—55); 1, 3, 4, 6—9 (с. 61); 1, 3, 6—8, 10 (с. 67).

*Задачи:* 1 и 2 (с. 44); 1—4 (с. 67—68).

### 8 КЛАСС

#### Зачет 1

по темам «Важнейшие классы неорганических соединений» и «Количественные отношения в химии»

*Вопросы и упражнения:* 2, 3, 5—7, 9 (с. 75); 1—3, 5—9 (с. 80); 1, 2, 4—7 (с. 84), 1—6, 9, 10 (с. 92); 1, 2, 4—9 (с. 102).

*Задачи:* 1 и 2 (с. 75); 1—3 (с. 80); 1 и 2 (с. 84); 1—3 (с. 92); 1, 3, 4, 6, 7, 9, 10 (с. 102).

#### Зачет 2

по темам «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома» и «Химическая связь. Строение веществ»

*Вопросы и упражнения:* 1—4, 6, 7, 9, 11, 12, 14—24 (с. 121—122); 1—3, 5—7, 9—12, 14—16 (с. 134).

#### Зачет 3

по теме «Галогены»

*Вопросы и упражнения:* 1, 5, 8, 9, 12, 17, 19, 20 (с. 143—148).

*Задачи:* 1, 3, 4—6 (с. 148).

#### Зачет 4

по теме «Подгруппа кислорода. Закономерности течения химических реакций»

*Вопросы и упражнения:* 1—5, 7, 9—15, 17, 19—22, 25—28 (с. 172—174).

*Задачи:* 1—4, 6 (с. 174).

## ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ

### Глава I

1. а) 160; б) 142; в) 222. 2. а) Cu — 0,8889 мас. д., или 88,89%; и O — 0,1111 мас. д., или 11,11%; б) Cu — 0,8 мас. д., или 80%, и O — 0,2 мас. д., или 20%.

### Глава II

1. а) S — 0,5 мас. д., или 50%, и O — 0,5 мас. д., или 50%; б) K — 0,2468 мас. д., или 24,68%; Mn — 0,3481 мас. д., или 34,81%; и O — 0,4051 мас. д., или 40,51%. 2. Богаче железом  $Fe_3O_4$  — 72,41% Fe, а  $Fe_2O_3$  — 70% Fe.

### Глава III

1. Растворимость 315,8 г/л, 0,24 мас. д., или 24%; 2. 0,05 мас. д., или 5%; 3. 0,01 мас. д., или 1%; 4. 0,2 мас. д., или 20%.

### Глава IV

- § 1. 1.  $FeSO_4$  (Fe — 36,84%);  $Fe(OH)_2$  (Fe — 52,34%);  $Fe_2O_3$  (Fe — 70%);  $Fe_3O_4$  (Fe — 72,41%);  $FeO$  (Fe — 77,76%). 2. а) 0,0016 мас. д., или 0,16%; б) 0,0366 мас. д., или 3,66%.

- § 2. 1.  $HPO_3$  (P — 38,75%),  $H_3PO_4$  (P — 31,63%). 2.  $H_2Se$ . 3. 7,4 и 1,1632; 6) 7 : 4 ; 8 и 1 : 16.

- § 3. 1.  $Na_2O$ . 2. 31 : 40 и 1 : 8.

- § 5. 1.  $NH_4NO_3$  (N — 35%);  $(NH_4)_2SO_4$  (N — 21,21%);  $Ca(NO_3)_2$  (N — 17,07%);  $NaNO_3$  (N — 16,47%);  $KNO_3$  (N — 13,86%). 2.  $Al_2S_3$ . 3. III : 98.

### Глава V

1. а) 0,01 моль; б)  $6,02 \cdot 10^{21}$  молекул. 2. а) 0,25 моль; б)  $1,505 \cdot 10^{23}$  молекул. 3.  $C_3H_6$ . 4.  $C_2H_6$ . 5. 180 мл. б. а) 1,34; б) 1,03. 7. 2,24  $m^3$ . 8. 1279,46 кДж. 9.  $Fe + S = FeS + 97,2$  кДж. 10. 1 кг.

### Глава VIII

1. 4,48 л. 2. 16 л HCl и 4 л  $H_2$ . 3. 44,8%  $Cl_2$  и 55,2%  $H_2$ . 4. Требуется 14,6 г HCl, дано 30,8 г. 5. 0,2 мас. д., или 20%. 6. 0,3946 мас. д., или 39,46%.

### Глава IX

1.  $P_2S_5$ . 2. 10,4 кДж. 3. а) 16  $m^3$ ; б) 46426,57  $m^3$ . 4. 0,9 мас. д., или 90%. 5. 3,6 т. 6. 0,0005 моль/л · с, или  $5 \cdot 10^{-4}$  моль/л · с. Концентрация вещества в умножается на  $5 \cdot 10^{-3}$  моль/л. 7. 243 раза.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Как пользоваться учебником . . . . .	3
Исогорическая химия	
7 КЛАСС	
Глава I. Первоначальные химические понятия	
§ 1. Предмет химии	5
§ 2. Вещества и их свойства	6
§ 3. Чистые вещества и смеси	7
§ 4. Физические и химические явления	10
§ 5. Молекулы и атомы	12
§ 6. Простые и сложные вещества	14
§ 7. Химические элементы и их знаки	15
§ 8. Относительная атомная масса	17
§ 9. Постоянство состава веществ	19
§ 10. Химические формулы. Относительная молекулярная масса	22
§ 11. Валентность химических элементов	25
§ 12. Определение валентности элементов по формулам их соединений. Составление химических формул по валентности	26
§ 13. Атомно-молекулярная теория	27
§ 14. Закон сохранения массы веществ	30
§ 15. Химические уравнения	31
§ 16. Типы химических реакций	33
Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете	34
Лабораторные опыты	35
Практическая работа 1	37
Глава II. Кислород, оксиды, воздух, горение	
§ 1. Кислород, его общая характеристика и нахождение в природе	38
§ 2. Получение кислорода	38
§ 3. Свойства кислорода	40
§ 4. Применение кислорода. Проблема его сохранения в природе	42
§ 5. Воздух и его состав	44
§ 6. Топливо и способы его сжигания	46
Практическая работа 2	49
Глава III. Водород, вода, растворы	
§ 1. Водород, его общая характеристика и нахождение в природе	50
§ 2. Получение водорода	50
§ 3. Свойства водорода	52
Лабораторные опыты	55
§ 4. Вода. Состав воды	56
§ 5. Вода в природе и способы ее очистки	57
§ 6. Свойства воды и ее применение	58
§ 7. Растворы	61
§ 8. Растворимость веществ в воде	63

§ 9. Определение массовой доли растворенного вещества	65
Практическая работа 3	68

## 8 КЛАСС

### Глава IV. Важнейшие классы неорганических соединений

§ 1. Основания	69
§ 2. Кислоты	75
§ 3. Оксиды	81
§ 4. Амфотерные гидроксиды и оксиды	84
§ 5. Соли	86
Лабораторные опыты	92
Практическая работа 1	94
Практическая работа 2	94

### Глава V. Количественные отношения в химии

§ 1. Моль — единица количества вещества	95
§ 2. Молярная масса	96
§ 3. Закон Авогадро	97
§ 4. Объемные отношения газов при химических реакциях	99
§ 5. Тепловой эффект химических реакций	100

### Глава VI. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома

§ 1. Классификация элементов	103
§ 2. Открытие периодического закона химических элементов Д. И. Менделеевым	105
§ 3. Строение атома	108
§ 4. Периодическая система Д. И. Менделеева	115
§ 5. Значение периодического закона	117
§ 6. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева	120

### Глава VII. Химическая связь. Строение вещества

§ 1. Электроотрицательность химических элементов	122
§ 2. Основные типы химической связи	124
§ 3. Кристаллические решетки	128
§ 4. Окисление и восстановление	132

### Глава VIII. Галогены

§ 1. Общая характеристика галогенов (положение в периодической системе и строение их атомов)	135
§ 2. Галогены в природе и их получение	137
§ 3. Физические свойства галогенов	139
§ 4. Химические свойства галогенов	139
§ 5. Применение галогенов	142
§ 6. Хлороводород	143
§ 7. Соляная кислота и ее соли	145
Лабораторные опыты	148
Практическая работа 3	149
Практическая работа 4	150

### Глава IX. Полигруппа кислорода. Закономерности течения химических реакций

§ 1. Положение кислорода и серы в периодической системе элементов, строение их атомов	150
§ 2. Строение простых веществ. Аллотропия	151
§ 3. Сера в природе и ее получение	153
§ 4. Физические свойства серы	153
§ 5. Химические свойства серы	154
§ 6. Применение серы	155
§ 7. Сероводород	155
§ 8. Оксид серы (IV)	158
§ 9. Оксид серы (VI)	159

§ 10. Серная кислота . . . . .	160
§ 11. Скорость химических реакций и ее зависимость от условий протекания . . . . .	162
§ 12. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие . . . . .	164
§ 13. Производство серной кислоты контактным способом . . . . .	167
§ 14. Краткая характеристика элементов подгруппы кислорода . . . . .	170
Лабораторные опыты . . . . .	174
Практическая работа 5 . . . . .	175
<b>Приложения . . . . .</b>	<b>176</b>
Важнейшие типы расчетных задач . . . . .	176
I. Выбор химических формул . . . . .	176
II. Расчеты по химическим формулам . . . . .	177
III. Расчеты по уравнениям химических реакций . . . . .	179
IV. Расчеты с использованием понятия «моли» . . . . .	182
V. Расчеты, связанные с применением закона Ано-Гадро . . . . .	183
VI. Расчеты, связанные с определением массовых долей растворенных веществ . . . . .	185
VII. Расчеты по термохимическим уравнениям . . . . .	187
Растворимость смол, кислот и оснований в воде . . . . .	187
<b>Примерные вопросы, упражнения и задачи для подготовки к зачетам . . . . .</b>	<b>188</b>
Ответы на задачи . . . . .	189

**Гутис Екабович Рудзитис  
Франц Генрихович Фельдман**  
**Х И М И Я**

Учебное пособие для 7—11 классов  
вечерней (сменной) средней  
общеобразовательной школы

В 2-х частях

Часть I

Зав. редакцией Т. Н. Крюкова

Редактор Л. И. Соколова

Художники М. С. Баландин, Н. Т. Гриньук, Т. Я. Лемина

Художественный редактор Л. Г. Бакушева

Технические редакторы Г. Е. Петровская, С. С. Якушина

Корректоры О. С. Захарова, К. А. Иванова

ИБ № 8386

Сдано в набор 28.05.84. Подписано к печати 13.02.85. Формат 60×90<sup>1/16</sup>. Бум. офс. № 2. Гарн. литературая. Печать офсетная. Усл. печ. л. 12+0,25 форс. Усл. кр.-отт. 25,31 Ул. изд. л. 13,15±0,43 фмз. Тираж 730 000 экз. Заказ 991. Цена 35 коп., без припрессовки пленки; 45 коп., с припрессовой пленкой.

Ордена Трудового Красного Знания издательство «Прогресс», Государственный комитет РСФСР по делам издательства, полиграфии и книжной торговли, 129846, Москва, 3-й проезд Марининский, 41.

Отпечатано с диагпозитивов Ярославского полиграфкомбината Союзполиграфпрома при Государственном комитете СССР по делам издательства, полиграфии и книжной торговли, 150014, Ярославль, ул. Свободы, 87, на сменном полиграфкомбинате Ространсполиграфпрома Государственного комитета РСФСР по делам издательства, полиграфии и книжной торговли, Смирнова, 20, ул. Слюсарево, 1.

ПОЛУЧИТЕ ИНФОРМАЦИЮ СССР

- |                        |                          |         |
|------------------------|--------------------------|---------|
| ■ Humanoid probe       | ■ Teleoperated probe     | ■ Rover |
| ■ Liquid probe         | ■ Electroplasmatic probe | ■ Rover |
| ■ Optical scanner      | ■ Electrochemical probe  | ■ Rover |
| ■ Robot                | ■ Remote control probe   | ■ Rover |
| ■ Teleoperator         | ■ Remote probe           | ■ Rover |
| ■ Teleoperator car     | ■ Teleoperator probe     | ■ Rover |
| ■ Teleoperator robot   | ■ Teleoperator probe     | ■ Rover |
| ■ Teleoperator vehicle | ■ Teleoperator probe     | ■ Rover |
| ■ Teleoperator probe   | ■ Teleoperator probe     | ■ Rover |
| ■ Teleoperator robot   | ■ Teleoperator probe     | ■ Rover |

Teleoperator probe

Teleoperator probe

		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА													
1	<b>H</b>	2													
	1 100266(1) водород	3	Be	4	B	5	C	6	N	7	O	8	F	9	He
2	Li 3 85182(2) литий	Be 8 80218(3) бериллий	B 13 16,316(1) бор	C 12 12,0874(1) углерод	N 15 15,9894(3) азот	O 8 15,988463(6) окислород	F 9 10,7787(6) фтор	He 2 4,002802(1) нейтрон							
3	Na 11 22,989744(5) натрий	Mg 12 24,32516(1) магний	Al 13 20,995215(5) алюминий	Si 14 21,08516(2) кремний	P 15 31,973762(4) фосфор	S 16 32,056(5) серебро	Cl 17 35,45715(5) хлор	Ar 18 38,98411(3) аргон							
4	K 19 39,05241(3) калий	Ca 20 40,0728(4) кальций	Sc 21 44,955919(5) скандий	Ti 22 47,886(3) титан	V 23 50,2485(1) ванадий	Cr 24 51,98816(3) хром	Mn 25 54,733005(7) мanganese	Fe 26 56,047(3) железо							
5	Cu 29 63,549(3) меди	Zn 30 65,339(2) цинк	Ge 32 69,77314(3) германий	As 33 72,611(2) арсений	Se 34 74,97518(2) сурьма	Br 35 78,95641(3) бронза	Kr 36 82,877(3) крайтон								
6	Rb 37 85,46783(3) рубидий	Sr 38 87,5211(1) стронций	Y 39 89,95985(2) цирконий	Zr 40 91,224(2) цирконий	Nb 41 92,90536(2) ниобий	Mo 42 95,941(1) молибден	Tc 43 97,987(2) технеций	Ru 44 102,014(2) рулон							
7	Ag 43 107,86848(2) серебро	Cd 44 114,92(1) кальций	Io 50 116,716(7) иодий	Sn 51 121,715(3) сталь	Sb 52 127,613(2) суровина	Te 53 128,9814(3) терзур	I 54 132,97(2) иод	Xe 55 136,914(2) хеллий							
8	Cs 55 132,90405(3) цезий	Ba 56 132,97(7) барий	La-Lu 57-71 132,97(7) лантаны	Hf 72 174,686(2) химия	Ta 73 180,9479(1) тантал	W 74 183,8542(3) титан	Re 75 186,202(1) рений	Os 76 190,21(1) осмий							
9	Au 79 196,98284(3) золото	Ag 80 200,016(3) серебро	Hg 81 204,3833(2) 汞	Pt 82 207,2(2) платина	Pb 83 208,9803(3) свинец	Bi 84 208,9824 бисмут	Po 85 208,987 полоний	At 86 222,017(2) атомий	Ru 87 222,017(2) рулон						
10	Fr 87 223,0197 франций	Ra 88 223,0764 радий	Ac-Lr 89-103 123,0764(3) актиний-лантан	(Ku) 104 231,11 (купалитин)	(Ns) 105 237,215 (ниневий)										
	* 21 22 23 24 25 26 27 28 29 30 31 32 33 34 35														
	La 57 134,9555(2) лантан	Ce 58 140,9151(4) церий	Pr 59 140,90745(2) протактиний	Nd 60 141,912(1) нейтрон	Pm 61 141,912(1) нейтрон	Sm 62 145,963(1) самарий	Eu 63 147,975(1) европий	Gd 64 151,975(1) гадолиний	Tb 65 154,97524(2) тербий	Dy 66 157,985(1) диопсидий	Ho 67 164,98532(2) холмий	Erb 68 167,985(3) эрбий	Tm 69 174,985(3) тиман	Yb 70 178,97(3) иодий	Lu 71 182,97(3) лютеций
	Ac 89 223,0764 актиний	Th 90 223,0764(1) торий	Pa 91 223,0764(3) протактиний	U 92 223,0764(3) уран	Np 93 223,0764 нейтрон	Pu 94 224,07647 плутоний	Am 95 225,0764 америций	Cm 96 226,07643 карий	Bk 97 227,07645 берклий	Cf 98 227,07647 калифорний	Es 99 228,07645 экиптоний	Fm 100 229,07645 фермий	Md 101 230,07645 нейтрон	No 102 233,07645 нейтрон	Lr 103 234,07645 иодий



Периодическая система элементов  
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году

Описание периодической системы  
元素周期表  
Periodic table of elements  
Tabelle periodischer Elemente  
Таблица периодических элементов

# Распределение электронов в атоме

Элемент	K	L	M	N	Элемент	K	L	M	N	O	P	Элемент	K	L	M	N	O	P	С
1. H	1				27. Rb	2	8	18	8	1		71. Ta	2	8	18	32	11	2	
2. He	2				28. Sc	2	8	18	8	2		72. W	2	8	18	32	12	2	
3. Li	2	1			29. Y	2	8	18	9	2		73. Re	2	8	18	32	13	2	
4. Be	2	2			30. Zr	2	8	18	10	2		74. Os	2	8	18	32	14	2	
5. B	2	3			31. Nb	2	8	18	12	1		75. Ir	2	8	18	32	15	2	
6. C	2	4			32. Mo	2	8	18	13	1		76. Pt	2	8	18	32	17	1	
7. N	2	5			33. Te	2	8	18	13	2		77. Au	2	8	18	32	18	1	
8. O	2	6			34. Ru	2	8	18	15	1		78. Hg	2	8	18	32	18	2	
9. F	2	7			35. Rh	2	8	18	16	1		79. Tl	2	8	18	32	18	3	
10. Ne	2	8			36. Pd	2	8	18	18	0		80. Pb	2	8	18	32	18	4	
11. Na	2	8	1		37. Ag	2	8	18	18	1		81. Bi	2	8	18	32	18	5	
12. Mg	2	8	2		38. Cd	2	8	18	18	2		82. Po	2	8	18	32	18	6	
13. Al	2	8	3		39. In	2	8	18	18	3		83. At	2	8	18	32	18	7	
14. Si	2	8	4		40. Sn	2	8	18	18	4		84. Rn	2	8	18	32	18	8	
15. P	2	8	5		41. Sb	2	8	18	18	5		85. Fr	2	8	18	32	18	9	
16. S	2	8	6		42. Te	2	8	18	18	6		86. Ra	2	8	18	32	18	9	
17. Cl	2	8	7		43. I	2	8	18	18	7		87. Ac	2	8	18	32	18	9	
18. Ar	2	8	8		44. Xe	2	8	18	18	8		88. Th	2	8	18	32	18	10	
19. K	2	8	8	1	45. Cs	2	8	18	18	8	1	89. Pa	2	8	18	32	20	9	
20. Ca	2	8	8	2	46. Ba	2	8	18	18	8	2	90. U	2	8	18	32	21	9	
21. Se	2	8	9	2	47. La	2	8	18	18	9	2	91. Np	2	8	18	32	22	9	
22. Ti	2	8	10	2	48. Ce	2	8	18	20	8	2	92. Pu	2	8	18	32	24	8	
23. V	2	8	11	2	49. Pr	2	8	18	21	8	2	93. Am	2	8	18	32	25	8	
24. Cr	2	8	13	1	50. Nd	2	8	18	22	8	2	94. Cm	2	8	18	32	25	9	
25. Mn	2	8	13	2	51. Pm	2	8	18	23	8	2	95. Bk	2	8	18	32	26	9	
26. Fe	2	8	14	2	52. Sm	2	8	18	24	8	2	96. Cf	2	8	18	32	28	8	
27. Co	2	8	15	2	53. Eu	2	8	18	25	8	2	97. Es	2	8	18	32	29	8	
28. Ni	2	8	16	2	54. Gd	2	8	18	25	9	2	98. Fm	2	8	18	32	30	8	
29. Cu	2	8	18	1	55. Tb	2	8	18	27	8	2	99. Md	2	8	18	32	31	8	
30. Zn	2	8	18	2	56. Dy	2	8	18	28	8	2	100. (No)	2	8	18	32	32	8	
31. Ga	2	8	18	3	57. Ho	2	8	18	29	8	2	101. (Lx)	2	8	18	32	32	9	
32. Ge	2	8	18	4	58. Er	2	8	18	30	8	2	102. (Ku)	2	8	18	32	32	10	
33. As	2	8	18	5	59. Tm	2	8	18	31	8	2	103. (Ns)	2	8	18	32	32	11	
34. Se	2	8	18	6	60. Yb	2	8	18	32	8	2	104. (Dy)	2	8	18	32	32	12	
35. Br	2	8	18	7	61. Lu	2	8	18	32	9	2	105. (Tb)	2	8	18	32	32	13	
36. Kr	2	8	18	8	62. Hf	2	8	18	32	10	2	106. (Dy)	2	8	18	32	32	14	

Редактор Л.Н. Никонова. Худ. редактор Н.В. Неструев. Художник Е.В. Бенетов.

— 100000000—120 120—98  
055(94)—88

© Издательство «Книжный», 1988.  
Москва, «Книжный», 1988.

Печат. в typeset. 29.08.86. Усл. печ. л. 0.06. Усл. хр. л. 0.36. Уч.-изд. л. Ц. 151. Тираж 520 000 экз.  
Заказ 3140. Цена 10 к.

Сдано в печать 29.08.86. Усл. печ. л. 0.06. Усл. хр. л. 0.36. Уч.-изд. л. Ц. 151. Тираж 520 000 экз.