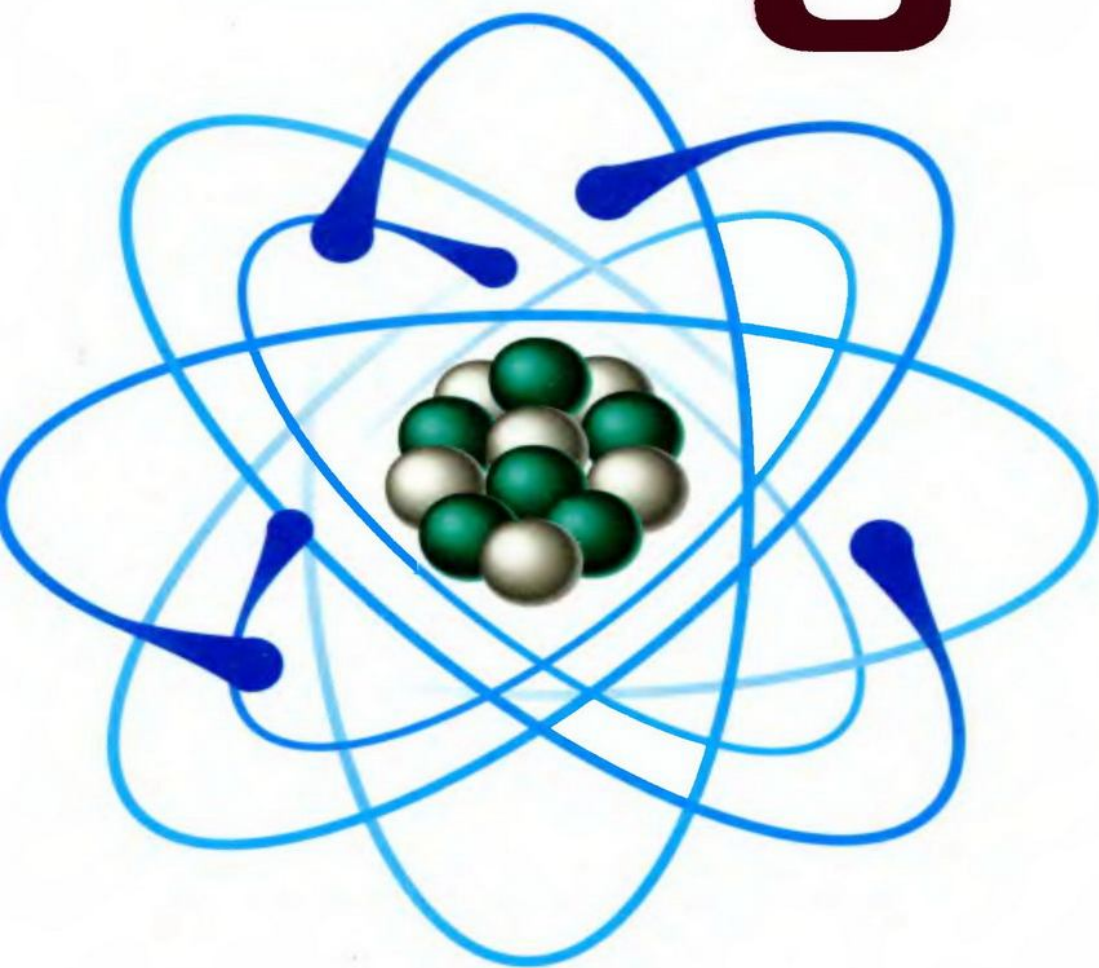


П. П. Попель, А. С. Крикля

# ХИМИЯ

Учебник

8 класс



ББК 24.я721  
П57

**Рекомендовано Министерством образования и науки Украины**  
(Приказ Министерства образования и науки Украины от 17.03.2008 г. № 179)

Издано за счет государственных средств.  
Продажа запрещена

Ответственные за подготовку учебника к изданию:  
главный специалист МОН Украины *Фицайло С. С.*;  
заведующая сектором Института инновационных технологий  
и содержания образования *Дубовик Е. А.*

**Попель П. П.**  
П57 Химия : 8 кл. : учеб. для общеобразоват. учебн. заведений /  
П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ИЦ «Академия», 2008. —  
240 с. : ил.  
ISBN 978-966-580-274-7

ББК 24.я721

ISBN 978-966-580-274-7

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2008  
© ИЦ «Академия», оригинал-макет, 2008



# Дорогие восьмиклассники!

На уроках химии в 7 классе состоялось ваше знакомство с интересной наукой о веществах и их превращениях. Вы овладели химическим языком, выяснили, что такое химические элементы, как обозначают их и образованные ими вещества, как записывают химические реакции, научились выполнять простейшие химические расчеты, осуществлять химические опыты. Вам стало известно, что существует множество веществ, а частиц, из которых они состоят, — только три вида: атом, молекула, ион. Вы узнали много интересного об Оксигене и Ферруме — одних из наиболее важных химических элементов, о свойствах их простых веществ — кислорода и железа.

В 8 классе химия откроет вам новые тайны. Вы убедитесь в том, что среди элементов и их соединений существует строгий порядок и тесные взаимосвязи. Их обобщает периодический закон, открытый почти 140 лет тому назад выдающимся ученым Дмитрием Ивановичем Менделеевым.

Основное внимание на уроках химии в этом учебном году будет уделено важнейшим группам (классам) соединений, изучению их химических свойств. Вы узнаете о строении атомов, молекул, ионов и различных веществ, о том, как соединяются частицы в каждом веществе, получите удовольствие от проведения химических опытов.

Вы уже убедились, что изучать химию необходимо для того, чтобы понимать, как устроен окружающий мир, по каким законам он развивается, чтобы, пользуясь продуктами химического производства, не разрушать природу, а оберегать и приумножать ее богатства.

## *Как пользоваться учебником*

Этот учебник поможет вам изучать химию. В начале каждого параграфа указано, какое значение имеет для вас изложенный учебный материал; в конце параграфов сформулированы выводы. Текст, представленный мелким шрифтом, предназначен для учеников, которые желают расширить и

углубить свои знания. Дополнительная информация и интересные факты размещены на полях. Основные определения выделены цветом, а новые термины, важные утверждения и слова с логическим ударением — курсивом. Названия лабораторных опытов и практических работ поданы на цветном фоне.

После каждого параграфа предложены задания, упражнения и задачи различных типов; они размещены преимущественно по возрастанию сложности. В конце учебника имеются ответы к некоторым задачам и упражнениям, словарь основных терминов, а также предметный указатель. С его помощью вы сможете быстро найти страницу учебника, на которой идет речь об определенном термине, веществе, явлении и т. д.

Вдумчивая работа с учебником поможет вам глубже осознать связь между составом, строением и свойствами веществ, научиться прогнозировать и объяснять химические превращения.

### *Подготовка к химическому эксперименту*

К практическим работам следует тщательно готовиться. Рекомендации относительно правил работы и техники безопасности в химическом кабинете, приведенные в учебнике для 7 класса, вам, несомненно, нужно выполнять и в 8 классе.

Пока за окном осень и вокруг растут цветы, созревают фрукты, ягоды, овощи, вы можете подготовиться к домашнему эксперименту. Соберите и отдельно высушите лепестки окрашенных цветов, по несколько различных ягод. Зимой приготовьте отвары каждого растения, которые будут необходимы для опытов. Они способны изменять свою окраску при воздействии определенных веществ. Для опытов используйте также соки свеклы, темного винограда, краснокочанной капусты.

Осуществляйте домашний эксперимент только с разрешения родителей.

Химия — увлекательная наука. Искренне желаем вам успехов в ее изучении.

*Авторы*



# 1 раздел

## Количество вещества. Расчеты по химическим формулам

Несколько столетий тому назад алхимики, готовясь к различным опытам и после их проведения, нередко взвешивали вещества, определяли их объемы. После открытия М. В. Ломоносовым и А.-Л. Лавуазье закона сохранения массы веществ при химических реакциях химия начала быстро развиваться, обретая статус точной науки. Расчеты стали неотъемлемой частью химических исследований.

---

# 1

## Количество вещества

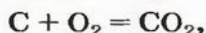
---

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить суть физической величины «количество вещества», а также единицы ее измерения «моль»;
- понять, сколько и каких частиц содержит 1 моль вещества;
- решать задачи на вычисление или использование количества вещества.

**Количество вещества.** Вы уже знаете, что вещества могут иметь молекулярное, атомное или ионное строение. Превращение одних веществ в другие происходит в результате соединения атомов в молекулы, распада молекул на атомы, перегруппировки атомов или ионов.

Комментируя реакцию горения углерода



вы скажете, что каждый атом Карбона взаимодействует с молекулой кислорода с образованием молекулы углекислого газа, два атома Карбона взаимодействуют с двумя молекулами кислорода, образуя две молекулы углекислого газа, и т. д.

Чтобы подготовить какой-либо химический опыт, не имеет смысла пересчитывать атомы, молекулы. Да это и невозможно сделать. Химики используют физическую величину, которая определяется количеством частиц вещества в определенной его порции. Название этой величины — *количество вещества*. Ее обозначают латинской буквой *n*; раньше для этого использовали греческую букву  $\nu$  («ню»).

Единицей измерения количества вещества является *моль*<sup>1</sup>.

Ученые установили, что 1 моль любого вещества содержит 602 000 000 000 000 000 000 000 его формульных единиц (атомов, молекул, совокупностей ионов). Это число можно записать как  $602 \cdot 10^{21}$  (21 — количество нулей в первой записи), или  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

**1 моль — это порция вещества, которая содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  его формульных единиц.**

Так, 1 моль углерода (вещество атомного строения) содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов Карбона, 1 моль кислорода (вещество молекулярного строения) —  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{O}_2$ , а 1 моль поваренной соли  $\text{NaCl}$  (вещество ионного строения) —  $6,02 \cdot 10^{23}$  пар ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , т. е.  $6,02 \cdot 10^{23}$  ионов  $\text{Na}^+$  и  $6,02 \cdot 10^{23}$  ионов  $\text{Cl}^-$ .

► Назовите формульные единицы для магния, хлора, калий фторида  $\text{KF}$  и скажите,

<sup>1</sup> Термин происходит от латинского слова *moles* — бесконечное множество.

сколько их содержится в 2 моль каждого вещества.

Понятие «количество вещества» используют не только по отношению к веществам, но и по отношению к частицам — атомам, молекулам, ионам. Например, выражение «1 моль ионов  $\text{Na}^+$ » означает « $6,02 \cdot 10^{23}$  ионов  $\text{Na}^+$ ».

Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  было выбрано не случайно. Ученые определили, что столько атомов содержится в 12 г углерода — массе этого простого вещества в граммах, которая численно равна относительной атомной массе соответствующего элемента (Карбона). Отсюда — такое определение единицы измерения количества вещества:

**1 моль — это порция вещества, которая содержит столько формульных единиц, сколько атомов Карбона содержится в 12 г углерода.**

Представление о порциях различных веществ в 1 моль можно получить из рисунка 1.

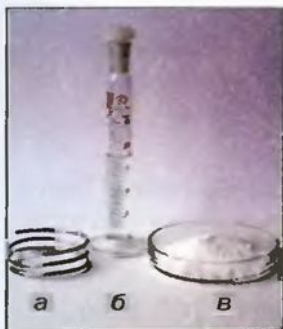
Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  назвали числом Авогадро в честь итальянского ученого А. Авогадро.

**Рис. 1.**

Порции веществ в 1 моль:

а — алюминий; б — вода;

в — поваренная соль



Число Авогадро в миллиарды раз превышает количество волос на головах, в усах, бородах всех живущих на Земле людей. Если покрыть земную поверхность таким количеством ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) теннисных мячей, то толщина «покрытия» будет составлять приблизительно 100 км. Если же разместить  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов Гидрогена, наименьших среди всех атомов, вплотную друг к другу в линию, то ее длина составит приблизительно  $6 \cdot 10^{10}$  км. Нитью такой длины можно обмотать земной шар по экватору более чем 1 500 000 раз (рис. 2).



## Амедео Авогадро (1776—1856)



Выдающийся итальянский физик и химик. Выдвинул гипотезу о молекулярном строении веществ, в частности газов. Открыл один из законов для газов (1811), позже названный его именем. Уточнил атомные массы некоторых элементов, определил состав молекул воды, аммиака, углекислого и угарного газов, метана, сероводорода и др. Разработал экспериментальные методы определения молекулярных масс газообразных веществ.

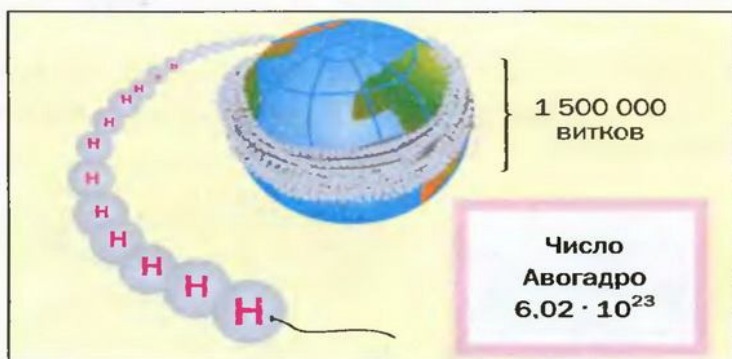


Рис. 2.  
1 моль атомов  
Гидрогена

Числу Авогадро отвечает постоянная Авогадро. Ее обозначение —  $N_A$ , а размерность вытекает из такого выражения:

$$N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Если порция вещества содержит  $N$  частиц (формульных единиц), то можно вывести формулу для вычисления соответствующего количества вещества  $n$ :

в 1 моль вещества содержится  $N_A$  частиц,  
в  $n$  моль вещества —  $N$  частиц;

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

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Слово «моль» не склоняется, если перед ним есть число, но склоняется, если числа нет.

Примеры словосочетаний: взято 5 моль железа, определение *моля*.

**Решение задач.** Решим несколько задач, в которых используется величина «количество вещества».

**ЗАДАЧА 1.** В каком количестве вещества содержится  $3,01 \cdot 10^{24}$  атомов Алюминия?

Дано:

$$N(\text{Al}) = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ атомов}$$

$$n(\text{Al}) = ?$$

Решение

Воспользуемся формулой, которая отображает связь между количеством вещества и числом частиц (атомов):

$$n(\text{Al}) = \frac{N(\text{Al})}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \frac{30,1 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5 \text{ моль.}$$

Ответ:  $n(\text{Al}) = 5$  моль.

В 1 моль какого-либо молекулярного вещества всегда содержится больше чем 1 моль атомов (1 моль элемента). Например, в 1 моль кислорода  $\text{O}_2$  — 2 моль атомов Оксигена (2 моль элемента Оксигена); в 1 моль метана  $\text{CH}_4$  — 1 моль атомов Карбона и 4 моль атомов Гидрогена (1 моль Карбона и 4 моль Гидрогена).

► Какие количества вещества атомов содержатся в 1 моль озона  $\text{O}_3$ , в 2 моль белого фосфора  $\text{P}_4$ , в 0,5 моль аммиака  $\text{NH}_3$ ?

Количества вещества ионов в ионном соединении вычисляют аналогично.

**ЗАДАЧА 2.** Рассчитать количества вещества ионов в феррум(III) оксиде  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , взятом количеством вещества 4 моль.

Дано:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4 \text{ моль}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) = ?$$

$$n(\text{O}^{2-}) = ?$$

Решение

Формульная единица оксида  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  содержит 2 иона  $\text{Fe}^{3+}$  и 3 иона  $\text{O}^{2-}$ . Поэтому 1 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  состоит из 2 моль ионов  $\text{Fe}^{3+}$  и 3 моль ионов  $\text{O}^{2-}$ .

В 4 моль этого соединения количества вещества ионов в четыре раза больше:

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 2n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 4 = 8 \text{ (моль);}$$

$$n(\text{O}^{2-}) = 3n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 4 = 12 \text{ (моль).}$$

Ответ:  $n(\text{Fe}^{3+}) = 8$  моль;  $n(\text{O}^{2-}) = 12$  моль.

По формуле соединения можно определить соотношение в нем количеств вещества атомов (элементов), ионов. Например, в метане  $\text{CH}_4$

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4,$$

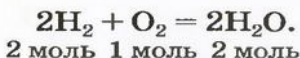
а в феррум(III) оксиде  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  —

$$n(\text{Fe}^{3+}) : n(\text{O}^{2-}) = 2 : 3.$$

Вернемся к химической реакции  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ , рассмотренной в начале параграфа. Если вести речь о большом количестве частиц, которые взаимодействуют и образуются, то каждые  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов Карбона (1 моль) реагируют с  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{O}_2$  (1 моль) с образованием  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{CO}_2$  (1 моль). Записав химическое уравнение



видим, что количества вещества соответствуют коэффициентам. Это справедливо для любой реакции. Приведем еще один пример:



### Это интересно

Количество вещества используют для характеристики состава растворов в научных исследованиях.

## Выводы

Количество вещества в химии определяют числом его частиц.

Единица измерения количества вещества — моль. 1 моль содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  формульных единиц вещества — атомов, молекул, совокупностей ионов. Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  называют числом Авогадро.





1. Что подразумевают в химии под количеством вещества? Назовите единицу измерения количества вещества.
2. Определите количества вещества элементов в броме  $\text{Br}_2$ , хлороводороде  $\text{HCl}$ , фосфине  $\text{PH}_3$ , кальцинированной соде  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , взятых количеством вещества 1 моль. (Устно.)
3. Вместо точек вставьте пропущенные цифры:
  - а) в 3 моль воды  $\text{H}_2\text{O}$  содержится ... моль молекул, ... моль атомов Гидрогена, ... моль атомов Оксигена;
  - б) в 0,5 моль сульфатной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  содержится ... моль Гидрогена, ... моль Сульфура, ... моль Оксигена;
  - в) в 2 моль ионного соединения  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  содержится ... формульных единиц, или ... моль ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и ... моль ионов  $\text{PO}_4^{3-}$ ;
  - г) в 1,5 моль кварца  $\text{SiO}_2$  (соединение атомного строения) содержится ... моль формульных единиц, т. е. ... моль атомов Силиция и ... моль атомов Оксигена.
4. В каком количестве вещества содержится: а)  $12,04 \cdot 10^{23}$  атомов Цинка; б)  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул углекислого газа?
5. Выполните расчеты и заполните таблицу:

$N(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$ , моль	$n(\text{H})$ , моль	$n(\text{P})$ , моль	$n(\text{O})$ , моль
$12,04 \cdot 10^{23}$				

6. Может ли 1 моль вещества содержать более чем  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов? Дайте объяснение и приведите примеры.
7. Какое количество вещества кальция хлорида  $\text{CaCl}_2$  содержит  $3,01 \cdot 10^{24}$  ионов  $\text{Ca}^{2+}$ ? Сколько ионов  $\text{Cl}^-$  в такой порции соединения? (Устно.)
8. Выполните расчеты и заполните таблицу:

$N(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$	$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$ , моль	$n(\text{Al}^{3+})$ , моль	$n(\text{SO}_4^{2-})$ , моль	$N(\text{Al}^{3+})$	$N(\text{SO}_4^{2-})$
					$6,02 \cdot 10^{23}$

9. В каком количестве вещества метана  $\text{CH}_4$  содержится столько атомов, сколько их: а) в 1 моль  $\text{P}_2\text{O}_3$ ; б) в 0,3 моль  $\text{HNO}_3$ ; в) в 2,5 моль  $\text{CO}$ ?
10. В каком количестве вещества поваренной соли  $\text{NaCl}$  содержится столько ионов, сколько их: а) в 0,2 моль  $\text{CaO}$ ; б) в 2 моль  $\text{Li}_2\text{O}$ ; в) в 0,4 моль  $\text{Na}_2\text{S}$ ?
11. Назовите соотношение количеств вещества элементов в веществах с такими формулами:  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgF}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . (Устно.)
12. Прокомментируйте химические реакции, используя понятие «моль»:
  - а)  $\text{S} + 2\text{Cl}_2 = \text{SCl}_4$ ;
  - б)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ .

# 2

## Молярная масса

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить суть физической величины «молярная масса»;
- вычислять значения молярных масс простых и сложных веществ;
- решать задачи с использованием молярных масс.

**Молярная масса.** Важной величиной, которая связана с количеством вещества, является *молярная масса*. Ее используют во многих вычислениях — при подготовке к химическому эксперименту, внедрении технологических процессов на заводах, для обработки результатов исследования химических реакций.

**Молярная масса — это масса 1 моль вещества.**

Молярную массу обозначают латинской буквой *M*. Ее размерность — *г/моль*.

**Молярная масса численно равна относительной атомной, молекулярной или формульной массе.**

Для того чтобы записать молярную массу какого-либо вещества, достаточно указать значение соответствующей относительной атомной, молекулярной или формульной массы и добавить размерность — *г/моль*. Относительные атомные массы элементов представлены в периодической системе Д. И. Менделеева, а относительные молекулярные и формульные массы веществ вы научились вычислять в 7 классе.

Примеры записи молярных масс простых и сложных веществ:



$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Ne}) = 20 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

(расчет относительной молекулярной массы:

$$M_r(\text{O}_2) = 2A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32);$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль}$$

(расчет относительной формульной массы:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5).$$

- Вычислите и запишите значения молярных масс аммиака  $\text{NH}_3$  и мела  $\text{CaCO}_3$ .

Поскольку понятие «моль» используют не только по отношению к веществам, но и по отношению к частицам (атомам, молекулам, ионам), то и для них существуют молярные массы. Учитывая, что масса 1 моль атомов Гидрогена составляет 1 г, а 1 моль ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  — 96 г, запишем молярные массы этих частиц:

$$M(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}; \quad M(\text{SO}_4^{2-}) = 96 \text{ г/моль}.$$

- Вычислите и запишите значения молярных масс атомов Гелия, молекул хлора, ионов  $\text{K}^+$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ .

Выведем формулу, которая описывает взаимосвязь между массой, количеством вещества и молярной массой. Если, например, 1 моль атомов Гидрогена имеет массу 1 г, то  $n$  моль этих атомов — массу, которая в  $n$  раз больше, т. е.  $n$  г. Запишем соответствующее математическое выражение:

$$m(\text{H}) = n \cdot M(\text{H}) = n \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = n \text{ г}.$$

Общая формула для вычисления массы атомов, ионов, веществ по количеству вещества:

$$m = n \cdot M.$$

Отсюда

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad M = \frac{m}{n}.$$

$$M = \frac{m}{n}$$

Итак, молярная масса — это отношение массы к количеству вещества.

**Решение задач.** Рассмотрим два способа решения задач, которые предполагают использование молярной массы. Один из них предусматривает составление пропорции, а другой — вычисления по приведенным выше формулам.

**ЗАДАЧА 1.** Рассчитать количество вещества метана  $\text{CH}_4$ , если масса соединения составляет 6,4 г.

Дано:

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ г}$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Решение

*1-й способ*

1. Вычисляем молярную массу соединения:

$$M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) = 12 \text{ г/моль} + 4 \cdot 1 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}.$$

2. Находим количество вещества метана, составив пропорцию:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } \text{CH}_4 & \text{имеет массу} & 16 \text{ г,} \\ x \text{ моль } \text{CH}_4 & \text{—} & 6,4 \text{ г;} \end{array}$$

$$\frac{1}{x} = \frac{16}{6,4};$$

$$x = n(\text{CH}_4) = \frac{1 \text{ моль} \cdot 6,4 \text{ г}}{16 \text{ г}} = 0,4 \text{ моль}.$$

*2-й способ*

Воспользуемся одной из формул, приведенных в параграфе:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,4 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

Ответ:  $n(\text{CH}_4) = 0,4 \text{ моль}$ .

**ЗАДАЧА 2.** Какая масса железа отвечает количеству вещества 1,5 моль?

Дано:

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

Решение

*1-й способ*

Железо — простое вещество, состоящее из атомов элемента Феррума.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Рассчитываем массу железа с помощью пропорции:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } \text{Fe} & \text{имеет массу} & 56 \text{ г,} \\ 1,5 \text{ моль } \text{Fe} & \text{—} & x \text{ г;} \end{array}$$

$$x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 84 \text{ г}.$$

*2-й способ*

Вспользуемся формулой, приведенной в параграфе:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = \\ = 1,5 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 84 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{Fe}) = 84 \text{ г.}$

**ЗАДАЧА 3.** Вычислить массу  $10^{24}$  атомов Натрия.

Дано:

$$N(\text{Na}) = 10^{24} \text{ атомов}$$

$$m(\text{Na}) = ?$$

Решение

*1-й способ*

Поскольку  $M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$ , то 1 моль атомов Натрия имеет массу 23 г.

Учитывая, что 1 моль элемента — это  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов, составляем пропорцию и решаем ее:

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов Na имеют массу } 23 \text{ г,} \\ 10^{24} \text{ атомов Na} \quad \quad \quad \text{—} \quad \quad \quad x \text{ г;}$$

$$x = m(\text{Na}) = \frac{10^{24} \cdot 23 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{230 \text{ г}}{6,02} = 38,2 \text{ г.}$$

*2-й способ*

1. Рассчитываем количество вещества Натрия:

$$n(\text{Na}) = \frac{N(\text{Na})}{N_A} = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = \\ = \frac{10 \text{ моль}}{6,02} = 1,66 \text{ моль.}$$

2. Вычисляем массу атомов Натрия:

$$m(\text{Na}) = n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = \\ = 1,66 \text{ моль} \cdot 23 \text{ г/моль} = 38,2 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{Na}) = 38,2 \text{ г.}$

## ВЫВОДЫ

Молярная масса — это масса 1 моль вещества. Она численно равна относительной атомной, молекулярной или формульной массе.

Молярная масса является отношением массы к количеству вещества.





13. Найдите соответствие:

- |                         |               |
|-------------------------|---------------|
| 1) $M_r(\text{CO}_2)$ ; | а) 44 г;      |
| 2) $m(\text{CO}_2)$ ;   | б) 44 г/моль; |
| 3) $M(\text{CO}_2)$ ;   | в) 44.        |

14. Вычислите молярные массы веществ, которые имеют такие формулы:  $\text{F}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ . (Устно.)

15. Каковы молярные массы атомов и ионов, которые имеют такие формулы:  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ar}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ? (Устно.)

16. Масса соединения, взятого количеством вещества 0,2 моль, составляет 12,8 г. Определите молярную массу соединения. (Устно.)

17. Вычислите массу 0,25 моль магний фосфида  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ .

18. Масса какого оксида больше: углекислого газа  $\text{CO}_2$ , взятого количеством вещества 2 моль, или сернистого газа  $\text{SO}_2$ , взятого количеством вещества 1,5 моль? (Устно.)

19. Вычислите массу одной молекулы воды в граммах, используя молярную массу воды и постоянную Авогадро.

20. Какое количество вещества содержится в 24 г магния, 80 г брома, 200 г мела? (Устно.)

21. Где количество вещества наибольшее, а где — наименьшее: в 10 г кальция, 16 г кислорода или 8 г натрий гидроксида  $\text{NaOH}$ ? (Устно.)

22. Сколько молекул и атомов в 3,4 г аммиака  $\text{NH}_3$ ?

23. Где содержится больше молекул, атомов:

- в 1 г углекислого газа  $\text{CO}_2$  или в 1 г сернистого газа  $\text{SO}_2$ ;
- в 1 моль воды или в 1 моль сульфатной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

24. В 1 л минеральной воды «Боржоми» содержится 80 мг ионов  $\text{Ca}^{2+}$ , 55 мг ионов  $\text{Mg}^{2+}$ , 60 мг ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ . Количество каких ионов среди указанных наименьшее в этой воде, а каких — наибольшее?

## 3

### Молярный объем. Закон Авогадро

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить суть физической величины «молярный объем»;
- понять, почему в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул;

- решать задачи с использованием молярного объема газа.

**Молярный объем.** Порцию вещества можно охарактеризовать не только ее массой, но и объемом. Поэтому не случайно, что, кроме молярной массы, существует другая физическая величина — *молярный объем*.

**Молярным объемом называют объем 1 моль вещества.**

Обозначение молярного объема —  $V_M$ , а единицы измерения —  $\text{см}^3/\text{моль}$ ,  $\text{л}/\text{моль}$ .

Из курса физики 7 класса вам известна формула, в которую входят масса вещества ( $m$ ), его плотность ( $\rho$ ) и объем ( $V$ ):

$$m = \rho \cdot V.$$

Аналогичная связь существует между молярной массой и молярным объемом:

$$M = \rho \cdot V_M.$$

Из этой формулы получаем другую:

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

$$M = \rho \cdot V_M$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

По ней можно вычислять молярный объем любого вещества. Для этого нужно рассчитать молярную массу вещества и найти в справочнике его плотность.

Для каждого твердого и жидкого вещества существует свой молярный объем (например, для алюминия, поваренной соли, воды и спирта — 10, 27, 18 и 58  $\text{см}^3/\text{моль}$  соответственно). Молярный объем, как и плотность таких веществ, почти не зависит от температуры и давления.

Газы при нагревании или понижении давления заметно расширяются, а при охлаждении или повышении давления сжимаются. Это происходит потому, что расстояния между молекулами в газах очень большие (в отличие от твердых и жидких веществ, где частицы соприкасаются друг с другом).



При изменении условий изменяются также плотность газа и его молярный объем. Поэтому, приводя значения этих физических величин, обязательно указывают соответствующие температуру и давление.

**Нормальные условия (н. у.)**  
**0 °С; 101,3 кПа**

Для газов при н. у.  
 $V_M = 22,4$  л/моль

Ученые установили, что молярный объем различных газов при одинаковых условиях один и тот же. В частности, при температуре 0 °С и давлении 101,3 кПа (или 760 мм рт. ст.) он составляет 22,4 л/моль. Приведенные условия называют *нормальными* (сокращенно — н. у.).

**1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.**

*Описывая физические свойства вещества, указывают его агрегатное состояние при обычных условиях. В этом случае речь идет об условиях, которые чаще всего существуют в помещении, где изучают или используют вещество. Это — температура приблизительно +20 °С и давление приблизительно 760 мм рт. ст.*

Связь между объемом ( $V$ ), количеством вещества ( $n$ ) и молярным объемом ( $V_M$ ) описывает такая формула (попробуйте вывести ее самостоятельно):

$$V = n \cdot V_M.$$

Из нее можно получить две другие:

$$n = \frac{V}{V_M}$$

$$n = \frac{V}{V_M}; \quad V_M = \frac{V}{n}.$$

$$V_M = \frac{V}{n}$$

Итак, *молярный объем — это отношение объема к количеству вещества.*

**Закон Авогадро.** Вы уже знаете, что 1 моль водорода, кислорода или углекислого газа занимает при нормальных условиях объем 22,4 л и содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул. Гипотезу об одинаковом количестве молекул в равных объемах различных газов, которая базировалась на результатах исследований реакций между газами, высказал еще в начале

XIX ст. А. Авогадро. Получив впоследствии экспериментальное подтверждение и теоретическое обоснование, эта гипотеза стала законом. Закон Авогадро формулируют так:

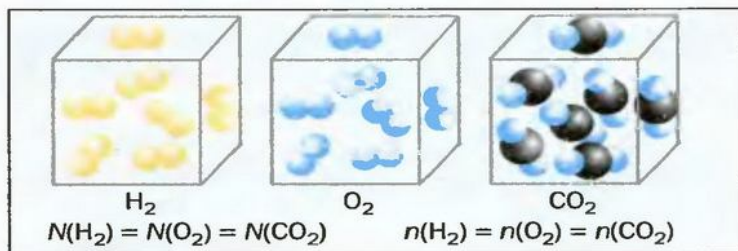
**в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул<sup>1</sup>.**

Приводим важное следствие закона Авогадро:

**в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержатся одинаковые количества вещества.**

Изложенный материал обобщает рисунок 3.

**Рис. 3.**  
Одинаковые количества молекул и количества вещества в равных объемах газов



**Решение задач.** Рассмотрим несколько задач, при решении которых используют молярный объем газа.

**ЗАДАЧА 1.** Вычислить объем 0,4 г водорода при нормальных условиях.

Дано:  
 $m(H_2) = 0,4$  г  
 н. у.  


---

 $V(H_2) = ?$

Решение

*1-й способ*

1. Находим количество вещества водорода:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

2. Вычисляем объем водорода составлением пропорции:

<sup>1</sup> Для инертных газов — одинаковое число атомов.

1 моль  $H_2$  занимает при н. у. объем 22,4 л,  
 0,2 моль  $H_2$  —  $x$  л;  
 $x = V(H_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}.$

*2-й способ*

1. Находим количество вещества водорода:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

2. Вычисляем объем водорода по соответствующей формуле:

$$V(H_2) = n(H_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}.$$

Ответ:  $V(H_2) = 4,48 \text{ л}.$

**ЗАДАЧА 2.** Вычислить количество молекул в 1 л кислорода при нормальных условиях.

Дано:

$$V(O_2) = 1 \text{ л}$$

$$N(O_2) = ?$$

Решение

*1-й способ*

Вычисляем количество молекул кислорода в 1 л газа при нормальных условиях:

в 22,4 л кислорода содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул,  
 в 1 л кислорода —  $x$  молекул;

$$x = N(O_2) = \frac{1 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ л}} = 0,27 \cdot 10^{23} =$$

$$= 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул)}.$$

*2-й способ*

Вычисляем количество молекул кислорода в 1 л газа при нормальных условиях. Для этого из

формулы  $n = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_M}$  получаем:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Осуществляем расчет:

$$N(O_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,27 \cdot 10^{23} =$$

$$= 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (молекул)}.$$

Ответ:  $N(O_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$  молекул.

Эту задачу можно решить еще одним способом. По соответствующим формулам сначала вычисляют количество вещества кислорода, а затем — количество молекул.



**ЗАДАЧА 3.** Рассчитать плотность угарного газа CO при нормальных условиях.

Дано:  
CO  
н. у.  
-----  
 $\rho(\text{CO})$  — ?

Решение

*1-й способ*

1. Находим молярную массу угарного газа:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль.}$$

2. Вычисляем плотность газа при нормальных условиях:

1 моль угарного газа, т. е.

$$\begin{array}{ccc} 28 \text{ г CO} & \text{занимает при н. у. объем} & 22,4 \text{ л,} \\ x \text{ г CO} & \text{—} & 1 \text{ л;} \end{array}$$

$$x = m(\text{CO}) = \frac{28 \text{ г} \cdot 1 \text{ л}}{22,4 \text{ л}} = 1,25 \text{ г}; \rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$$

*2-й способ*

1. Находим молярную массу угарного газа:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль.}$$

2. Рассчитываем плотность угарного газа при нормальных условиях, преобразовав формулу  $M = \rho \cdot V_M$  (с. 17) в другую:

$$\rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_M} = \frac{28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,25 \text{ г/л.}$$

Ответ:  $\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ г/л.}$

## ВЫВОДЫ

Молярный объем — объем 1 моль вещества. Эта физическая величина является отношением объема к количеству вещества.

Молярные объемы твердых и жидких веществ разные, а газов (при одних и тех же температуре и давлении) — одинаковы. При нормальных условиях (температуре  $0^\circ\text{C}$  и давлении 101,3 кПа, или 760 мм рт. ст.) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

В равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул (закон Авогадро).



25. Что такое молярный объем вещества? Как можно его вычислить?
26. Плотность азота при нормальных условиях составляет 1,25 г/л. Вычислите молярный объем газа при этих условиях.
27. Плотность газа при нормальных условиях составляет 1,43 г/л. Какова молярная масса газа?
28. Найдите объемы<sup>1</sup> газов: а) водорода, взятого количеством вещества 10 моль; б) сероводорода H<sub>2</sub>S массой 3,4 г; в) угарного газа CO массой 0,28 г. (Устно.)
29. Человек в сутки вместе с воздухом выдыхает 500 л углекислого газа. Определите массу этого объема газа.
30. Вычислите молярную массу некоторого газа, если 60 г его занимают объем 44,8 л. (Устно.)
31. Где содержится больше всего молекул — в 1 л воды, 1 л кислорода или 1 л водорода? Ответ объясните.
32. Имеются одинаковые массы газов — водорода и метана CH<sub>4</sub>. Каково соотношение их объемов?

для любознательных

### Соотношение объемов газов в химических реакциях

Согласно закону Авогадро, равные объемы газов содержат одинаковое число молекул (при одинаковых условиях). Если каждая молекула одного газа реагирует с одной молекулой другого, например, во время реакции



то должны взаимодействовать одинаковые объемы веществ, скажем, 1 л H<sub>2</sub> и 1 л Cl<sub>2</sub>. В реакции



на один объем кислорода должны приходиться два объема реагирующего с ним водорода. Только при таком условии число молекул водорода будет вдвое превышать число молекул кислорода, как того «требует» химическое уравнение.

Обобщением этих выводов является закон объемных соотношений газов, который открыл французский ученый Ж. Гей-Люссак в 1808 г.:

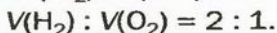
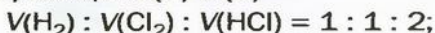
<sup>1</sup> В этой и последующих задачах к параграфу объемы газов соответствуют нормальным условиям.



объемы газов, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа.

Со временем ученые установили, что эти числа являются соответствующими коэффициентами в химических уравнениях.

Итак, для газов в реакциях (1) и (2)



Использование закона Гей-Люссака дает возможность химику или инженеру-технологу определить, какие объемы газов нужно взять для осуществления реакции. Отобрать определенный объем газа значительно легче, чем взвесить его необходимую массу.

## 4 Относительная плотность газа

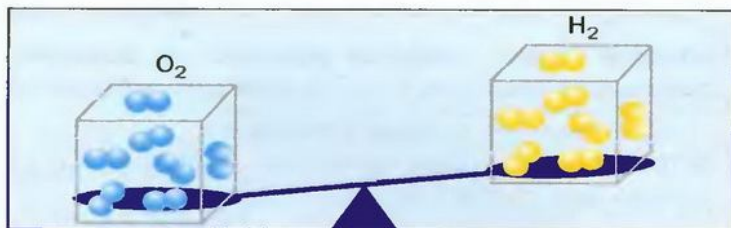
Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое относительная плотность газа;
- вычислять относительную плотность одного газа по другому газу;
- решать задачи с использованием относительной плотности газов.

**Относительная плотность газа.** В равных объемах различных газов содержится одно и то же число молекул<sup>1</sup>. Поскольку молекулы различных веществ обычно имеют разную массу, то массы одинаковых объемов газов, как правило, разные. Например, масса 1 см<sup>3</sup> кислорода составляет 0,00143 г, а масса такого же объема водорода — 0,0000893 г. Значит, кислород тяжелее водорода (рис. 4). А во сколько раз? Разделим массу 1 см<sup>3</sup> кислорода на массу 1 см<sup>3</sup> водорода:

<sup>1</sup> При одних и тех же условиях.

**Рис. 4.**  
Сравнение  
масс  
одинаковых  
объемов газов



$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г}}{0,0000893 \text{ г}} = 16.$$

Число 16 называют *относительной плотностью* кислорода по водороду. Ее обозначают буквой *D* и записывают так:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$

**Относительная плотность газа по другому газу — это отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых температуре и давлении).**

Масса 1 см<sup>3</sup> вещества численно равна его плотности. Плотности кислорода и водорода (при нормальных условиях) таковы:

$$\begin{aligned} \rho(\text{O}_2) &= 0,00143 \text{ г/см}^3, \\ \rho(\text{H}_2) &= 0,0000893 \text{ г/см}^3. \end{aligned}$$

Узнать, во сколько раз кислород тяжелее водорода, можно, разделив плотность кислорода на плотность водорода:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ г/см}^3}{0,0000893 \text{ г/см}^3} = 16.$$

Эта формула объясняет, почему физическую величину, о которой идет речь в параграфе, называют относительной плотностью.

Относительная плотность, как и относительная атомная (молекулярная, формульная) масса, не имеет размерности.

Если взять по 22,4 л кислорода и водорода при нормальных условиях, то массы веществ (в граммах) будут численно равны их молярным массам или относительным молекуляр-

**Это интересно**  
Самый легкий среди газов — водород  $H_2$ , а самый тяжелый — радон Rn.

ным массам. Отсюда — такие варианты вычисления относительной плотности кислорода по водороду:

$$D_{H_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(H_2)} = \frac{M_r(O_2)}{M_r(H_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Преобразуем все приведенные выше формулы на общие. Более тяжелый газ обозначим буквой  $B$ , более легкий — буквой  $A$ , а относительную плотность первого газа по второму —  $D_A(B)$ :

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Запомните: соотношение масс газов можно использовать для вычисления относительной плотности лишь при условии, что  $V(B) = V(A)$ .

► Вычислите относительную плотность углекислого газа по гелию.

Газы часто сравнивают с воздухом. Хотя воздух является смесью газов, его можно условно считать газом с относительной молекулярной массой 29. Это число называют *средней относительной молекулярной массой воздуха*. Оно находится в промежутке между числами 32 и 28 — относительными молекулярными массами кислорода  $O_2$  и азота  $N_2$ , главных компонентов воздуха. (Эти два газа занимают почти 99 % его объема.)

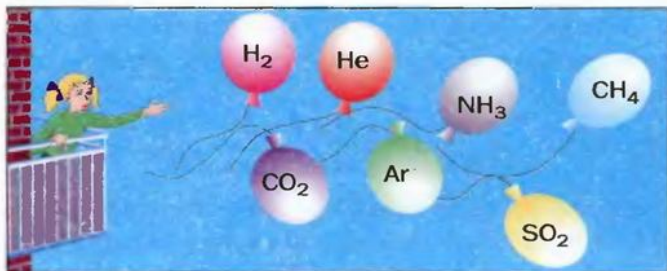
► Докажите, что газы водород, гелий и метан легче воздуха.

Установить, легче или тяжелее воздуха определенный газ, очень просто. Достаточно заполнить им резиновый шарик и отпустить его (рис. 5, 6).

Формулы для расчета относительной плотности газа  $B$  по воздуху имеют такой вид:

$$D_{\text{возд.}}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29}.$$





**Рис. 5.**  
Движение в воздухе шаров,  
заполненных различными газами

**Рис. 6.**  
Метеорологические  
зонды, заполненные  
гелием

**Решение задач.** Покажем, как решают задачи с использованием изложенного в параграфе материала.

**ЗАДАЧА 1.** Рассчитать относительную плотность углекислого газа по водороду и по воздуху.

**Дано:**

$\text{CO}_2$

$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) - ?$

$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) - ?$

**Решение**

Находим относительную плотность углекислого газа по водороду и по воздуху.

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{44 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 22;$$

$$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{возд.})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52.$$

**Ответ:**  $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22$ ;  $D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = 1,52$ .

В соответствии с полученным результатом углекислый газ в 1,52 раза тяжелее воздуха. Очевидно, что воздух во столько же раз легче углекислого газа.

Если для неизвестного газа  $B$  определена его относительная плотность по газу  $A$ , то можно вычислить молярную или относительную молекулярную массы газа  $B$  по формулам, которые являются производными от приведенных выше:

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A);$$

$$M_r(B) = D_A(B) \cdot M_r(A).$$

**ЗАДАЧА 2.** Относительная плотность газа X (соединение Сульфура) по водороду равна 17. Вычислить молярную массу газа X и найти формулу соединения.

Дано:

$$D_{\text{H}_2}(X) = 17$$

$$M(X) = ?$$

$$X = ?$$

Решение

1. Вычисляем молярную массу газа X по одной из формул, приведенных в параграфе:

$$M(X) = D_{\text{H}_2}(X) \cdot M(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль.}$$

2. Находим формулу соединения.

Поскольку  $M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}$ , то в молекуле соединения X содержится один атом Сульфура. (Если бы атомов этого элемента было два или больше, то молярная масса соединения превышала бы  $2 \cdot 32 \text{ г/моль} = 64 \text{ г/моль}$ .) На второй элемент в молярной массе соединения приходится  $34 - 32 = 2 \text{ (г/моль)}$ .

Очевидно, что этим элементом является Гидроген; его атомов в молекуле соединения — два. Формула соединения —  $\text{H}_2\text{S}$ .

Ответ:  $M(X) = 34 \text{ г/моль}$ ; формула соединения —  $\text{H}_2\text{S}$ .

## ВЫВОДЫ

Относительная плотность газа по другому газу — это отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых температуре и давлении). Значение относительной плотности газа показывает, во сколько раз он тяжелее другого газа.

В качестве газа сравнения часто служит воздух. Он ведет себя как газ с относительной молекулярной массой 29.

По относительной плотности газа можно вычислить его молярную массу.



33. Сопоставьте физические величины «относительная плотность» и «плотность».

34. Почему для относительной плотности газа не указывают давление и температуру?



35. Определите плотность воздуха при нормальных условиях.
36. Вычислите относительную плотность по водороду газов с такими формулами: He, Ne, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>, CO, SiH<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>. (Устно.)
37. Назовите два газа, которые тяжелее воздуха.
38. Масса 2 л газа X составляет 3,75 г, а масса такого же объема газа Y — 2,32 г. Определите плотность газа X, а также его относительную плотность по газу Y.
39. Относительная плотность газа A по воздуху составляет 1,59. Определите относительную молекулярную массу этого газа.
40. Некоторый газ легче воздуха в 1,7 раза. Тяжелее он или легче газа метана CH<sub>4</sub> и во сколько раз?
41. Газообразное простое вещество имеет относительную плотность по водороду 24. Найдите формулу вещества. (Устно.)
42. Один литр некоторого газа имеет при нормальных условиях массу 1,96 г. Какова относительная плотность этого газа по азоту?

для ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

### О средней относительной молекулярной массе воздуха

Почему средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29, а не 30 — среднему арифметическому относительных молекулярных масс кислорода (32) и азота (28)? Потому что в воздухе содержится неодинаковое количество этих газов: кислорода — 21 % по объему, азота — 78 %.

Вычислим среднюю молярную массу воздуха (она численно равна средней относительной молекулярной массе).

Предположим, что воздух состоит только из кислорода и азота. Тогда средняя молярная масса воздуха будет равна массе 1 моль смеси газов O<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>.

Количества вещества газов пропорциональны их объемам или объемным долям (φ):

$$n(\text{O}_2) : n(\text{N}_2) = \varphi(\text{O}_2) : \varphi(\text{N}_2).$$

Взяв приближенные значения объемных долей газов O<sub>2</sub> и N<sub>2</sub> в воздухе (0,2 и 0,8 соответственно), вычислим количество вещества каждого газа в 1 моль смеси:

$$n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) = 1 \text{ моль};$$

$$n(\text{O}_2) = 0,2 \cdot 1 \text{ моль} = 0,2 \text{ моль};$$

$$n(\text{N}_2) = 0,8 \cdot 1 \text{ моль} = 0,8 \text{ моль}.$$

Найдем массу 1 моль воздуха, т. е. 1 моль смеси газов O<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>:

$$m(\text{возд.}) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \cdot 32 + 0,8 \cdot 28 \approx 29 \text{ (г)}.$$

Таким образом,  $M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}$ ;  $M_r(\text{возд.}) = 29$ .



## 2 раздел

# Важнейшие классы неорганических соединений

Из курса химии 7 класса вам известно, что все вещества делят на органические (соединения Карбона) и неорганические (соединения других элементов, а также простые вещества).

**Область химической науки, которая изучает неорганические вещества, называют неорганической химией.**

Известны сотни тысяч неорганических веществ. Чтобы разобраться в их многообразии, ученые распределили эти вещества по группам, которые назвали *классами*.

В этом разделе речь пойдет о таких важнейших классах неорганических соединений:

- оксиды  $E_mO_n$  ( $Li_2O$ ,  $SO_3$ , ...);
- основания  $M(OH)_n$  ( $KOH$ ,  $Ba(OH)_2$ , ...);
- кислоты  $H_nA$ ,  $H_mE O_n$  ( $HCl$ ,  $H_2SO_4$ , ...);
- соли  $M_mA_n$ ,  $M_m(E O_n)_p$  ( $NaCl$ ,  $CaCO_3$ , ...).

Напомним: буква  $E$  — общий символ химического элемента. Буквой  $M$  в общих формулах соединений обозначен металлический элемент, а буквой  $A$  — неметаллический элемент (он может находиться в VI или VII группе периодической системы Д. И. Менделеева).

Вещества, принадлежащие к одному классу, похожи по составу, а основания, кислоты и соли — еще и по свойствам и строению.

# 5 Оксиды

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав и строение оксидов;
- составлять формулы и названия оксидов.

Рис. 7.  
Радуга над водопадом



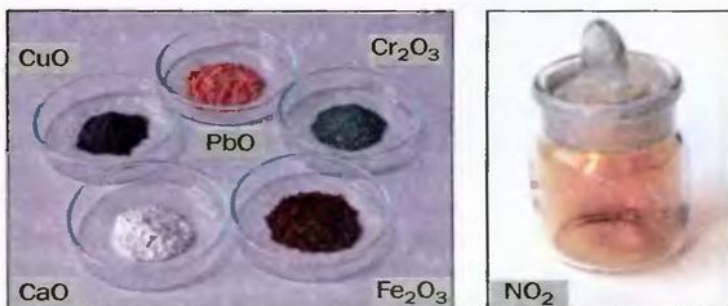
На нашей планете есть вещество, благодаря которому существует жизнь. Ему посвящено множество песен, стихов, сказок, с ним связано немало народных обычаев. Вы, наверное, уже догадались, что это — вода. Она утоляет жажду, снимает усталость, дарит радость и энергию. Можно долго смотреть, как течет ручей, плещутся о берег волны, любоваться радугой<sup>1</sup> (рис. 7).

С точки зрения химии вода — сложное вещество, имеющее химическую формулу  $H_2O$  и принадлежащее к оксидам.

**Оксид** — соединение, образованное двумя химическими элементами, одним из которых является Кислород.

Оксиды образуют почти все элементы (рис. 8).  
Общая формула оксидов —  $E_mO_n$ .

Рис. 8.  
Некоторые оксиды



<sup>1</sup> Радуга возникает благодаря эффекту преломления солнечных лучей в каплях воды.

### Это интересно

Химикам пока не удалось получить оксиды и другие соединения Гелия, Неона, Аргона.

### Оксиды



### Это интересно

Больше всего оксидов образует Нитроген:  
 $N_2O$ ,  $NO$ ,  
 $N_2O_3$ ,  $NO_2$ ,  
 $N_2O_4$ ,  $N_2O_5$ .

Большинство оксидов металлических элементов являются ионными соединениями. Так, оксиды с формулами  $Na_2O$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$  содержат ионы  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$  или  $Al^{3+}$  соответственно, а также ионы  $O^{2-}$ . Положительно заряженные ионы называют *катионами*, отрицательно заряженные — *анионами*.

Оксиды, образованные неметаллическими элементами, имеют преимущественно молекулярное строение (например, вода  $H_2O$ , углекислый газ  $CO_2$ ), иногда — атомное (кварц  $SiO_2$ ).

**Формулы оксидов.** Количественный состав оксидов разнообразен. Он определяется валентностью элементов.

Для элемента с постоянной валентностью существует один оксид. Одновалентный Литий образует оксид с формулой  $Li_2O$ , двухвалентный Кальций — оксид  $CaO$ , а трехвалентный Бор — оксид  $B_2O_3$ . Если элемент имеет переменную валентность, то для него существует несколько оксидов. Например, для Купрума известны оксиды  $Cu_2O$  и  $CuO$ , а для Хрома —  $CrO$ ,  $Cr_2O_3$  и  $CrO_3$ .

Обозначив химический элемент символом  $E$ , приведем общие формулы для всех существующих оксидов:



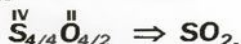
► Какое значение валентности имеет элемент  $E$  в каждом соединении?

В 7 классе вы научились составлять формулы соединений, образованных двумя элементами, по значениям валентности элементов. Напомним, как это сделать.

Выведем формулу молекулярного соединения — оксида Сульфур, в котором Сульфур проявляет валентность 4. Сначала запишем символы элементов и укажем над ними значения их валентности:  $\overset{IV}{S}\overset{II}{O}$ . Затем находим наименьшее число, которое делится без остатка на значения валентности 4 и 2. Это число — 4. Делим его на 4

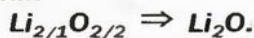


и 2 и получаем соответствующие индексы в формуле соединения:



Чтобы составить формулу ионного оксида, необходимо знать заряд иона металлического элемента (его значение совпадает со значением валентности элемента). Заряд иона Оксигена равен  $-2$ . Следует помнить, что любое соединение электронейтрально. Если оно состоит из ионов, то сумма их зарядов равна нулю.

Выведем формулу ионного соединения — литий оксида. Литий — одновалентный металлический элемент; он образует ион  $\text{Li}^+$ . Запишем ионы Лития и Оксигена:  $\text{Li}^+ \text{O}^{2-}$ . Находим наименьшее число, которое делится без остатка на значения зарядов ионов 1 и 2. Это — число 2. Разделив его на 1 и 2, получаем индексы в формуле соединения:



### Это интересно

Высшие оксиды элементов I группы Купрума и Аурума —  $\text{CuO}$  и  $\text{Au}_2\text{O}_3$ .

Вам известно правило: наибольшее значение валентности элемента совпадает с номером группы периодической системы, где он находится. Оксид, в котором элемент проявляет такую валентность, называют *высшим*.

► Напишите химические формулы высших оксидов Силиция, Фосфора и Сульфура.

Для веществ молекулярного строения, в том числе и оксидов, кроме химических формул, используют графические формулы. В 7 классе вы составляли такие формулы для некоторых веществ. Напомним, что в графической формуле атомы соединяют с помощью черточек:



Количество черточек возле каждого атома равно значению его валентности в соединении. Необходимо учитывать, что одинаковые атомы в молекулах оксидов не соединяются.

- Составьте графические формулы молекул воды и углекислого газа.

**Названия оксидов.** Химическое название оксида состоит из двух слов: первое — название элемента, а второе — «оксид»:

$\text{Li}_2\text{O}$  — литий оксид,

$\text{CaO}$  — кальций оксид,

$\text{B}_2\text{O}_3$  — бор оксид.

Если элемент образует несколько оксидов, то в названии каждого соединения после названия элемента указывают (без отступа) римской цифрой в скобках значение его валентности:

$\text{FeO}$  — феррум(II) оксид,

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  — феррум(III) оксид,

$\text{SO}_2$  — сульфур(IV) оксид,

$\text{SO}_3$  — сульфур(VI) оксид.

В названии соединения склоняется лишь второе слово: бор оксида, сульфур(VI) оксидом.

- Назовите оксиды с формулами  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Примите во внимание, что Цинк имеет постоянную валентность, а Карбон, Манган и Фосфор — переменную.

### Это интересно

Для воды  $\text{H}_2\text{O}$  химическое название — гидроксид — не используют.

Для некоторых оксидов, кроме химических названий, существуют еще и традиционные (тривиальные). Такие названия для соединений  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$  и  $\text{SO}_2$  — негашеная известь, углекислый газ, сернистый газ.

**Распространенность в природе.** Оксиды содержатся в каждой из трех оболочек нашей планеты — в атмосфере, гидросфере, литосфере.

Самым распространенным оксидом в атмосфере и гидросфере является вода, а в литосфере — силиций(IV) оксид  $\text{SiO}_2$  (минерал кварц, основной компонент песка). В воздухе содержится небольшое количество углекислого газа. Больше всего оксидов встречается в литосфере. Они входят в состав горных пород, почвы, минералов (рис. 9).





Кварц  $\text{SiO}_2$



Касситерит  $\text{SnO}_2$



Куприт  $\text{Cu}_2\text{O}$

**Рис. 9.**  
Кристаллы  
минералов

## ВЫВОДЫ

Оксид — соединение, образованное двумя элементами, одним из которых является Оксиген. Общая формула оксидов —  $E_mO_n$ .

Большинство оксидов металлических элементов состоят из ионов, а большинство оксидов неметаллических элементов — из молекул.

Оксиды имеют химические названия, а некоторые — еще и тривиальные. Первым словом в химическом названии оксида является название соответствующего элемента, а вторым — «оксид».

В природе встречается много оксидов. Наиболее распространены вода и силиций(IV) оксид.



43. Какие соединения называют оксидами?
44. Составьте формулы оксидов, которые содержат ионы  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{La}^{3+}$ .
45. Составьте формулы оксидов Арсена (элемент проявляет валентность 3 и 5) и Селена (проявляет валентность 4 и 6).
46. Запишите формулы соединений, которые имеют такие названия:
  - а) азот(IV) оксид;
  - б) титан(III) оксид;
  - в) бериллий оксид;
  - г) ванадий(V) оксид.
47. Составьте графические формулы молекул оксидов  $\text{SO}_2$  и  $\text{B}_2\text{O}_3$ .
48. Состав любого оксида может отвечать одной из общих формул  $\text{EO}_m$  или  $\text{E}_2\text{O}_n$ . Какие значения могут принимать  $m$  и  $n$  в этих формулах?



49. Дайте химические названия оксидам элементов с переменной валентностью:  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Re}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{OsO}_4$ .
50. Вычислите массовые доли элементов в сульфур(IV) оксиде и сульфур(VI) оксиде.
51. Ученики класса за 45 минут урока выдыхают вместе с воздухом 1,1 кг углекислого газа. Какой объем занимает этот газ при нормальных условиях?
52. Какие количества вещества ионов содержатся в 1 моль таких оксидов:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? (Устно.)
53. Найдите массу: а) титан(IV) оксида количеством вещества 2 моль; б) азот(II) оксида, в котором содержится  $10^{23}$  молекул. (Устно.)
54. Какая масса алюминий оксида содержит столько ионов, сколько молекул содержится в 11 г карбон(IV) оксида?

---

## 6 Основания

---

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое основание;
- составлять формулы и названия оснований;
- определять оксиды, которые соответствуют определенным основаниям.

Известь — соединение, известное человеку давно. Смесь извести с водой нередко используют и в настоящее время в строительстве. Такой смесью белят стволы и ветки деревьев, защищая их от вредителей, а зимой — от солнечных ожогов. Известь (точнее — гашеная известь)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  принадлежит к классу оснований.

Каждое основание образовано тремя элементами. Из них два элемента «обязательные» — Кислород и Водород, а третьим является металлический элемент.

**Основание** — соединение, которое состоит из катионов металлического элемента  $M^{n+}$  и гидроксид-анионов  $\text{OH}^-$ .

Название иона  $\text{OH}^-$  происходит от названий элементов Гидрогена и Оксигена. Объяснить, почему его заряд равен  $-1$ , можно так. Представим себе, что ион  $\text{OH}^-$  образуется в результате соединения ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{O}^{2-}$ , и сложим заряды этих частиц:  $+1 - 2 = -1$ .

**Формулы оснований.** Выведем общую химическую формулу соединений этого класса. Вы знаете, что любое вещество электронейтрально. Поэтому в основании на каждый ион металлического элемента с зарядом  $+n$  должно приходиться  $n$  ионов  $\text{OH}^-$ . Следовательно, общая формула оснований —  $\text{M}(\text{OH})_n$ .

Примеры химических формул оснований:



- ▶ Запишите формулы оснований, которые являются соединениями Лития и Бария. Примите во внимание, что величина заряда иона металлического элемента совпадает со значением его валентности.

Основания — ионные соединения. Поэтому для них не составляют графические формулы.

**Названия оснований.** Химические названия оснований состоят из двух слов. Первым словом является название элемента, а вторым — «гидроксид». Например, соединение с формулой  $\text{NaOH}$  называют «натрий гидроксид», а основание  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  — «магний гидроксид». Склоняется лишь второе слово названия: натрий гидроксида, магний гидроксидом.

Если элемент имеет переменную валентность, то в названии основания указывают ее значение после названия элемента (римской цифрой в скобках):  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — феррум(II) гидроксид.

- ▶ Дайте названия основаниям, которые имеют формулы  $\text{KOH}$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ .

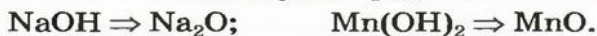
Среди соединений с общей формулой  $\text{M}(\text{OH})_n$  есть и такие, которые не принадлежат к основа-

**Основания**  
 $\text{M}(\text{OH})_n$

**Это интересно**  
Оснований  $\text{AgOH}$  и  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  не существует.

ниям, так как отличаются от них по химическим свойствам. Их называют амфотерными гидроксидами (§ 13).

Основание  $\Leftrightarrow$  основной оксид. Каждому основанию соответствует определенный оксид:



Заряд иона металлического элемента в основании и оксиде один и тот же.

► Напишите формулу оксида, который соответствует основанию  $\text{Bi(OH)}_3$ .

Оксиды, которые отвечают основаниям, называют *основными*.

В отличие от оксидов, оснований в природе нет.

## Выводы

Основания — соединения, которые содержат катионы металлических элементов  $M^{n+}$  и гидроксид-анионы  $\text{OH}^-$ . Общая формула оснований —  $M(\text{OH})_n$ .

Химическое название основания состоит из названия металлического элемента и слова «гидроксид».

Каждому основанию соответствует оксид; его называют основным оксидом. Заряд иона металлического элемента в этих соединениях один и тот же.



55. Какие соединения называют основаниями? Запишите общую формулу оснований, образованных двухвалентными металлическими элементами.
56. Составьте формулы цезий гидроксида, титан(III) гидроксида.
57. Напишите формулы оксидов, которые соответствуют основаниям с такими формулами:  $\text{KOH}$ ,  $\text{V(OH)}_2$ ,  $\text{La(OH)}_3$ .



58. Какое количество вещества каждого иона содержится в 1 моль соединений:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ? (Устно.)
59. В каком основании больше ионов: барий гидроксиде количеством вещества 3 моль или калий гидроксиде количеством вещества 4 моль? Ответ обоснуйте.
60. Вычислите массу 0,2 моль литий гидроксида. (Устно.)

## 7 Кислоты

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое кислоты;
- составлять формулы и названия кислот;
- классифицировать кислоты по определенным признакам;
- определять оксиды, которые соответствуют кислотам.

Прочитав название параграфа, кое-кто вспомнит вкус лимона или апельсина. В самом деле, такой вкус обуславливают соединения, общее название которых — кислоты (рис. 10).

**Кислота** — соединение, молекула которого содержит один или несколько атомов Гидрогена, способных при химических реакциях замещаться на атомы металлического элемента.

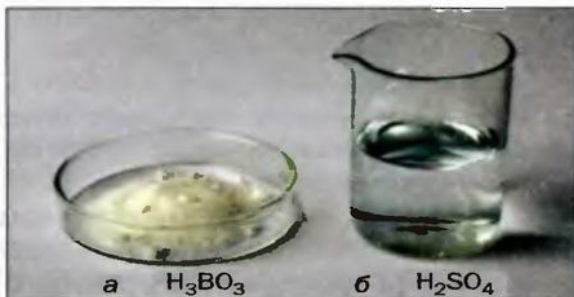


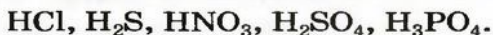
Рис. 10.

Кислоты:

- а — ортоборатная (борная);  
б — сульфатная (серная)

**Состав кислот.** Все кислоты имеют молекулярное строение. Для них существуют две общие формулы —  $H_nE$  и  $H_mE O_n$ . Кислот, которые отвечают первой формуле, немного. Их образуют неметаллические элементы VI и VII групп периодической системы.

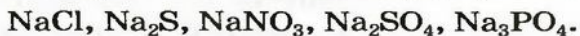
Примеры химических формул кислот:



Кислоты



При замещении атомов Гидрогена в молекулах кислот, например, на атомы Натрия, образуются соединения<sup>1</sup> с такими формулами:



Часть молекулы кислоты, соединенную с атомом (атомами) Гидрогена, называют *кислотным остатком*. Для кислоты с формулой  $HCl$  кислотным остатком является атом Хлора, для кислоты  $H_2SO_4$  — группа атомов  $SO_4$ .

Количество атомов Гидрогена в молекуле кислоты определяет валентность кислотного остатка. Например, кислотный остаток  $Cl$  одновалентный (молекула  $HCl$  содержит один атом Гидрогена), а остаток  $SO_4$  — двухвалентный (в молекуле  $H_2SO_4$  два атома Гидрогена). Таким образом, понятие «валентность» применяют не только для атомов, но и для групп соединенных между собой атомов.

► Назовите кислотные остатки для кислот  $HBr$ ,  $H_2S$ ,  $H_3PO_4$  и укажите валентность каждого из них.

Элемент, который образует кислоту, называют *кислотообразующим*. Покажем, как можно определять значение его валентности в кислотах с общей формулой  $H_mE O_n$ . В качестве примера возьмем соединение, имеющее формулу  $H_2SO_4$ . Запишем над символами

<sup>1</sup> Общее название этих соединений — соли.

Гидрогена и Оксигена значения валентности этих элементов:



Количество единиц валентности для 4-х атомов Оксигена составляет  $2 \cdot 4 = 8$ , а для 2-х атомов Гидрогена —  $1 \cdot 2 = 2$ . Значение валентности атома Сульфюра равно разнице между первым и вторым числом, т. е.  $8 - 2 = 6$ :



► Определите валентность Фосфора в кислоте, имеющей формулу  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Поскольку кислоты — молекулярные соединения, то для них используют графические формулы. Составлять такие формулы для молекул кислот с общей формулой  $\text{H}_n\text{E}$  очень просто. Покажем, как это сделать для молекулы кислоты, которая состоит из атомов трех элементов, а также для ее кислотного остатка.

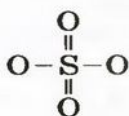
**УПРАЖНЕНИЕ.** Составить графические формулы молекулы кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и ее кислотного остатка.

*Решение*

**Способ 1.** Мы только что выяснили, что элемент Сульфур в кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$  шестивалентен. Записываем вокруг кислотообразующего атома 6 черточек:



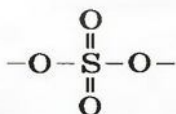
Все эти черточки (единицы валентности) должны также «принадлежать» 4-м двухвалентным атомам Оксигена. Размещаем атомы Оксигена вокруг атома Сульфюра. Двум атомам Оксигена «выделяем» по две черточки, а для двух других остается по одной:



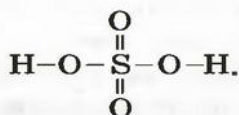
Все единицы валентности атома Сульфюра использованы, однако у левого и правого атомов Оксигена не хватает по одной



черточке (Оксиген — двухвалентный элемент). Записываем эти черточки и получаем графическую формулу кислотного остатка  $\text{SO}_4$ :



Из этой формулы видно, что остаток кислоты двухвалентен. Дописываем слева и справа по атому Гидрогена и получаем графическую формулу молекулы кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



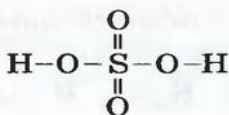
**С п о с о б 2.** Записываем химическую формулу соединения, выделив в ней группы атомов  $\text{OH}$  (гидроксильные группы):



Гидроксильная группа одновалентна:  $-\text{O}-\text{H}$ . Соединяем черточкой каждую группу  $\text{OH}$  с атомом Сульфура:



Поскольку атом Сульфура шестивалентный, размещаем вокруг него еще четыре черточки и к каждой их паре записываем по атому Оксигена:



- Составьте графические формулы молекулы кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и ее кислотного остатка.

**Классификация кислот.** Кислоты отличаются друг от друга. Их делят на несколько групп. К каждой группе принадлежат кислоты, сходные по определенным признакам.

Существуют *безоксигеновые* и *оксигенсодержащие* кислоты. Названия этих групп кислот указывают на отсутствие или наличие в молекулах соединений атомов Оксигена.

Примеры кислот каждой группы:



безоксигеновые

оксигенсодержащие

**Это интересно**  
 Цианидная кислота  
 HCN — безоксигеновая кислота, образованная тремя элементами. Она является сильным ядом.

Безоксигеновых кислот известно немного. Их общая формула —  $\text{H}_n\text{E}$ . Это не чистые вещества, а водные растворы газообразных соединений некоторых неметаллических элементов с водородом: HF, HCl, HBr, HI,  $\text{H}_2\text{S}$ .

Оксигенсодержащих кислот намного больше. Они имеют общую формулу  $\text{H}_m\text{EO}_n$ .

Другой признак для классификации кислот — количество атомов водорода в молекуле соединения. Соответствующую характеристику кислоты называют *основностью*. Существуют одно-, двух-, трехосновные кислоты, а также несколько кислот с более высокой основностью. Примеры кислот соответствующих групп:



одноосновные

двухосновные

трехосновные

По *химической активности* кислоты делят на сильные и слабые. Сильные кислоты, в отличие от слабых, активно взаимодействуют со многими веществами. Известны также несколько кислот средней силы. Примеры кислот различной активности (см. также форзац 2):



сильные

средней силы

слабые

**Названия кислот.** Кислоты имеют химические и тривиальные названия. Формулы и названия важнейших кислот указаны в таблице 1.

Химические названия кислот состоят из двух слов. Второе слово во всех названиях — «кислота». Корень первого слова происходит от названия элемента, который образует кислоту (хлоридная кислота — соединение Хлора). Первое слово названия безоксигено-

## Важнейшие кислоты

Формула	Название	
	химическое	тривиальное
HF	Фторидная	Фтороводородная, плавиковая
HCl	Хлоридная	Хлороводородная, соляная <sup>1</sup>
H <sub>2</sub> S	Сульфидная	Сероводородная
HNO <sub>3</sub>	Нитратная	Азотная
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Карбонатная	Угольная
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Метасиликатная	Кремниевая
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сульфитная	Сернистая
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Сульфатная	Серная
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфатная	Фосфорная

вой кислоты имеет суффикс «ид» (H<sub>2</sub>S — сульфидная кислота). Для кислородсодержащей кислоты это слово может иметь разные суффиксы. Если кислотообразующий элемент проявляет в соединении наивысшую валентность, то используют суффикс «ат» (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub><sup>VI</sup> — сульфатная кислота), а если низшую — «ит» (H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub><sup>IV</sup> — сульфитная кислота). В химических названиях кислот H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> и H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> есть еще и приставки «мета», «орто» (табл. 1).

Тривиальные названия большинства кислот происходят от названий простых веществ или соединений элементов с водородом.

Кислота ⇔ кислотный оксид. Для каждой кислородсодержащей кислоты существует оксид. Его называют кислотным оксидом. Значение валентности кислотообразующего элемента в кислоте и в соответствующем оксиде — одно и то же:

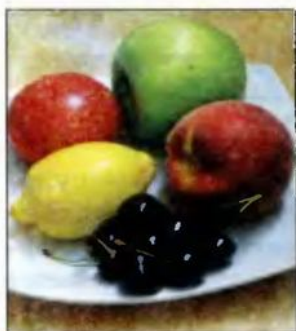


<sup>1</sup> Кислота названа соляной, потому что раньше ее получали из соли NaCl.



- Запишите формулу кислотного оксида, который соответствует кислоте  $H_3PO_4$ .

**Распространенность в природе.** На нашей планете встречается немало кислот. Карбонатная кислота образуется в результате растворения в природной воде углекислого газа  $CO_2$ . Во время извержений вулканов в атмосферу поступают сероводород  $H_2S$  и сернистый газ  $SO_2$ . Первое соединение, растворяясь в воде, образует сульфидную кислоту, а второе, реагируя с водой, — сульфитную.



**Рис. 11.**  
Природные  
источники  
органических  
кислот

Растительный и животный мир богат на кислоты, которые принадлежат к органическим соединениям. Лимонная, яблочная, щавелевая кислоты содержатся в некоторых фруктах, ягодах, овощах (рис. 11), муравьиная кислота — в муравьях (поэтому их укусы ощутимы), пчелином яде, крапиве. При скисании молока, вина, фруктовых и ягодных соков образуются соответственно молочная и уксусная кислоты. Молочная кислота содержится также в квашеной капусте, силосе для скота; она накапливается в мышцах во время их работы. В желудочном соке есть неорганическая кислота — хлоридная.

## ВЫВОДЫ

Кислота — соединение, молекула которого содержит один или несколько атомов Гидрогена, способных в результате реакций замещаться на атомы металлического элемента. Для кислот существуют две общие формулы —  $H_nE$  и  $H_mEO_n$ .

Часть молекулы кислоты, соединенную с атомом (атомами) Гидрогена, называют кислотным остатком.

Все кислоты имеют молекулярное строение.

Существуют безоксигеновые и оксигенсодержащие кислоты. По количеству атомов Гидрогена в молекуле различают одноосновные, двухосновные, трехосновные кислоты, а по химической активности — сильные и слабые.

Каждой оксигенсодержащей кислоте соответствует оксид, который называют кислотным. В оксиде и кислоте значение валентности кислотообразующего элемента одно и то же.

Кислоты имеют химические и тривиальные названия.

Кислоты распространены в природе.



61. Дайте определение кислоты. Что такое кислотный остаток?
62. Для кислот  $H_2Te$ ,  $HNO_2$  и  $H_3AsO_4$  запишите формулы кислотных остатков и укажите их валентность.
63. По каким признакам классифицируют кислоты? Впишите формулы кислот  $HClO_3$ ,  $HBr$ ,  $H_2TeO_3$ ,  $HF$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2Se$ ,  $H_3AsO_4$  в соответствующие столбики таблицы:

Кислоты				
оксиген-содержащие	без-оксигеновые	одно-основные	двух-основные	трех-основные

64. Определите валентность кислотообразующих элементов в кислотах  $HClO$ ,  $HPO_3$ ,  $H_2TeO_4$  и запишите формулы оксидов, которые отвечают этим кислотам.
65. Найдите соответствие:
- | формула кислоты | название кислоты |
|-----------------|------------------|
| 1) $H_2SeO_3$ ; | а) селенидная;   |
| 2) $H_2Se$ ;    | б) селенатная;   |
| 3) $H_2SeO_4$ ; | в) селенитная.   |
66. Составьте графические формулы молекул кислот  $HI$ ,  $HClO$ ,  $H_2TeO_3$  и соответствующих кислотных остатков.
67. Какие количества вещества элементов содержатся в 0,5 моль таких кислот:  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ ? (Устно.)
68. Взято 6,2 г борной кислоты  $H_3BO_3$ . Рассчитайте количество вещества кислоты. (Устно.)

69. Вычислите массовые доли элементов в сульфатной кислоте.
70. Существуют две оксигенсодержащие кислоты с одинаковыми значениями молярных масс — 98 г/моль. Назовите эти кислоты и напишите их формулы.

# 8

## Соли

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое соли;
- составлять формулы и названия солей.

К классу солей принадлежит соединение, которое мы употребляем ежедневно вместе с пищей. Это — поваренная соль  $\text{NaCl}$ . Вам известно, что она состоит из ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ .

**Соль — соединение, в состав которого входят катионы металлического элемента и анионы кислотного остатка.**

Ион кислотного остатка имеет отрицательный заряд; его значение совпадает со значением валентности этого остатка:

кислота	$\text{HCl}$
кислотный остаток	$\text{Cl}$
анион кислотного остатка	$\text{Cl}^-$

Соли  
 $M_m A_n$   
 $M_m (\text{EO}_n)_p$

**Формулы солей.** Для солей, как и кислот, существуют две общие формулы —  $M_m A_n$  и  $M_m (\text{EO}_n)_p$ . Первой формуле соответствуют соли, которые содержат анионы кислотных остатков безоксигеновых кислот, а второй — соли, анионы которых происходят от оксигенсодержащих кислот.

Примеры формул солей:

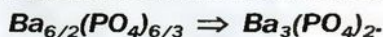


Для того чтобы составить формулу соли, необходимо знать заряды катиона и аниона, а также учитывать то, что соединение электро-



нейтрально. Для выяснения значений зарядов ионов можно использовать таблицу, размещенную на форзаце 2 (так называемая таблица растворимости).

Составим формулу соли, которая содержит катионы  $\text{Ba}^{2+}$  и анионы  $\text{PO}_4^{3-}$ . В состав соли входят ионы, значения зарядов которых неодинаковы: 2 и 3. Наименьшее число, которое делится без остатка на 2 и 3, — число 6. Делим его на значения зарядов катиона ( $6 : 2 = 3$ ) и аниона ( $6 : 3 = 2$ ). Получаем количество этих ионов в формульной единице соединения, т. е. соответствующие индексы в химической формуле соли:



Графические формулы для солей, как и для других ионных соединений, не составляют.

**Названия солей.** Для каждой соли существует химическое название, а для некоторых солей — еще и тривиальные названия (табл. 2). Химическое название соли состоит из двух слов. Первое слово — название металлического элемента, а второе происходит от химического названия соответствующей кислоты.

Таблица 2

Формулы и названия некоторых солей

Формула		Химическое название кислоты	Название соли	
соли	соответствующей кислоты		химическое	тривиальное
$\text{KNO}_3$	$\text{HNO}_3$	Нитратная	Калий нитрат	Калийная селитра
$\text{K}_2\text{CO}_3$	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонатная	Калий карбонат	Пóташ
$\text{CaF}_2$	$\text{HF}$	Фторидная	Кальций фторид	Флюорит (минерал)
$\text{FeCl}_2$	$\text{HCl}$	Хлоридная	Феррум(II) хлорид	—
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфатная	Феррум(III) сульфат	—

Если элемент имеет переменную валентность, то ее значение указывают после названия элемента (табл. 2, рис. 12). Склоняется только второе слово химического названия соли.

**Рис. 12.**  
Некоторые соли



- Дайте химические названия солям, которые имеют такие формулы:  $KF$ ,  $MgCO_3$ ,  $Ba_3(PO_4)_2$ ,  $CrCl_3$ .

Существуют соли, образованные только неметаллическими элементами. В их состав входят катионы аммония  $NH_4^+$ . Примеры формул и названий таких соединений:

$NH_4Cl$  — аммоний хлорид;

$(NH_4)_2SO_4$  — аммоний сульфат;

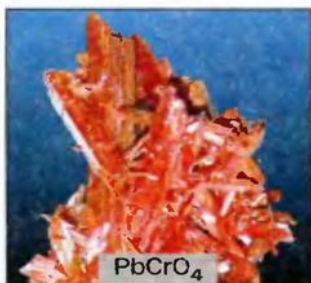
$NH_4NO_3$  — аммоний нитрат.

Два последних соединения применяют в качестве азотных удобрений.

Соли аммония происходят от основания  $NH_4OH$  (§ 11).

**Распространенность в природе.** В земной коре содержится много солей (рис. 13). В основном, это силикаты. Среди них встречаются и драгоценные камни: голубой топаз (алюминий силикат), золотистый циркон (цирконий силикат), бесцветный фенакит (бериллий силикат) и др.

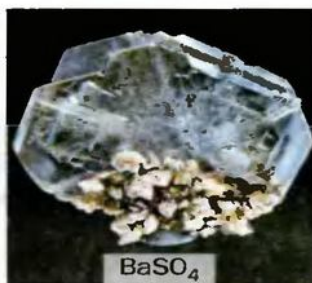




$PbCrO_4$



$ZnS$



$BaSO_4$

**Рис. 13.**  
Кристаллы  
природных солей



**Рис. 14.**  
Кальций карбонат  
в живой природе

Существует много залежей натрий хлорида  $NaCl$  (каменная соль), калий хлорида  $KCl$ , кальций карбоната  $CaCO_3$  (мел, мрамор, известняк). Последнее соединение составляет основу ракушек, яичной скорлупы (рис. 14). Сульфиды  $ZnS$ ,  $Cu_2S$ ,  $PbS$  и другие являются рудами; из них получают металлы.

Различные соли находятся в растворенном состоянии в гидросфере. В морской воде преобладают хлориды Натрия и Магния, а в пресной — соли Кальция и Магния (в основном карбонатной и сульфатной кислот).

## ВЫВОДЫ

Соль — ионное соединение, в состав которого входят катионы металлического элемента и анионы кислотного остатка. Для солей существуют общие формулы  $M_m A_n$  и  $M_m (EO_n)_p$ .

Каждая соль имеет химическое название, а некоторые соли — еще и тривиальные названия. Соли очень распространены в природе.



71. Какие соединения называют солями? Чем соли сходны по составу с основаниями и чем отличаются от них?
72. Составьте формулы солей, которые состоят из таких ионов:  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $NO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ .



73. Запишите в соответствующие клетки представленной ниже таблицы формулы ионов, из которых состоят соли  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ .

Катионы		Анионы			
одно- зарядные	много- зарядные	простые		сложные	
		одно- зарядные	много- зарядные	одно- зарядные	много- зарядные

74. Дайте названия солям, которые имеют такие формулы:  $\text{NaBr}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaSO}_3$ .

75. Составьте формулы цезий иодида, алюминий фторида, хром(III) сульфата, литий ортофосфата.

76. Одинаковые или разные количества вещества анионов содержатся в 20 г  $\text{CaCO}_3$  и в 20 г  $\text{CaBr}_2$ ? (Устно.)

77. С помощью химического анализа установлено, что в порции натрий сульфата содержится 0,5 моль ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ . Какое количество вещества и какая масса ионов Натрия в этой порции соединения? (Устно.)

78. Где содержится наибольшее суммарное количество ионов: в 1 моль алюминий сульфата, 2 моль феррум(III) нитрата, 3 моль барий хлорида или 4 моль литий фторида?

79. Для опытов взяли одинаковые массы феррум(III) ортофосфата, натрий хлорида и кальций карбоната. Сопоставьте суммарные количества ионов в этих порциях солей и выберите правильный ответ:

- больше всего ионов в порции феррум(III) ортофосфата;
- больше всего ионов в порции натрий хлорида;
- больше всего ионов в порции кальций карбоната;
- во взятых порциях солей — одинаковое количество ионов.

## 9

## Свойства и применение оксидов

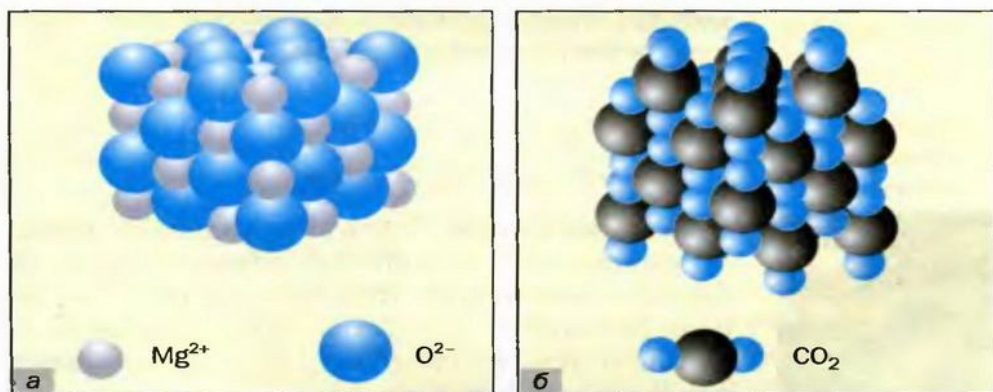
Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как зависят свойства оксидов от их строения;
- усвоить химические свойства основных и кислотных оксидов;

- понять, что такое реакция обмена;
- выяснить сферы применения оксидов.

Свойства оксидов, как и других веществ, зависят от их внутреннего строения, т. е. от того, из каких частиц они состоят — атомов, молекул или ионов.

**Физические свойства оксидов.** В ионных оксидах (рис. 15, а) противоположно заряженные ионы сильно притягиваются друг к другу. Поэтому такие оксиды при обычных условиях являются твердыми веществами, плавятся при высокой температуре (табл. 3). Большинство ионных оксидов не растворяются в воде, а остальные реагируют с ней.



**Рис. 15.** Модели строения: а — магний оксида; б — карбон(IV) оксида в твердом состоянии

В оксидах молекулярного строения (рис. 15, б) притяжение между частицами (молекулами) очень слабое. Поэтому температуры плавления (табл. 3) и кипения соединений невысоки, а их агрегатные состояния при обычных условиях различны. Немало таких оксидов летучи, растворимы в воде (во время растворения многих из них происходят химические реакции), некоторые имеют запах.

Оксиды атомного строения — твердые вещества с высокими температурами плавления (табл. 3) и кипения. Они не растворяются в воде.

**Химические свойства оксидов.** Способность оксида взаимодействовать с другими веще-



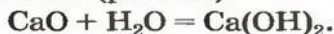
Строение и температуры плавления некоторых оксидов

Химическая формула	Строение оксида	Температура плавления, °С
CaO Li <sub>2</sub> O	ионное	2630 1453
H <sub>2</sub> O SO <sub>2</sub>	молекулярное	0 -75
SiO <sub>2</sub>	атомное	1610

ствами зависит от его типа. Рассмотрим отдельно реакции, в которые вступают основные и кислотные оксиды. Вы уже знаете, что основными называют оксиды, которые соответствуют основаниям, а кислотными — те, что соответствуют кислотам.

### Реакции с участием основных оксидов

**Реакция с водой.** Строители, садоводы нередко смешивают негашеную известь (кальций оксид) с водой. При этом происходит химическая реакция и образуется гашеная известь — кальций гидроксид Ca(OH)<sub>2</sub>. Процесс называют гашением извести (рис. 16):



Среди основных оксидов в аналогичную реакцию вступают только соединения щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных (Mg, Ca, Sr, Ba) элементов.

Реакции оксидов с водой относят к реакциям соединения.

Вывести формулу продукта реакции оксида с водой можно следующим образом. Сначала нужно сложить вместе все атомы, имеющиеся в формулах реагентов, и разместить их в определенном порядке. Первым записывают символ металлического элемента, затем — символы Оксигена и Гидрогена. Если все индексы в



Рис. 16.  
Гашение  
извести



составленной формуле окажутся четными, их нужно разделить на 2. Эту «двойку» ставим как коэффициент в химическом уравнении:



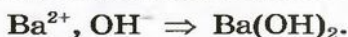
литий гидроксид

При наличии возле атомов Оксигена и Гидрогена одинакового индекса его выносят за скобки:



барий гидроксид

Формулу основания можно также записать, исходя из того, что заряд иона металлического элемента в нем такой же, как и в оксиде:

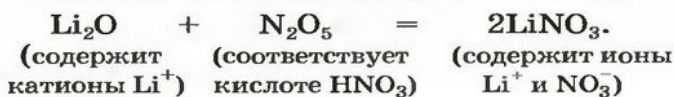
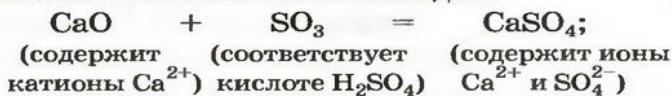


► Составьте уравнение реакции натрий оксида с водой.

**Реакции с кислотными оксидами.** Основные оксиды реагируют с соединениями противоположного химического характера, т. е. имеющими кислотные свойства. Среди них — кислотные оксиды.

Продуктом реакции между основным и кислотным оксидами является соответствующая соль. Она состоит из катионов металлического элемента, которые содержались в основном оксиде, и анионов остатка кислоты, которая происходит от кислотного оксида. В формуле соли, как вам известно, сначала записывают катион, а затем — анион.

Примеры уравнений реакций с участием основного и кислотного оксидов:



<sup>1</sup> Вспомогательные записи помещают в квадратные скобки.

- Составьте уравнение реакции кальция оксида с азот(V) оксидом.

**Реакции с кислотами.** Основные оксиды взаимодействуют не только с кислотными оксидами, но и с кислотами. Продуктами такой реакции являются соль и вода:



**Реакции, в которых соединения обмениваются своими составными частями, называют реакциями обмена.**

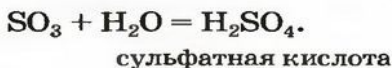
### ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1 Реакция купрум(II) оксида с хлоридной кислотой

Поместите в пробирку немного порошка купрум(II) оксида. Какого цвета это вещество? Добавьте к нему 1—2 мл хлоридной кислоты. Что наблюдаете? (Содержимое пробирки можно нагреть, но не до кипения.)

Составьте соответствующее химическое уравнение.

### Реакции с участием кислотных оксидов

**Реакция с водой.** Почти все кислотные оксиды реагируют с водой (исключение — оксид  $\text{SiO}_2$ ). При этом образуются кислородсодержащие кислоты:



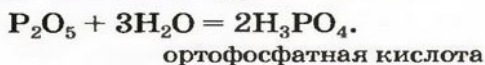
Формулы кислот — продуктов реакций кислотных оксидов с водой — выводят так же,

как и оснований, складывая вместе все атомы, имеющиеся в формулах реагентов. На первом месте в формуле кислоты записывают атомы Гидрогена, на втором — атомы кислотообразующего элемента, а на последнем — атомы Оксигена:



**Рис. 17.**  
Реакция  
фосфор(V)  
оксида  
с водой

Учителя часто демонстрируют ученикам, как взаимодействует с водой фосфор(V) оксид. Во время этой реакции выделяется столько теплоты, что часть воды быстро испаряется (рис. 17). Если количество воды намного превышает количество оксида, то реакция происходит в соответствии с таким уравнением:



Общее название продуктов взаимодействия основных и кислотных оксидов с водой — *гидраты оксидов*, или, сокращенно, *гидроксиды*. Заметим, что гидроксильные группы (группы атомов OH) содержатся в формулах не только оснований ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и др.), но и оксигенсодержащих кислот. Например, формулу  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно записать так:



► Напишите формулы гидроксидов, которым соответствуют оксиды  $\text{K}_2\text{O}$  и  $\text{SeO}_2$ .

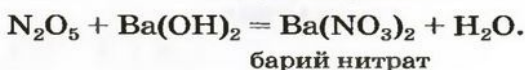
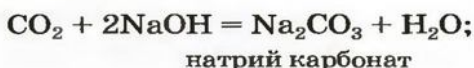
**Реакции с основными оксидами.** Кислотные оксиды взаимодействуют с соединениями противоположного химического характера — с основными оксидами и основаниями.

Реакции между кислотными и основными оксидами рассмотрены ранее. Приводим уравнение еще одной такой реакции с участием кислотного оксида  $\text{P}_2\text{O}_5$ :





**Реакции с основаниями.** Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями с образованием солей и воды:



Соль происходит от кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду.

**Схема 1.**  
Важнейшие химические свойства оксидов

► Составьте уравнение реакции между фосфор(V) оксидом и натрий гидроксидом.

Изложенный материал обобщает схема 1.



**Реакции разложения оксидов.** Некоторые оксиды в определенных условиях разлагаются на простые вещества

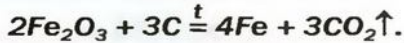
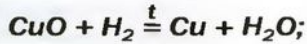


или на другие оксиды и кислород:



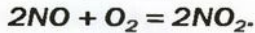
Обратите внимание на последнюю реакцию: валентность элемента в оксиде, который образуется, ниже, чем в исходном оксиде.

**Реакции оксидов с простыми веществами.** Немало оксидов металлических элементов взаимодействуют при высокой температуре с водородом, углеродом, активными металлами. Продуктами большинства этих химических превращений являются металлы и другие оксиды:



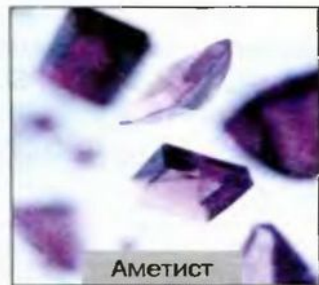
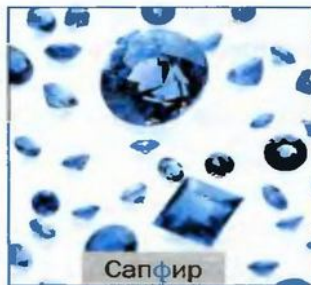
Такие реакции используют в черной и цветной металлургии.

Некоторые оксиды реагируют с кислородом:



**Применение оксидов.** Известно почти триста оксидов. Многие из них применяют на практике. Из железных руд (они содержат оксиды Феррума) получают железо. Кварц  $\text{SiO}_2$  — сырье для производства кварцевого стекла, которое, в отличие от обычного, пропускает ультрафиолетовые лучи (под кварцевой лампой можно загорать, как и на солнце). Песок, состоящий в основном из оксида  $\text{SiO}_2$ , используют в производстве стекла, а также в строительстве, как и негашеную известь  $\text{CaO}$ . Кристаллы корунда  $\text{Al}_2\text{O}_3$  имеют высокую твердость. Порошок этого соединения служит абразивным материалом для обработки поверхности изделий из металлов, керамики. Окрашенные примесями кристаллы оксидов Алюминия, Силиция используют в ювелирном производстве. Кристаллы режут и, придав им огранку (рис. 18), вставляют в украшения<sup>1</sup>. Некоторые оксиды являются основой красок:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — коричневой,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — зеленой,  $\text{TiO}_2$  или  $\text{ZnO}$  — белой.

**Рис. 18.**  
Драгоценные камни



<sup>1</sup> Состав кристаллов: рубин —  $\text{Al}_2\text{O}_3$  с примесью  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; сапфир —  $\text{Al}_2\text{O}_3$  с примесью оксидов Феррума и Титана; аметист —  $\text{SiO}_2$  с примесями оксидов Феррума.

## ВЫВОДЫ

Оксиды ионного строения — твердые вещества. Они, как правило, не растворяются в воде, имеют высокие температуры плавления.

Оксиды молекулярного строения существуют в различных агрегатных состояниях, имеют невысокие температуры плавления и кипения. Большинство этих соединений растворяется в воде, некоторые летучи, имеют запах.

Среди основных оксидов с водой реагируют только оксиды щелочных и щелочноземельных элементов. Продукты этих реакций — основания. Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей.

Почти все кислотные оксиды реагируют с водой (продукты реакций — оксигенсодержащие кислоты), а также с основными оксидами и основаниями с образованием солей.

Реакции, при которых соединения обмениваются своими составными частями, называют реакциями обмена.

Многие оксиды применяют на практике.



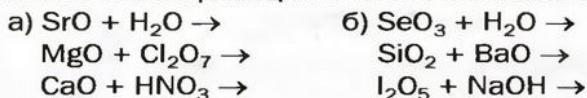
80. Один из оксидов —  $\text{Cl}_2\text{O}$  или  $\text{Li}_2\text{O}$  — в обычных условиях является газом и имеет запах. Назовите это соединение и объясните свой выбор.
81. Среди приведенных оксидов укажите ионные вещества:  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{SO}_3$ .
82. Внесите в соответствующие клетки таблицы формулы оксидов:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ .

Оксиды	
основные	кислотные

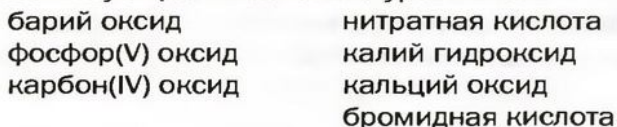
83. Назовите все основные оксиды, которые реагируют с водой. Напишите два соответствующих химических уравнения в общем виде, обозначив металлический элемент буквой  $M$ .



84. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

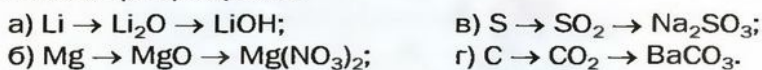


85. Определите, с какими веществами из правого столбца может реагировать каждое вещество из левого столбца, и напишите соответствующие химические уравнения:



86. Составьте уравнения реакций, при которых образуется магний ортофосфат, если реагентами являются: а) два оксида; б) оксид и кислота; в) оксид и основание.

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



88. Вычислите массовые доли элементов в оксидах с формулами  $\text{MgO}$  и  $\text{V}_2\text{O}_3$ .

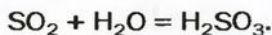
89. Выясните, какие два оксида имеют молярную массу 30 г/моль.

для любознательных

### Кислотные осадки

В газовых выбросах промышленных предприятий, теплоэлектростанций, автомобильных двигателей содержатся небольшие количества оксидов Сульфура и Нитрогена. Попадая в атмосферу, они нередко вызывают так называемые кислотные осадки, которые наносят значительный ущерб окружающей среде.

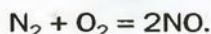
В результате реакции оксида  $\text{SO}_2$  с атмосферной влагой образуется сульфитная кислота:



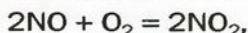
Часть ее взаимодействует с кислородом и превращается в сульфатную кислоту:



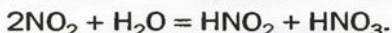
Оксиды Нитрогена появляются в атмосфере вследствие реакций с участием главных компонентов воздуха — азота и кислорода. Сгорание топлива и горючего сопровождается высокой температурой. В этих условиях образуется небольшое количество нитроген(II) оксида:



Это соединение быстро взаимодействует с кислородом

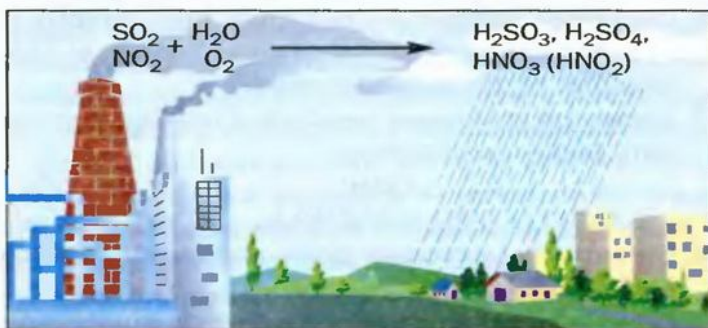


а диоксид азота реагирует с атмосферной влагой:



Так в воздухе появляются примеси кислот — сульфитной, сульфатной, нитритной и нитратной. Вместе с дождем или снегом они выпадают на земную поверхность (рис. 19).

**Рис. 19.**  
Образование  
кислотного  
дождя



Кислотные осадки негативно влияют на растения, вызывают болезни у животных, людей, разрушают строительные материалы, особенно мрамор и известняк, усиливают коррозию металлов.

Оксиды Сульфура и Нитрогена принимают участие в образовании смога. Это — воздух, загрязненный многими токсичными веществами, который надолго задерживается над большими городами и промышленными регионами.

Меры, направленные на уменьшение выбросов упомянутых оксидов, являются одними из важнейших в деле охраны природы. В современной теплоэнергетике предпочитают использовать топливо, содержащее как можно меньше Сульфура. Газовые выбросы промышленных предприятий, теплоэлектростанций очищают от сульфур(IV) оксида пропусканием их через водную суспензию кальций гидроксида, распыляют в них порошок мела, известь. Образование оксидов Нитрогена предотвращают, понижая температуру сжигания топлива или горючего. Среди важнейших мер, предпринимаемых на транспорте, — изменение конструкций двигателей, режимов их работы, введение различных добавок к горючему, замена его на другое (например, на сжиженный природный газ или этиловый спирт).



# 10

## Расчеты по химическим уравнениям

Материал параграфа поможет вам:

- вычислять количества вещества, массы и объемы реагентов и продуктов реакций по химическим уравнениям;
- составлять пропорции и использовать их для решения задач.

В средние века алхимики не знали, что с помощью вычислений можно определить, какая масса вещества должна вступить в реакцию или образоваться в результате реакции. Они брали для экспериментов произвольные порции веществ и по их остаткам выясняли, какая масса каждого вещества прореагировала.

В настоящее время расчеты не только масс, но и количеств вещества реагентов и продуктов реакций, объемов газов осуществляют по химическим уравнениям. При этом используют значения относительных атомных, молекулярных, формульных или молярных масс. Благодаря таким расчетам химик или инженер-технолог может целенаправленно осуществлять химические превращения, получать продукты реакций в необходимом количестве, избегая избытка исходных веществ.

В этом параграфе рассмотрены решения нескольких задач с использованием химических уравнений. Напомним, что коэффициенты в уравнениях указывают на соотношение количеств вещества реагентов и продуктов реакций:



1 моль 1 моль 1 моль

$$n(\text{C}) : n(\text{O}_2) : n(\text{CO}_2) = 1 : 1 : 1;$$



2 моль 3 моль 1 моль 3 моль

$$n(\text{Al}) : n(\text{H}_2\text{SO}_4) : n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) : n(\text{H}_2) = 2 : 3 : 1 : 3.$$



**ЗАДАЧА 1.** Какое количество вещества литий гидроксида образуется в результате реакции 4 моль литий оксида с достаточным количеством воды?

**Дано:**

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 4 \text{ моль}$$

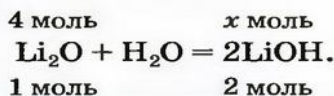
$$n(\text{LiOH}) = ?$$

**Решение**

1. Составляем химическое уравнение:



2. Готовим запись для составления пропорции. Под формулами соединений  $\text{Li}_2\text{O}$  и  $\text{LiOH}$  записываем их количества вещества согласно коэффициентам в химическом уравнении (1 моль, 2 моль), а над формулами — приведенное в условии задачи количество вещества оксида (4 моль) и неизвестное количество вещества гидроксида ( $x$  моль):



3. Рассчитываем количество вещества литий гидроксида.

Составляем пропорцию и решаем ее:  
по уравнению реакции

из 1 моль  $\text{Li}_2\text{O}$  образуется 2 моль  $\text{LiOH}$ ,

по условию задачи

из 4 моль  $\text{Li}_2\text{O}$  —  $x$  моль  $\text{LiOH}$ ;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (моль)}.$$

**Ответ:**  $n(\text{LiOH}) = 8$  моль.

**ЗАДАЧА 2.** Какая масса углекислого газа прореагирует с 28 г кальций оксида?

**Дано:**

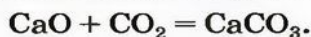
$$m(\text{CaO}) = 28 \text{ г}$$

$$m(\text{CO}_2) = ?$$

**Решение**

*1-й способ*

1. Составляем химическое уравнение:



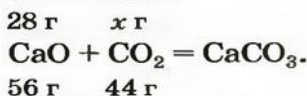
Согласно уравнению, в реакцию вступают одинаковые количества вещества оксидов, например 1 моль  $\text{CaO}$  и 1 моль  $\text{CO}_2$ .

2. Определяем молярные массы веществ, указанных в условии задачи:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

Масса 1 моль CaO равна 56 г, а 1 моль CO<sub>2</sub> — 44 г.

3. Записываем под формулами реагентов в химическом уравнении массы 1 моль каждого соединения, а над формулами — известную из условия задачи массу кальция оксида и неизвестную массу углекислого газа:



4. Вычисляем массу углекислого газа.

Составляем пропорцию и решаем ее:

по уравнению реакции

56 г CaO реагируют с 44 г CO<sub>2</sub>,

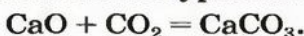
по условию задачи

28 г CaO — x г CO<sub>2</sub>;

$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (г)}.$$

*2-й способ*

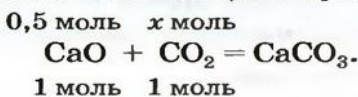
1. Составляем химическое уравнение:



2. Рассчитываем количество вещества кальция оксида:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

3. Записываем под формулами реагентов в химическом уравнении их количества вещества согласно коэффициентам, а над формулами — вычисленное количество вещества кальция оксида и неизвестное количество вещества углекислого газа:



4. Вычисляем количество вещества углекислого газа:

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 1}{1} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

5. Находим массу углекислого газа:

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = \\ &= 0,5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г}. \end{aligned}$$

Ответ:  $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}$ .

**ЗАДАЧА 3.** Какой объем сернистого газа (н. у.) прореагирует с натрий гидроксидом с образованием натрий сульфита количеством вещества 0,2 моль?

**Дано:**

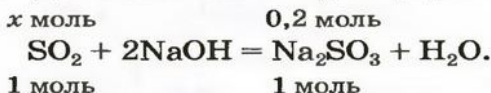
$$n(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,2 \text{ моль}$$

н. у.

$$V(\text{SO}_2) \text{ — ?}$$

**Решение**

1. Записываем химическое уравнение и готовим запись для составления пропорции:



2. Находим количество вещества сернистого газа.

Составляем пропорцию и решаем ее:

$$\begin{array}{l} \text{из 1 моль SO}_2 \text{ образуется 1 моль Na}_2\text{SO}_3, \\ \text{из } x \text{ моль SO}_2 \text{ — 0,2 моль Na}_2\text{SO}_3; \end{array}$$

$$x = n(\text{SO}_2) = \frac{1 \cdot 0,2}{1} = 0,2 \text{ (моль)}.$$

3. Вычисляем объем сернистого газа при нормальных условиях:

$$\begin{aligned} V(\text{SO}_2) &= n(\text{SO}_2) \cdot V_M = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}. \end{aligned}$$

**Ответ:**  $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ л}$ .

В некоторых задачах речь идет о двух одновременно протекающих реакциях. Способ их решения заключается в составлении математического уравнения с одним неизвестным (или системы двух уравнений с двумя неизвестными).

**ЗАДАЧА 4.** После добавления достаточного количества воды к 11,6 г смеси оксидов Лития и Кальция образовалось 17,0 г смеси гидроксидов. Найти массы оксидов в смеси.

**Дано:**

$$m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) = 11,6 \text{ г}$$

$$m(\text{LiOH}, \text{Ca(OH)}_2) = 17,0 \text{ г}$$

$$m(\text{Li}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

$$m(\text{CaO}) \text{ — ?}$$

**Решение**

1. Принимаем массу литий оксида за  $x$  г. Тогда масса кальций оксида будет равна (в граммах):

$$m(\text{CaO}) = m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = 11,6 - x.$$

2. Вычисляем молярные массы оксидов и гидроксидов Лития и Кальция:

$$M(\text{Li}_2\text{O}) = 30 \text{ г/моль};$$

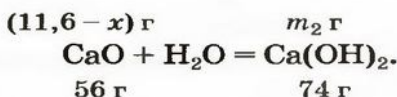
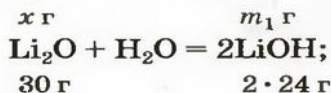
$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль};$$



$$M(\text{LiOH}) = 24 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}.$$

3. Составляем уравнения реакций с записями масс реагентов и продуктов, обозначив неизвестные массы соединений  $\text{LiOH}$  и  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  через  $m_1$  и  $m_2$  соответственно:



4. Записываем две пропорции и получаем математические выражения для масс гидроксидов:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$\frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_2 = m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Приравниваем сумму найденных масс гидроксидов к 17,0 г, решаем уравнение и находим массы оксидов:

$$m_1 + m_2 = m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 17,0;$$

$$1,6x + 15,3 - 1,32x = 17,0;$$

$$x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (г)};$$

$$m(\text{CaO}) = 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (г)}.$$

Ответ:  $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ г}$ ,  $m(\text{CaO}) = 5,53 \text{ г}$ .

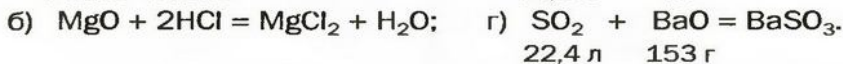
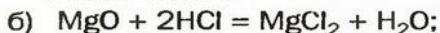
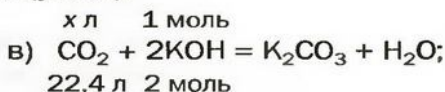
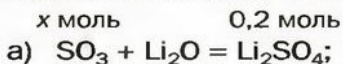
## ВЫВОДЫ

Для того чтобы вычислять массы, количества вещества реагентов и продуктов реакций, объемы газов, используют химические уравнения.

Решение задач осуществляют составлением пропорций, а также по формулам, которые отображают связь между соответствующими физическими величинами.



90. Найдите значения  $x$  в таких записях (устно):



91. Какое количество вещества фосфор(V) оксида образуется при взаимодействии 0,1 моль фосфора с достаточным количеством кислорода?
92. Реакция происходит по уравнению  $A + 3B = 2B + 3Г$ . Какие количества вещества  $B$  и  $Г$  образуются, если прореагирует: а) 0,1 моль  $A$ ; б) 6 моль  $B$ ? (Устно.)
93. Какая масса магний оксида образовалась после сжигания 12 г магния? (Устно.)
94. Вычислите массу кальций нитрата, который образовался в результате взаимодействия 25,2 г нитратной кислоты с кальций оксидом.
95. Какой объем сернистого газа  $\text{SO}_2$  (н. у.) был получен после сжигания 16 г серы? (Устно.)
96. Вычислите объем углекислого газа (н. у.), который необходим для полного превращения 37 г кальций гидроксида в кальций карбонат.
97. После добавления избытка воды к смеси оксидов Фосфора(V) и Силиция(IV) образовалось 98 г ортофосфатной кислоты и осталось 20 г твердого вещества. Вычислите массу фосфор(V) оксида и его массовую долю в смеси.
98. В результате реакции 1,52 г смеси сернистого и углекислого газов с барий оксидом образовалось 6,07 г смеси солей Бария. Определите массы газов в смеси.

# 11

## Свойства и применение оснований

Материал параграфа поможет вам:

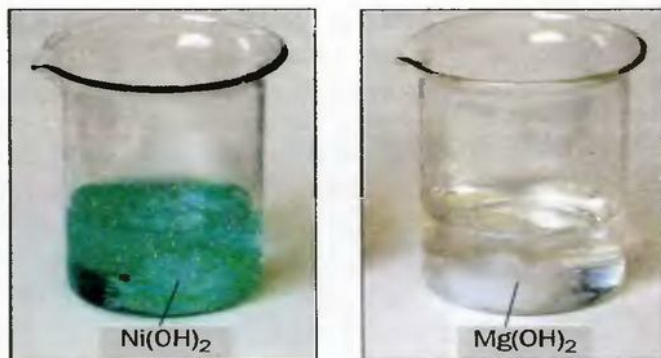
- выяснить физические свойства оснований;
- различать нерастворимые основания и щелочи;

- выяснить, что такое индикаторы;
- усвоить химические свойства оснований;
- выяснить сферы применения оснований.

**Физические свойства оснований.** Вам известно, что каждое основание состоит из положительно заряженных ионов металлического элемента и отрицательно заряженных гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ . Основания, как и ионные оксиды, в обычных условиях являются твердыми веществами. Они должны иметь высокие температуры плавления. Но при умеренном нагревании почти все основания разлагаются (на соответствующий оксид и воду). Расплавить удастся только гидроксиды Натрия и Калия (температуры плавления соединений составляют соответственно 322 и 405 °С).

Большинство оснований не растворяются в воде (рис. 20). Малорастворимыми являются гидроксиды  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , а хорошо растворимыми — основания, образованные щелочными элементами (Li, Na, K, Rb, Cs), и соединение  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

**Рис. 20.**  
Осадки оснований, образовавшиеся в результате химических реакций в растворах



**Водорастворимые основания называют щелочами<sup>1</sup>.**

Сведения о растворимости оснований в воде можно найти в таблице, размещенной на фор-

<sup>1</sup> К щелочам часто относят соединения  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ .



заце 2 учебника. Ее называют *таблицей растворимости*. Приводим соответствующий фрагмент этой таблицы:

**Растворимость некоторых оснований в воде  
при температуре 20—25 °С**

Анион	Катионы							
	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	р	р	—	м	м	р	н	н

Буквой «р» обозначены растворимые основания (щелочи), «м» — малорастворимые, «н» — нерастворимые. Прочерк «—» означает, что такого основания не существует.

Щелочи и их растворы мылкие на ощупь, разъедают многие материалы, вызывают серьезные ожоги кожи, слизистых оболочек, сильно поражают глаза (рис. 21). Поэтому натрий гидроксид в прошлом получил название «едкий натр», а калий гидроксид — «едкое кáли».

Работая со щелочами и их растворами, будьте особенно осторожны. Если раствор щелочи попал на руку, немедленно смойте его большим количеством проточной воды и обратитесь за помощью к учителю или лаборанту. Вы получите у них разбавленный раствор определенного вещества (например, уксусной кислоты), которым нужно обработать кожу для удаления остатков щелочи. После этого руку тщательно промойте водой.

**Химические свойства оснований.** Возможность протекания многих реакций с участием оснований зависит от растворимости этих соединений в воде. Щелочи в химических превращениях значительно более активны, чем нерастворимые основания, которые, например, с солями и некоторыми кислотами не реагируют.

**Действие на индикаторы.** Растворы щелочей способны изменять окраску особых ве-



**Рис. 21.**  
Предостережение на этикетке банки с натрий гидроксидом

ществ — *индикаторов*<sup>1</sup>. Эти вещества были обнаружены в некоторых плодах и цветах. В настоящее время используют индикаторы, которые производят на химических заводах. Они более эффективны, чем природные, и лучше сохраняются.

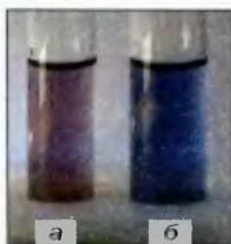
К важнейшим индикаторам относятся *лакмус*, *фенолфталеин*, *метилоранж* (сокращенное название — *метилоранж*), а также *универсальный индикатор*. Последний является смесью нескольких веществ. Эта смесь, в отличие от отдельных веществ-индикаторов, изменяет цвет не только в присутствии щелочи, но и в зависимости от ее количества в растворе.

В химических лабораториях применяют водные растворы метилоранжа и лакмуса, водно-спиртовой раствор фенолфталеина. Очень удобна в использовании так называемая индикаторная бумага. Это — специальная бумага, пропитанная раствором индикатора, а затем высушенная и нарезанная маленькими полосками (рис. 22). Существует также индикаторная бумага, пропитанная раствором лакмуса или фенолфталеина.

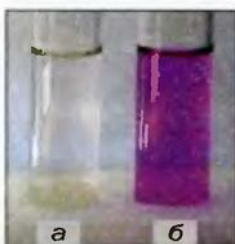
Изменение окраски индикатора (рис. 23) является следствием его реакции со щелочью.



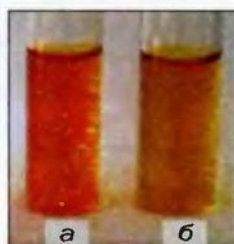
**Рис. 22.**  
Полоски универсальной индикаторной бумаги



Лакмус



Фенолфталеин



Метилоранж



Универсальный индикатор

**Рис. 23.**  
Окраска индикаторов: а — в воде; б — в растворе щелочи

<sup>1</sup> Термин происходит от латинского слова *indico* — указываю, определяю.



Уравнения таких реакций не приводим, поскольку формулы индикаторов и продуктов их химических превращений довольно сложные.

Нерастворимые основания на индикаторы не действуют.

## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

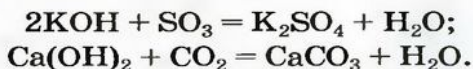
### Действие раствора щелочи на индикаторы

В пробирку с гранулой натрия гидроксида налейте воды (до половины объема пробирки) и, перемешивая стеклянной палочкой, растворите вещество. Прикоснитесь палочкой, смоченной приготовленным раствором, к полоске универсальной индикаторной бумаги. Что наблюдаете?

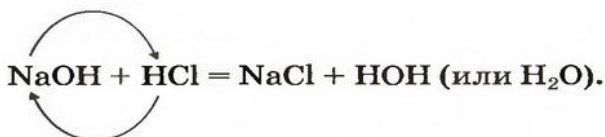
Распределите раствор щелочи по трем пробиркам. В одну пробирку добавьте 1—2 капли раствора лакмуса, в другую — столько же раствора фенолфталеина, а в третью — раствора метилоранжа. Как изменяется окраска каждого индикатора?

Пробирку с раствором щелочи и фенолфталеином сохраните для следующего опыта.

*Реакции с кислотными оксидами.* Растворимые и нерастворимые основания взаимодействуют с соединениями противоположного характера, т. е. имеющими кислотные свойства. Среди этих соединений — кислотные оксиды. Соответствующие реакции были рассмотрены в предыдущем параграфе. Приводим дополнительные примеры:



*Реакции с кислотами.* При взаимодействии основания с кислотой вещества обмениваются своими составными частями:

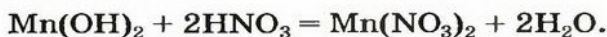


Это — реакция обмена.



Выяснить, осталась ли щелочь после добавления определенной порции кислоты, можно, добавив к жидкости 1—2 капли раствора фенолфталеина. Если малиновый цвет не появился, то щелочь полностью прореагировала с кислотой.

Пример реакции нерастворимого основания с кислотой:



**Реакцию между основанием и кислотой называют реакцией нейтрализации.**

### ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

#### Взаимодействие щелочи с кислотой в растворе

В пробирку с раствором натрия гидроксида и фенолфталеином из опыта 2 добавляйте по каплям с помощью пипетки раствор сульфатной кислоты до тех пор, пока не исчезнет окраска индикатора. Содержимое пробирки периодически перемешивайте стеклянной палочкой или стряхиванием.

Почему раствор обесцветился?

Напишите соответствующее химическое уравнение.

### ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

#### Взаимодействие нерастворимого основания с раствором кислоты

В пробирку с осадком купрум(II) гидроксида<sup>1</sup> медленно добавляйте раствор сульфатной кислоты до полного растворения соединения. Как окрашивается жидкость?

Составьте соответствующее химическое уравнение.

*Реакции нейтрализации часто используют для очистки сточных вод промышленных предприятий от щелочей или кислот. Продукты таких реакций — соли — более безопасны для окружающей среды.*

<sup>1</sup> Пробирку с этим веществом вы получите от учителя.

щей среды. Эффективной и экономически выгодной является взаимная нейтрализация щелочных и кислотных стоков различных производств.

**Реакции щелочей с солями.** Это — реакции обмена. Они происходят в растворе, причем исходная соль должна быть растворимой, а новое основание или новая соль — нерастворимыми.

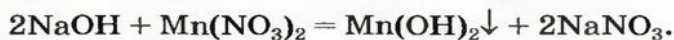
Выясним возможность реакции между натрий гидроксидом и манган(II) нитратом:



Воспользуемся таблицей растворимости (приводим ее фрагмент):

Анионы	Катионы							
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	...	Zn <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	...
OH <sup>-</sup>	р	р	р		н	н	н	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р		р	р	р	

Как видим, соль  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  растворяется в воде. Чтобы реакция произошла, исходные вещества — щелочь  $\text{NaOH}$  и соль  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  — должны обменяться своими ионами с образованием нерастворимого соединения. По таблице определяем, что этим соединением является новое основание  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ , а новая соль  $\text{NaNO}_3$  растворяется в воде. Значит, реакция между натрий гидроксидом и манган(II) нитратом возможна:



► Могут ли взаимодействовать барий гидроксид и калий карбонат в растворе? В случае положительного ответа напишите соответствующее химическое уравнение.

**Термическое разложение.** Почти все основания (кроме гидроксидов Натрия и Калия) при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду (водяной пар):



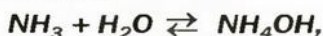
## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

### Разложение нерастворимого основания при нагревании

Пробирку с осадком купрум(II) гидроксида<sup>1</sup> закрепите в пробиркодержателе. Содержимое пробирки осторожно нагрейте в пламени спиртовки, но не до кипения. Как изменяется цвет твердого вещества? Дайте необходимое объяснение.

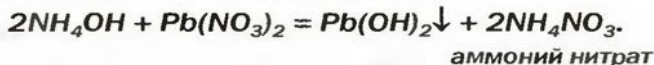
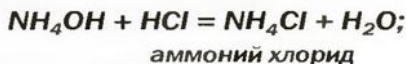
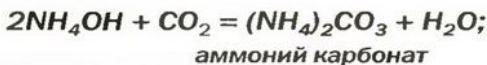
Напишите уравнение реакции термического разложения купрум(II) гидроксида.

*Взрослым известна жидкость под названием «нашатырный спирт». Это — водный раствор газа аммиака  $\text{NH}_3$ ; его используют как лечебное средство. В нашатырном спирте содержится необычное по своему составу основание. Его формула —  $\text{NH}_4\text{OH}$ , а химическое название — аммоний гидроксид. Соединение образуется в результате реакции*



*в которую вступает небольшая часть растворенного аммиака, и одновременно разлагается на исходные вещества. На это указывает знак  $\rightleftharpoons$  в химическом уравнении.*

*Аммоний гидроксид подобно щелочам ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  и др.) изменяет окраску индикаторов, взаимодействует с кислотными оксидами, кислотами, солями:*



Изложенный материал обобщен в схеме 2.

<sup>1</sup> Пробирку с этим веществом вы получите от учителя.





**Схема 2.**  
Химические свойства оснований

**Применение оснований.** Широкое применение среди оснований получили щелочи, прежде всего гидроксиды Кальция и Натрия.

Вам известно, что вещество, называемое гашеной известью, является кальций гидроксидом  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Гашеную известь используют как связующий материал в строительстве. Ее смешивают с песком и водой. Полученную смесь наносят на кирпич, штукатурят ею стены. В результате реакций основания с углекислым газом и силиций(IV) оксидом смесь затвердевает. Кальций гидроксид также применяют в сахарной промышленности, сельском хозяйстве, при изготовлении зубных паст, получении многих важных веществ.

Натрий гидроксид используют при производстве мыла (осуществляют реакции щелочи с жирами), лекарств, в кожевенной промышленности, для очистки нефти и т. д.

## Выводы

Основания — твердые вещества ионного строения. Большинство оснований не растворяется в воде. Водорастворимые основания называют щелочами. Щелочи изменяют окраску особых веществ — индикаторов.

Основания взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей и

воды. Щелочи реагируют и с солями; продукты каждой реакции — другое основание и соль. Нерастворимые основания разлагаются при нагревании на соответствующие оксиды и воду.

Реакцию между основанием и кислотой называют реакцией нейтрализации.

На практике используют преимущественно гидроксиды Кальция и Натрия.



99. Охарактеризуйте физические свойства оснований. Что такое щелочь?
100. Какие вещества называют индикаторами? Как изменяется их окраска в присутствии щелочи?
101. Приведите примеры реакций обмена, разложения, нейтрализации с участием оснований.
102. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:
- |  |  |
|--|--|
| а) $\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$           | б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$        |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$               | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$          |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$                    | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$                     |
103. Напишите уравнения реакций (если они возможны) между основаниями (в левом столбике) и солями (в правом столбике):
- |                      |                   |
|----------------------|-------------------|
| калий гидроксид      | кальций карбонат  |
| манган(II) гидроксид | феррум(II) нитрат |
| барий гидроксид      | натрий сульфат    |
104. С помощью каких реакций можно осуществить превращения, обозначенные стрелками:
- а)  $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4$ ;
- б)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2$ ?
- Напишите соответствующие химические уравнения.
105. Какое количество вещества магний гидроксида вступает в реакцию с 12,6 г нитратной кислоты?
106. Вычислите массу феррум(II) гидроксида, который образуется при взаимодействии 0,05 моль натрий гидроксида с достаточным количеством феррум(II) сульфата.
107. Какой объем сернистого газа (н. у.) необходим для полного осаждения ионов Бария (в составе нерастворимой соли) из раствора, содержащего 34,2 г барий гидроксида?

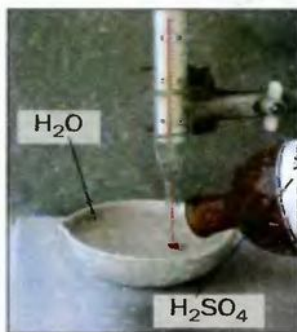
108. Какая масса осадка образуется в результате взаимодействия 22,4 г калий гидроксида с достаточным количеством манган(II) хлорида?
109. На нейтрализацию 25,1 г смеси гидроксидов Натрия и Бария израсходовано 25,2 г нитратной кислоты. Определите массовую долю натрий гидроксида в исходной смеси.

# 12

## Свойства и применение кислот

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить физические свойства кислот;
- усвоить химические свойства кислот;
- прогнозировать возможность реакции кислоты с металлом;
- выяснить сферы применения кислот.



**Рис. 24.**  
Растворение  
сульфатной  
кислоты в воде

**Физические свойства кислот.** Молекулярное строение кислот обуславливает их физические свойства. Молекулы в кислоте притягиваются друг к другу слабо (в отличие от противоположно заряженных ионов в основном оксиде или основании). Поэтому кислоты имеют низкие температуры плавления, почти все в обычных условиях являются жидкостями. Они растворяются в воде (кроме кислоты  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ), во многих случаях — неограниченно, т. е. смешиваются с водой в любых соотношениях с образованием растворов. При растворении некоторых кислот выделяется значительное количество теплоты (рис. 24).

Вам известно, что безоксигеновые кислоты представляют собой водные растворы газов — соединений некоторых неметаллических элементов с водородом (например,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ). Эти газы выделяются из своих растворов даже в обычных условиях.



Летучей кислотой, т. е. такой, которая переходит в газообразное состояние при умеренном нагревании, является нитратная кислота  $\text{HNO}_3$ , а также несколько других. Летучие кислоты имеют запах.

Ортофосфатная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ортоборатная (борная)  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , метасиликатная  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — твердые вещества. Они, а также сульфатная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , нелетучи.

*Карбонатная и сульфитная кислоты существуют лишь в водном растворе. Соответствующие им оксиды взаимодействуют с водой не полностью, а кислоты, которые образуются, частично разлагаются на оксиды и воду:*



Большинство кислот токсичны. Они вызывают серьезные отравления, ожоги кожи. Поэтому работать с кислотами надо очень осторожно, соблюдая правила техники безопасности. При попадании раствора кислоты на руку следует сначала смыть его проточной водой, затем обработать кожу разбавленным раствором соды (для удаления остатков кислоты) и хорошо промыть руку водой.

**Химические свойства кислот.** Способность кислот реагировать с другими веществами в значительной мере зависит от их устойчивости, летучести, растворимости в воде. Это необходимо учитывать, рассматривая химические свойства кислот.

**Действие на индикаторы.** Кислоты в водных растворах изменяют окраску индикаторов (рис. 25), но не всех и не так, как щелочи.

## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

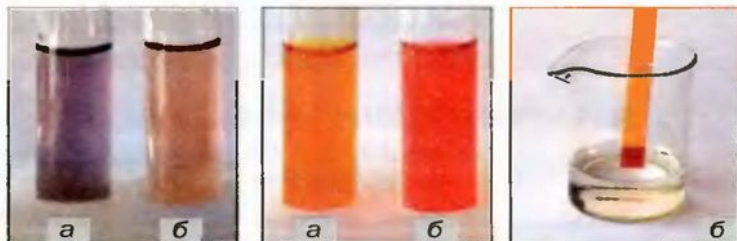
### Действие раствора кислоты на индикаторы

В три пробирки налейте по 1—2 мл раствора сульфатной кислоты. В любой из пробирок смочите стеклянную палочку

раствором кислоты и прикоснитесь ею к полоске универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется цвет индикатора?

В одну пробирку добавьте 1—2 капли раствора лакмуса, в другую — столько же раствора фенолфталеина, а в третью — метилоранжа. Что наблюдаете? Каким индикатором нельзя обнаружить кислоту?

**Рис. 25.**  
Окраска индикаторов:  
а — в воде;  
б — в растворе кислоты



Лакмус

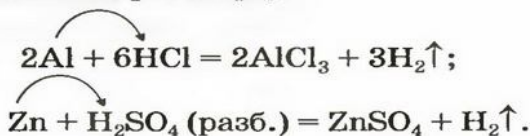
Метилоранж

Универсальный индикатор



**Рис. 26.**  
Реакция алюминиевой монеты (2 коп. выпуска 1992 г.) с хлоридной кислотой

**Реакции с металлами.** Большинство известных вам кислот реагируют с металлами с выделением водорода и образованием солей (рис. 26). Среди них — все безоксигеновые кислоты, сульфатная (в разбавленном растворе):



В этих реакциях атомы металлического элемента, которые содержатся в простом веществе, замещают атомы другого элемента (Гидрогена) в сложном веществе.

**Реакцию между простым и сложным веществами, в результате которой образуются новые простое и сложное вещества, называют реакцией замещения.**

С названными кислотами взаимодействуют не все металлы. Возможность осуществления реакции между металлом и кислотой можно определить, используя *ряд активности металлов*. Его составил отечественный химик Н. Н. Бекетов на основании результа-

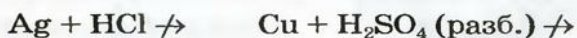


тов изучения многих реакций металлов с кислотами и солями. Приводим большую часть этого ряда в современном виде (см. также форзац 2):

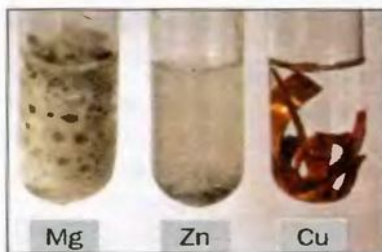
**Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H<sub>2</sub>) Cu Ag Pt Au**

← химическая активность металлов возрастает

Формула неметалла водорода делит ряд на две части. Металлы, размещенные в левой части ряда, взаимодействуют с названными выше кислотами (при этом выделяется водород), а размещенные справа — не реагируют с ними (рис. 27):



**Рис. 27.**  
Отношение металлов к разбавленному раствору сульфатной кислоты



## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

### Отношение меди, железа и магния к хлоридной кислоте

Возьмите три пробирки. В первую пробирку поместите 2—3 кусочка медной проволоки, во вторую — чистый железный гвоздь, а в третью — немного порошка или стружки магния. Изучите отношение каждого металла к разбавленной хлоридной кислоте. В случае отсутствия взаимодействия (выделения газа) реакционную смесь нагрейте, но не до кипения.

Какой металл реагирует с кислотой более активно? В какой пробирке реакция не происходит даже при нагревании? Сопоставьте ли результаты опыта с размещением меди, железа и магния в ряду активности металлов?

Составьте уравнения реакций. Примите к сведению, что Феррум в образующемся соединении двухвалентен.

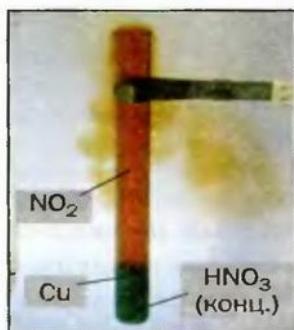


**Николай Николаевич Бекетов**  
(1827—1911)



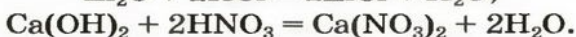
Выдающийся русский и украинский химик, академик Петербургской академии наук. Исследовал реакции солей с металлами и водородом в водных растворах. Предложил вытеснительный ряд, или ряд активности металлов (1865). Дал формулировку закона действующих масс, сходную с современной. Открыл и описал металлотермию — один из методов получения металлов. Проводил термохимические исследования. Содействовал становлению физической химии — одной из важнейших химических наук. Работал профессором в Харьковском университете (1855—1887), впервые читал курс лекций по физической химии как самостоятельной научной дисциплине. Был президентом Русского физико-химического общества.

Во время реакций нитратной, а также концентрированного раствора сульфатной кислоты<sup>1</sup> с металлами вместо водорода образуются другие вещества (рис. 28). Такие реакции будем рассматривать в 9 классе.



**Рис. 28.**  
Реакция меди с нитратной кислотой

**Реакции с основными оксидами и основаниями.** Характерным свойством всех кислот является способность взаимодействовать с соединениями противоположного типа — основными оксидами и основаниями. Продуктами каждой реакции являются соль и вода. Эти химические превращения были рассмотрены в предыдущих параграфах. Примеры соответствующих химических уравнений:

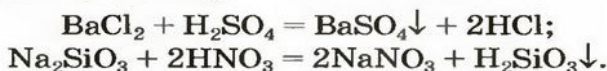


**Реакции с солями.** Реакции кислот с солями относят к реакциям обмена. Не

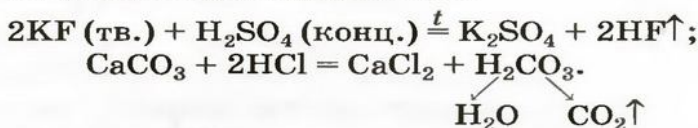
<sup>1</sup> Концентрированный раствор содержит значительно больше кислоты, чем воды.

все они возможны. Назовем случаи, когда эти реакции происходят (рис. 29).

- Продукт реакции — соль или кислота — выпадает в осадок (это выясняем по таблице растворимости):

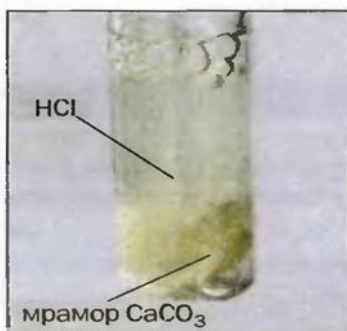
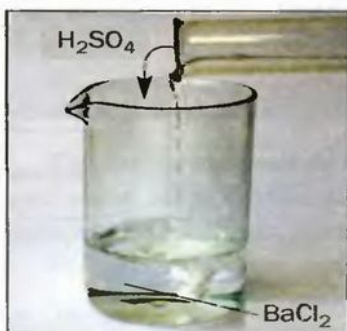


- Кислота-продукт является летучей, происходит от газообразного соединения или разлагается с образованием газа:



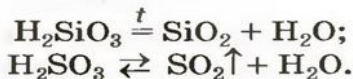
(Сокращение «тв.» означает «твердое вещество», а «конц.» — «концентрированный раствор».)

- Кислота, которая вступает в реакцию, является сильной, а кислота, которая образуется, — слабой. Примерами могут служить три последние реакции.

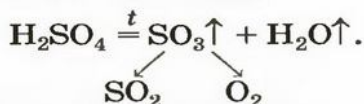


**Рис. 29.**  
Реакции  
кислот  
с солями

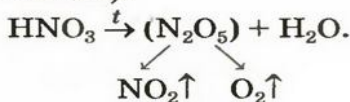
**Термическое разложение кислородсодержащих кислот.** Кислоты, содержащие кислород, при нагревании, а карбонатная и сульфитная — в обычных условиях, разлагаются с образованием соответствующих кислотных оксидов и воды:



Одним из продуктов разложения сульфатной кислоты при умеренном нагревании является сульфур(VI) оксид, а при сильном нагревании этот оксид сам начинает разлагаться:



Реакция термического разложения нитратной кислоты имеет свою особенность. Это соединение разлагается на три вещества — азот(IV) оксид, кислород и воду (оксид  $\text{N}_2\text{O}_5$ , соответствующий нитратной кислоте, весьма неустойчив):



**Схема 3.**  
Химические свойства кислот

► Составьте схему последней реакции, записав в ней конечные продукты, и превратите ее в химическое уравнение.

Изложенный материал обобщен в схеме 3.



**Применение кислот.** Наибольшее применение получили сульфатная, хлоридная, нитратная и ортофосфатная кислоты (табл. 4). Их получают на химических заводах в большом количестве.

Наверное, в каждой семье в домашнем хозяйстве есть уксус. Это — разбавленный водный раствор уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .



## Применение кислот

Кислота	Область применения
$H_2SO_4$	Производство других кислот, солей, удобрений, красителей, лекарств, очистка нефтепродуктов
$HCl$	Производство солей, красок, лекарств
$HNO_3$	Производство удобрений, взрывчатых веществ, красителей
$H_3PO_4$	Производство удобрений, моющих средств

(Подготовьте рассказ о том, для чего используют уксус.) В быту, повседневной жизни применяются и другие кислоты. Лимонная кислота является пищевым продуктом и консервантом, аскорбиновая — витамином С. (Уксусная, лимонная и аскорбиновая кислоты — органические соединения.) Раствор борной кислоты применяют как дезинфицирующее средство, а раствор сульфатной кислоты заливают в аккумуляторы автомобилей.

### ВЫВОДЫ

**Кислоты** — молекулярные вещества, растворимые в воде. Они изменяют окраску индикаторов, но не так, как щелочи.

Кислоты взаимодействуют с большинством металлов с выделением водорода и образованием солей. Такие реакции называют реакциями замещения. Возможность их осуществления определяют с помощью ряда активности металлов.

Кислоты реагируют с основными оксидами и основаниями с образованием солей и воды, а также с солями (продукты реакции — другие кислота и соль). Оксигенсодержащие кислоты разлагаются при нагревании.

Кислоты находят широкое применение в различных сферах.



110. Назовите характерные физические свойства кислот. Чем они обусловлены?
111. Можно ли различить растворы кислоты и щелочи с помощью:  
а) лакмуса;  
б) фенолфталеина;  
в) универсального индикатора?  
Если да, то как именно?
112. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:  
а)  $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$   
 $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$   
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$   
б)  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$   
 $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
113. Вместо точек напишите формулы кислот-реагентов, продуктов реакций и превратите схемы в химические уравнения:  
а)  $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots$  ;  
 $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots$  ;  
 $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$  ;  
б)  $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$  ;  
 $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots$  ;  
 $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{AgI} + \dots$  .
114. Напишите уравнения реакций (если они возможны) между разбавленной сульфатной кислотой и такими веществами:  
а) цинк;  
б) серебро;  
в) карбон(IV) оксид;  
г) барий гидроксид;  
д) фторидная кислота;  
е) плюмбум(II) нитрат.
115. Для каждого превращения напишите по два химических уравнения:  
а)  $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2$ ;  
б)  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$ ;  
в)  $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ .
116. Чтобы осуществить реакцию между натрий хлоридом и сульфатной кислотой, к твердой соли добавляют чистую кислоту и смесь нагревают. Объясните, почему не используют растворы этих соединений и для чего необходимо нагревание.
117. Какую массу сульфатной кислоты следует взять для нейтрализации 8 г натрий гидроксида?
118. В результате реакции достаточного количества хлоридной кислоты с 10 г смеси порошков серебра и цинка выделилось 0,7 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю серебра в смеси.
119. Во время разложения нитратной кислоты выделилось 11,2 л смеси газов (н. у.). Определите массу кислоты, которая разложилась.

## Природные индикаторы

*Приготовление растворов окрашенных веществ, которые содержатся в растениях*

Надеемся, что вы внимательно прочитали первые страницы учебника и в начале сентября засушили немного окрашенных лепестков цветов и по несколько различных ягод.

Приготовьте отвары каждого растения. Для этого возьмите термостойкую стеклянную или эмалированную посуду, поместите в нее высушенные лепестки цветов или ягоды, добавьте небольшое количество воды и прокипятите смесь в течение нескольких минут. После охлаждения каждую жидкость отфильтруйте.

Приготовьте также небольшие порции соков свеклы, темного винограда, краснокочанной капусты.

В чашку засыпьте 1/3 чайной ложки черного или зеленого чая и залейте кипятком. После охлаждения раствор отфильтруйте или слейте с чайного листа.

*Изучение действия различных веществ на приготовленные растворы*

В три стакана налейте по небольшой порции приготовленного отвара или сока растения. В один стакан добавьте немного раствора кальцинированной (или пищевой) соды<sup>1</sup>, в другой — раствора уксусной кислоты (столового уксуса), а третий оставьте для сравнения. Вместо соды можно взять нашатырный спирт, а вместо уксуса — раствор лимонной кислоты или сок лимона.

Запишите в таблицу цвет растительных растворов в каждом стакане и выводы о том, какие из них являются природными индикаторами.

Название приготовленного раствора	Окраска приготовленного раствора			Вывод
	без постороннего вещества	в присутствии соды (нашатырного спирта)	в присутствии уксусной (лимонной) кислоты	
Отвар ...				
Сок ...				
Чай ...				

<sup>1</sup> В растворе соды образуется небольшое количество щелочи.



### Обнаружение щелочей и кислот в некоторых жидкостях

Используя природные индикаторы, исследуйте растворы сахара, соли, хозяйственного мыла, стирального порошка, а также сыворожку, слабо окрашенные фруктовые соки на наличие в них щелочей или кислот. Результаты эксперимента занесите в таблицу.

Исследуемая жидкость	Окраска природного индикатора в жидкости	Вывод о наличии щелочи или кислоты в жидкости

## 13 Амфотерные оксиды и гидроксиды

Материал параграфа поможет вам:

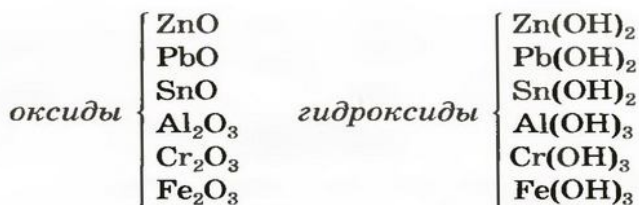
- выяснить химический характер амфотерных оксидов и гидроксидов;
- составлять формулы продуктов реакций амфотерных соединений с кислотами, основаниями, оксидами.

Некоторые оксиды и гидроксиды металлических элементов в зависимости от того, с какими веществами они реагируют, проявляют основные или кислотные свойства.

**Способность соединения проявлять основные и кислотные свойства называют *амфотерностью*<sup>1</sup>, а само соединение — *амфотерным*.**

Приводим формулы важнейших амфотерных соединений:

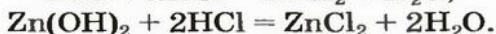
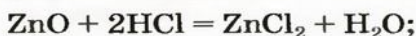
<sup>1</sup> Термин происходит от греческого слова *amphoteros* — и тот, и другой.



По физическим свойствам амфотерные оксиды похожи на основные оксиды, а амфотерные гидроксиды — на нерастворимые основания.

Амфотерные соединения взаимодействуют с кислотами и щелочами, с кислотными и основными оксидами. Рассмотрим эти химические превращения подробнее.

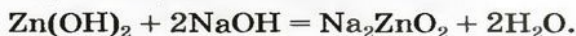
Цинк оксид реагирует с кислотой как основной оксид, а цинк гидроксид — как основание:



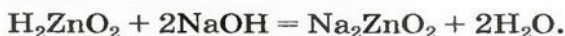
Продукт реакции ( $\text{ZnCl}_2$ ), в которой амфотерное соединение проявило основные свойства, содержит катионы металлического элемента ( $\text{Zn}^{2+}$ ).

Если вместо кислоты взять щелочь, то цинк оксид будет вести себя как кислотный оксид, а цинк гидроксид — как кислота.

Уравнение реакции цинк гидроксида с натрий гидроксидом:

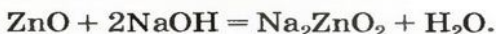


Для того чтобы формула образующейся соли была вам понятной, изменим порядок записи элементов в формуле цинк гидроксида на общепринятый для кислот:



натрий цинкат

Эта соль является продуктом аналогичной реакции с участием цинк оксида:



В последних реакциях амфотерные соединения проявляют кислотные свойства, поэтому продукт каждой реакции (натрий цинкат  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$ ) содержит металлический элемент в составе аниона ( $\text{ZnO}_2^{2-}$ ).

### Это интересно

Амфотерные гидроксиды проявляют большую химическую активность, чем амфотерные оксиды.

## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

### Реакции цинк гидроксида с сульфатной кислотой и натрий гидроксидом

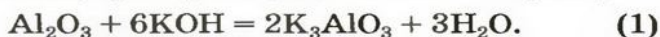
Предварительно получите небольшое количество цинк гидроксида. Для этого налейте в пробирку немного раствора цинк сульфата (или цинк хлорида) и добавьте несколько капель раствора натрий гидроксида. Что происходит? Какое вещество выпало в осадок? Напишите уравнение реакции.

Тщательно перемешайте содержимое пробирки и вылейте приблизительно половину раствора с осадком в другую пробирку. Добавьте к одной порции смеси, которая содержит цинк гидроксид, немного раствора сульфатной кислоты, а к другой — раствора натрий гидроксида. Что наблюдаете?

Какие свойства проявил цинк гидроксид, прореагировав с кислотой, со щелочью?

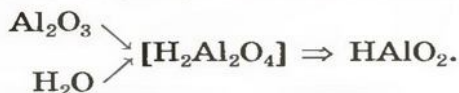
Если в реакции со щелочью принимает участие амфотерный оксид или гидроксид трехвалентного элемента, то возможны два варианта их взаимодействия.

Рассмотрим реакции между алюминий оксидом и калий гидроксидом. Продуктом одной из реакций является соль, которая происходит от алюминий гидроксида  $\text{Al}(\text{OH})_3$  как кислоты ( $\text{H}_3\text{AlO}_3$ ). Формула соли —  $\text{K}_3\text{AlO}_3$ :



калий ортоалюминат

Продукт другой реакции — соль более простого состава. Выведем ее формулу, сначала выяснив формулу соответствующей «кислоты» (на самом деле — амфотерного соединения). Для этого сложим вместе все атомы в формулах алюминий оксида и воды и в полученной формуле уменьшим индексы вдвое:



Теперь заменим в формуле кислоты символ Гидрогена на символ Калия:





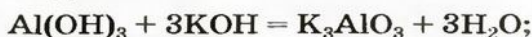
Соответствующее химическое уравнение:



калий метаалюминат

Сопоставив коэффициенты перед формулами реагентов в уравнениях (1) и (2), увидим, что ортоалюминат образуется при добавлении к алюминий оксиду втрое большего количества щелочи.

Такие же соли получаются в результате аналогичных реакций с участием алюминий гидроксида:

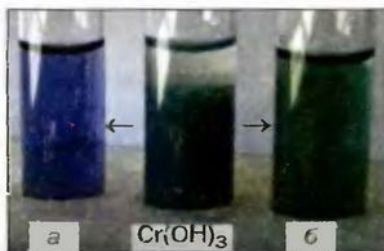


На рисунке 30 показан результат опыта, который подтверждает амфотерность хром(III) гидроксида  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

### Это интересно

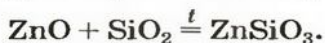
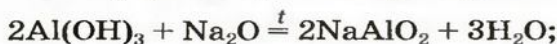
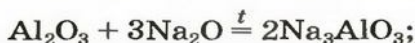
Алюминаты Кальция являются составными частями цемента.

**Рис. 30.**  
Результат взаимодействия хром(III) гидроксида: а — с хлоридной кислотой; б — с раствором натрий гидроксида



- Составьте уравнение реакций хром(III) гидроксида с хлоридной кислотой и натрий гидроксидом.

Амфотерные соединения взаимодействуют (большей частью, при нагревании) с основными и кислотными оксидами с образованием солей:



При нагревании амфотерные гидроксиды, как и нерастворимые основания, разлагаются на соответствующие оксиды и воду:



**Схема 4.**  
Химические свойства амфотерных соединений

► Напишите уравнение реакции термического разложения алюминий гидроксида.

Изложенный материал обобщен в схеме 4.



### ВЫВОДЫ

Некоторые оксиды и гидроксиды металлических элементов проявляют как основные, так и кислотные свойства. Их называют амфотерными соединениями.

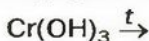
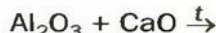
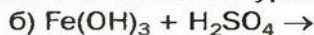
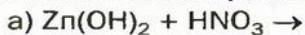
По физическим свойствам амфотерные оксиды похожи на основные оксиды, а амфотерные гидроксиды — на нерастворимые основания.

Амфотерные соединения взаимодействуют с кислотами и щелочами, с кислотными и основными оксидами с образованием солей. Амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании.



120. Какие соединения называют амфотерными? Назовите несколько амфотерных оксидов и гидроксидов.

121. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:



122. Как можно распознать белые порошки гидроксидов Магния и Цинка, используя различия в их химических свойствах?
123. Амфотерный гидроксид имеет относительную формульную массу 103. Что это за соединение?
124. Какая масса феррум(III) оксида содержит столько ионов, сколько молекул содержится в 11 г карбон(IV) оксида?
125. Во время разложения 39 г алюминий гидроксида образовалось 20 г алюминий оксида. Полностью ли разложилось соединение?

# 14

## Свойства и применение солей

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить физические свойства солей;
- усвоить химические свойства солей;
- прогнозировать возможность реакции соли с металлом;
- выяснить сферы применения солей.

**Физические свойства солей.** Соли, как и другие ионные соединения, при обычных условиях являются кристаллическими веществами. Они обычно имеют высокие температуры плавления:

$\text{NaCl}$  801 °С;

$\text{K}_2\text{SO}_4$  1069 °С;

$\text{CaSiO}_3$  1544 °С.

Часть солей растворяется в воде, некоторые являются малорастворимыми (рис. 31), а остальные — нерастворимые. Соответствующая информация помещена в таблице растворимости (форзац 2).



**Рис. 31.**  
Осадок  
плюмбум(II)  
иодида в  
охлажденном  
растворе

*Образование растворов солей часто сопровождается тепловыми эффектами. Например, при растворении натрий карбоната выделяется небольшое количество теплоты и раствор не-*



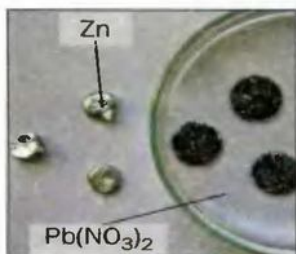
много нагревается. А во время приготовления раствора натрия нитрата можно зафиксировать незначительное понижение температуры.

Лишь одна соль — натрий хлорид — имеет соленый вкус. Многие другие растворимые соли горькие, а соли Плюмбума и Бериллия сладкие, но чрезвычайно ядовитые. Определяя вкус различных солей, некоторые алхимики, вероятно, поплатились за это жизнью.

Соли по-разному влияют на растения, животных, человека. Среди них есть соединения, которые содержат необходимые для растений элементы; их применяют в качестве удобрений. А поваренную соль мы ежедневно употребляем вместе с пищей, чтобы пополнить ее запасы в организме (это соединение постоянно выводится из организма вместе с потом и мочой).

**Химические свойства солей.** Соли вступают в разнообразные реакции с простыми и сложными веществами.

**Реакции с металлами.** Соль в водном растворе может реагировать с металлом с образованием новой соли и другого металла (рис. 32). Часто говорят, что один металл «вытесняет» другой из раствора соли. Реакция происходит, если металл-реагент активнее, чем металл-продукт, т. е. находится в ряду активности слева от него (форзац 2):



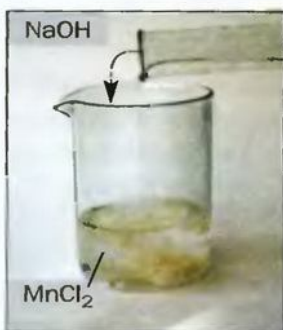
**Рис. 32.**  
Реакция между раствором плюмбум(II) нитрата и цинком

## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

### Реакция между раствором купрум(II) сульфата и железом

В пробирку осторожно поместите чистый железный гвоздь и налейте немного раствора купрум(II) сульфата. Что происходит на поверхности металла? Изменяется ли со временем цвет раствора?

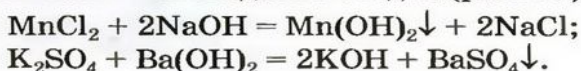
Составьте уравнение реакции. Примите во внимание, что одним из ее продуктов является соединение Феррума(II).



**Рис. 33.**  
Реакция между манган(II) хлоридом и натрий гидроксидом

Изучая основания и кислоты, вы узнали о реакциях этих соединений с солями. Кроме того, соли также могут взаимодействовать друг с другом. Все упомянутые реакции относят к реакциям обмена.

**Реакции со щелочами.** Реакция между солью и щелочью происходит лишь в растворе (нерастворимые соли со щелочами не взаимодействуют). Она возможна, если один из ее продуктов — основание или соль — выпадает в осадок (рис. 33):



Для прогнозирования возможности таких реакций используют таблицу растворимости (форзац 2).

## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 10

### Реакция между купрум(II) сульфатом и натрий гидроксидом в растворе

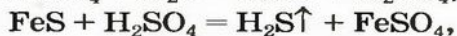
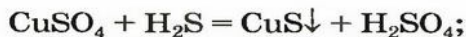
Налейте в пробирку немного раствора купрум(II) сульфата (какого он цвета?) и добавьте к нему при перемешивании несколько капель раствора натрий гидроксида. Что наблюдаете? Какое соединение осаждается?

Если к раствору купрум(II) сульфата добавить столько раствора щелочи, сколько необходимо для полного превращения соли в купрум(II) гидроксид, то после отстаивания над осадком увидим бесцветный раствор. Он будет содержать лишь натрий сульфат (ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

Составьте уравнение реакции.

**Реакции с кислотами.** Соль (как растворимая, так и нерастворимая) может взаимодействовать с кислотой с образованием новой соли и новой кислоты. Такие реакции часто сопровождаются выделением осадка (рис. 34) или газа





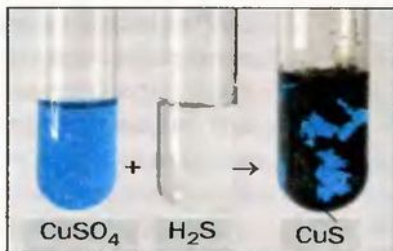
но иногда остаются незаметными:



Случаи, в которых реакция между солью и кислотой возможна, указаны в § 12 (с. 81).

**Рис. 34.**

Реакция между купрум(II) сульфатом и сульфидной кислотой



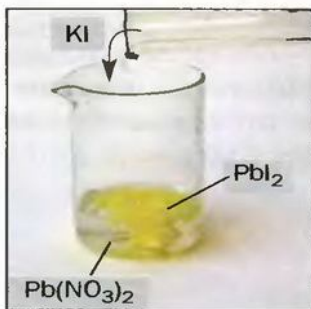
## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

### Реакция между раствором натрия карбоната и сульфатной кислотой

Налейте в пробирку немного раствора натрия карбоната и добавьте такой же объем разбавленного раствора сульфатной кислоты. Что наблюдаете?

Какой газ выделяется? Почему он образуется?

Составьте уравнение проведенной реакции обмена, указав в нем разложение одного из продуктов.

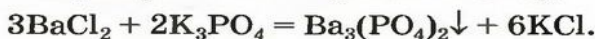


**Рис. 35.**

Реакция между плумбум(II) нитратом и калий иодидом

**Реакции с другими солями.** Взаимодействие между двумя солями происходит лишь в растворе (реагенты должны быть растворимыми в воде) с образованием двух новых солей. Реакция возможна, если один из ее продуктов выпадает в осадок (рис. 35), т. е. является нерастворимым или малорастворимым соединением.

Примеры реакций между двумя солями:





## ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 12

### Реакция между натрий карбонатом и кальций хлоридом в растворе

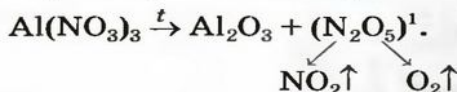
Налейте в пробирку немного раствора натрий карбоната и добавьте к нему несколько капель раствора кальций хлорида. Что наблюдаете?

Составьте уравнение реакции.

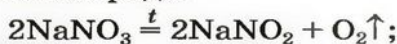
**Термическое разложение солей.** Оксиген-содержащие соли, образованные газообразными, летучими или неустойчивыми оксидами, при нагревании разлагаются. Продуктами этих реакций, как правило, являются два соответствующих оксида:



Нитраты, как и нитратная кислота, происходят от азот(V) оксида  $\text{N}_2\text{O}_5$ . Однако при нагревании нитратов этот оксид не образуется, поскольку он термически неустойчив:



Соли щелочных элементов либо не разлагаются (карбонаты, сульфаты), либо их разложение происходит своеобразно. Некоторые из таких реакций используют в лаборатории для получения кислорода:



Изложенный материал обобщен в схеме 5.

**Применение солей.** Многие соли применяются на практике. Натрий хлорид является сырьем для промышленного получения хлора,

<sup>1</sup> Так разлагаются нитраты металлических элементов от Магния до Купрума включительно (см. ряд активности металлов).



**Схема 5.**  
Химические свойства солей

**Рис. 36.**  
Продукция завода минеральных удобрений



хлоридной кислоты, натрий гидроксида, соды. Это соединение незаменимо для приготовления пищи, консервирования. Хлорид, сульфат, нитрат Калия, фосфаты Кальция, некоторые другие соли применяют в качестве минеральных удобрений (рис. 36). Кальций карбонат в виде камня известняка используют в строительстве, а на заводах из него производят известь. На основе искусственно полученной соли изготовляют зубную пасту. В школе пишут на доске мелом, а это — также кальций карбонат. Кальций сульфат (гипс) применяют в строительстве и медицине. Простым средством для мытья и чистки посуды, предметов домашнего обихода, смягчения воды перед стиркой является кальцинированная сода, или натрий карбонат. Кальцинированную соду вместе с мелом или известняком используют в производстве стекла.

## ВЫВОДЫ

Соли — ионные вещества. Они имеют высокие температуры плавления, различную растворимость в воде.

Соли взаимодействуют с металлами с образованием другой соли и другого металла. Такие реакции происходят, если металл-реагент более активный, чем металл-продукт (это определяют с помощью ряда активности металлов).

Соли вступают в реакции обмена со щелочами, кислотами, другими солями. Некоторые



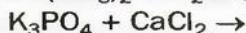
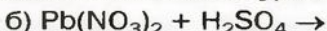
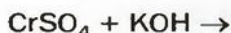
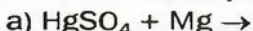
**оксигенсодержащие соли при нагревании разлагаются на соответствующие оксиды.**

**Многие соли используются на практике.**

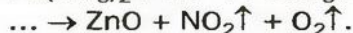
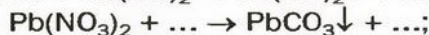
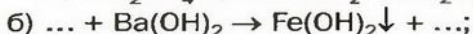
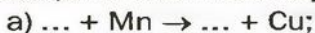
?

126. Охарактеризуйте физические свойства солей. Приведите примеры солей, растворимых, малорастворимых и нерастворимых в воде.

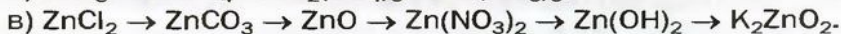
127. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:



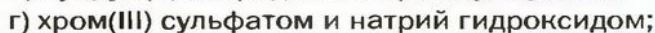
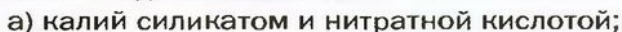
128. Вместо точек напишите формулы солей и превратите схемы реакций в химические уравнения:



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



130. Напишите уравнения реакций (если они происходят) между такими соединениями:



131. Какую максимальную массу феррум(III) фторида можно получить из 4,84 г феррум(III) нитрата? Как бы вы осуществили такой эксперимент?

132. Хватит ли 13 г цинкового порошка для полного превращения 33,1 г плюмбум(II) нитрата в свинец?

133. После погружения железной пластинки в раствор купрум(II) сульфата ее масса увеличилась на 0,8 г. Вычислите массу меди, кото-

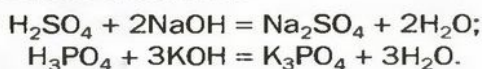


- рая выделилась на пластинке. Примите во внимание, что в результате реакции образуется растворимая соль — феррум(II) сульфат.
134. После нагревания 28,7 г смеси нитратов Натрия и Калия получили 3,36 л кислорода (н. у.). Какие массы солей содержала исходная смесь?

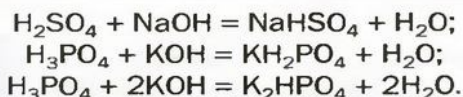
ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

### Кислые соли

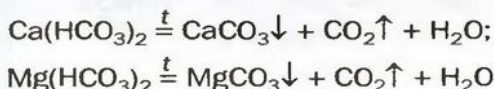
Вы знаете, что при реакции кислоты со щелочью атомы Гидрогена каждой молекулы кислоты «заменяются» атомами (точнее — ионами) металлического элемента:



А возможна ли замена только части атомов Гидрогена в молекуле многоосновной кислоты? Да. В результате соответствующих реакций образуются так называемые *кислые соли*:



Кислые соли  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  содержатся в растворенном состоянии в пресной воде. При ее кипячении эти соединения разлагаются



и на стенках сосуда образуется накипь — смесь карбонатов  $\text{CaCO}_3$  и  $\text{MgCO}_3$ .

Кислые соли Кальция и ортофосфатной кислоты  $\text{CaHPO}_4$  и  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  составляют основу фосфорных удобрений — преципитата и суперфосфата соответственно. Кислая соль Натрия и карбонатной кислоты  $\text{NaHCO}_3$  известна каждой домохозяйке, это — питьевая (пищевая) сода (рис. 37).



**Рис. 37.**

Две соды:

- а — кальцинированная ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ );
- б — питьевая, или пищевая ( $\text{NaHCO}_3$ )

## ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

### Изучение свойств важнейших классов неорганических соединений

#### ВАРИАНТ I

#### Изучение химических свойств хлоридной кислоты

##### ОПЫТ 1

##### Действие хлоридной кислоты на индикатор

С помощью пипетки или стеклянной палочки нанесите каплю разбавленной хлоридной кислоты на полоску универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется ее окраска?

##### ОПЫТ 2

##### Реакция хлоридной кислоты с металлом

В пробирку осторожно поместите гранулу цинка и долейте 1 мл разбавленной хлоридной кислоты. Содержимое пробирки можно немного подогреть. Что наблюдаете?

##### ОПЫТ 3

##### Реакция хлоридной кислоты с основным (амфотерным) оксидом

В пробирку насыпьте немного кальций оксида (феррум(III) оксида) и долейте 1 мл разбавленной хлоридной кислоты. (Для ускорения реакции пробирку с амфотерным оксидом и кислотой можно нагреть, но не до кипения раствора.) Какие изменения происходят с веществами?

##### ОПЫТ 4

##### Реакция хлоридной кислоты со щелочью<sup>1</sup>

Налейте в пробирку 1 мл разбавленной хлоридной кислоты и добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина. Добавляйте к кислоте по каплям при перемешивании раствор натрий гидроксид до появления малиновой окраски. На что она указывает?

<sup>1</sup> Для опыта вместо щелочи можно взять нерастворимое основание или амфотерный гидроксид (их необходимо получить, осуществив реакцию соответствующей соли со щелочью). В этом случае к гидроксиду добавляют кислоту, а индикатор не нужен.

## ОПЫТ 5

### Реакция хлоридной кислоты с солью

Налейте в пробирку 1 мл раствора натрий карбоната<sup>1</sup> и добавьте 1—2 мл разбавленной хлоридной кислоты. Что наблюдаете?

## ВАРИАНТ II

### Изучение свойств никель(II) сульфата

#### ОПЫТ 1

#### Изучение физических свойств никель(II) сульфата

Внимательно рассмотрите выданное вам твердое вещество и опишите его. Укажите характер частиц соединения (кристаллики, порошок, кусочки произвольной формы).

Выясните, растворяется ли никель(II) сульфат в воде. Для этого в небольшой стакан с водой насыпьте приблизительно 1/4 чайной ложки вещества и перемешайте смесь стеклянной палочкой. Каков результат опыта? Сопоставляется ли он с данными, приведенными в таблице растворимости?

Полученный раствор соли разлейте по четырем пробиркам.

#### ОПЫТ 2

#### Реакция никель(II) сульфата с металлом

В пробирку с раствором никель(II) сульфата поместите гранулу цинка. Нагревайте содержимое пробирки в течение 1—2 мин., но не до кипения. Изменяется ли поверхность металла, цвет раствора?

#### ОПЫТ 3

#### Реакция никель(II) сульфата со щелочью

В другую пробирку с раствором никель(II) сульфата добавьте такой же объем раствора щелочи. Какие изменения происходят?

#### ОПЫТ 4

#### Реакции никель(II) сульфата с другими солями

В одну из двух оставшихся пробирок с раствором никель(II) сульфата добавьте раствор натрий карбоната, а в другую — раствор барий хлорида. Что наблюдаете?

---

<sup>1</sup> Этот раствор можно заменить раствором натрий силиката.



Во время выполнения каждого опыта записывайте в приведенную ниже таблицу свои действия, наблюдения (фиксируйте образование раствора, осадка, выделение газа, наличие или отсутствие запаха, изменение или появление окраски и т. п.). После завершения опыта запишите в таблицу выводы и соответствующие химические уравнения.

Последовательность действий	Наблюдения	Вывод
<i>Опыт 1.</i> ... (название)		
...	...	...
Уравнение реакции:		



135. Произойдет ли реакция в опыте 2, если вместо цинка взять: а) магний; б) серебро? Ответы обоснуйте.
136. Произойдет ли реакция в опыте 5 (вариант I) или опыте 4 (вариант II), если натрий карбонат заменить: а) кальций карбонатом; б) натрий нитратом? Ответы обоснуйте.
137. Реакции каких типов вы осуществили, выполняя практическую работу?

# 15

## Способы получения оксидов

**Материал параграфа поможет вам:**

- выяснить возможности получения оксидов различными способами;
- понять требования, предъявляемые к промышленным методам получения веществ.

Известны несколько способов получения оксидов. Некоторые из них основаны на реак-

### Это интересно

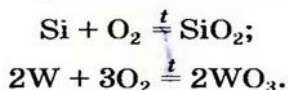
С кислородом не реагируют золото, платина, инертные газы и галогены.

циях простых или сложных веществ с кислородом, другие — на термическом разложении оксигенсодержащих соединений.

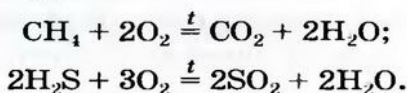
**Реакции простых веществ с кислородом.** В такую реакцию (как правило, при нагревании) вступают почти все металлы и неметаллы. В 7 классе вы наблюдали за тем, как горят на воздухе или в кислороде сера, углерод, магний, фосфор.

► Напишите уравнения реакций горения серы и магния.

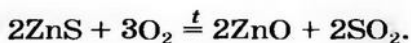
Другие примеры аналогичных реакций:



**Реакции сложных веществ с кислородом.** Большинство бинарных соединений элементов с водородом горят в кислороде или на воздухе. Продуктами этих реакций являются оксиды и вода:

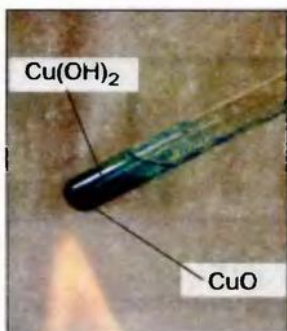


С кислородом взаимодействуют также сульфиды металлических элементов (они содержатся в полиметаллических рудах):

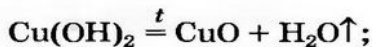


Такие реакции используют в цветной металлургии; из образующихся оксидов металлических элементов получают медь, цинк, кадмий и др.

**Термическое разложение гидроксидов.** Основания, оксигенсодержащие кислоты и амфотерные гидроксиды являются термически неустойчивыми соединениями (исключение составляют гидроксиды щелочных элементов). При нагревании они разлагаются на соответствующие оксиды (рис. 38):



**Рис. 38.** Термическое разложение купрум(II) гидроксида

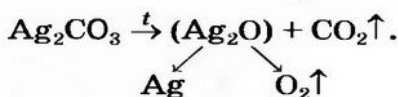
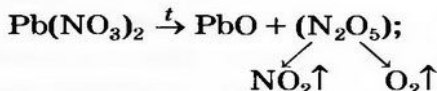


- Напишите уравнение реакции разложения феррум(III) гидроксида.

**Термическое разложение оксигенсодержащих солей.** Соли, образованные газообразными кислотными оксидами ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ), при нагревании разлагаются на оксиды:



Если оксид термически неустойчив, то вместо него образуются продукты его разложения (рис. 39):



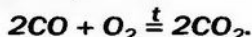
Оксигенсодержащие соли Натрия и Калия при нагревании либо не разлагаются, либо разлагаются, но не на оксиды (§ 14).

Соли, образованные нелетучими кислотными оксидами (например,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ) или амфотерными оксидами (как кислотными), устойчивы к нагреванию. Примеры таких солей:  $\text{CaSiO}_3$ ,  $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Mg(BO}_2)_2$ ,  $\text{Cu(AlO}_2)_2$ ,  $\text{BaZnO}_2$ .

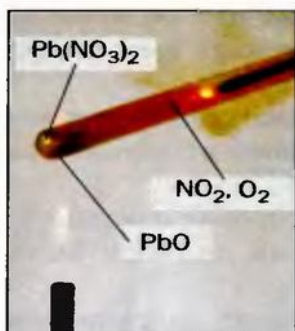
*Если элемент образует два или больше оксидов, то один оксид нередко удается превратить в другой с помощью нагревания*



*или осуществив его реакцию с кислородом*



Изложенный материал обобщает схема 6.



**Рис. 39.**  
Термическое разложение пловбум(II) нитрата





**Схема 6.**  
Получение оксидов

**Получение оксидов в промышленности.** Из материала § 9 вы узнали о применении некоторых оксидов. Их получают на химических заводах.

В отличие от лабораторных способов получения различных соединений промышленная технология предусматривает использование реагентов в больших количествах и предъявляет такие требования:

1. Исходные вещества должны быть доступными и дешевыми. Лучше всего использовать природное сырье.
2. Энергозатраты при подготовке и осуществлении химических реакций должны быть минимальными.

Рассмотрим, как получают негашеную известь, или кальций оксид. Суть единственного промышленного способа, который используют не одно столетие, заключается в разложении известняка  $\text{CaCO}_3$  при температуре  $900^\circ\text{C}$ . Природных залежей известняка очень много; это доступное и дешевое вещество. Температура, при которой разлагается известняк, не очень высока для промышленности (например, в металлургии создают температуру  $1500^\circ\text{C}$  и выше). При более слабом нагревании разложение известняка замедляется или прекращается.

Почему для производства кальций оксида не используют другие реакции? Например, взаимодействие кальция с кислородом:  $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ ? Потому что кальция нет в природе, а получать этот металл очень сложно. Известно, что кальций оксид образуется при

термическом разложении гипса<sup>1</sup>. Гипс, хоть и встречается в природе, дороже известняка, а температура его разложения намного выше 900 °С. Разлагать же кальций гидроксид (гашеную известь) с целью получения негашеной извести ( $\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ ) нецелесообразно, поскольку гашеную известь как раз производят из негашеной.

## ВЫВОДЫ

Оксиды получают с помощью реакций простых и некоторых сложных веществ с кислородом, а также термическим разложением гидроксидов и оксигенсодержащих солей.

Промышленные методы получения оксидов, как и других соединений, предусматривают использование доступных и дешевых веществ при минимально возможных энергозатратах.



138. Предложите как можно больше способов получения: а) силиций(IV) оксида; б) алюминий оксида. Напишите уравнения соответствующих реакций.
139. Укажите формулы соединений, которые разлагаются при нагревании:  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe(PO}_3)_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{Pb(OH)}_2$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Напишите соответствующие химические уравнения.
140. Допишите схемы реакций разложения и превратите их в химические уравнения:
- |   |  |
|---|--|
| а) ... $\rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ; | б) ... $\rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ; |
| ... $\rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$ ;               | ... $\rightarrow \text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .            |
141. На химических заводах сульфатную кислоту получают, осуществляя реакцию сульфур(IV) оксида с кислородом, в результате которой образуется сульфур(VI) оксид, а затем — реакцию этого оксида с водой. Какой из приведенных ниже методов получения сульфур(IV) оксида можно использовать в промышленности:

<sup>1</sup> Уравнение реакции:  $2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{t} 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$ .

- 1) термическое разложение сульфур(VI) оксида:  $2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ ;
- 2) сжигание серы:  $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2$ ;
- 3) термическое разложение соли Аргентаума:  
 $2\text{Ag}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow$ ;
- 4) обжиг на воздухе сульфидных минералов (полиметаллических руд):  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2\uparrow$ .

Выбор метода обоснуйте.

142. Вычислите объемы оксидов Карбона(IV) и Сульфура(IV) (в пересчете на нормальные условия), которые образуются при сгорании 19 г карбон(IV) сульфида в избытке кислорода.
143. После прокаливания 2,32 г магний гидроксида масса твердого остатка составила 1,60 г. Полностью ли разложилось соединение?
144. Определите относительную плотность по воздуху газовой смеси, которая образуется при нагревании цинк нитрата.
145. В результате сжигания 8 г смеси серы и углерода образовалось 26 г смеси сернистого и углекислого газов. Вычислите массовые доли простых веществ в смеси.

# 16

## Способы получения оснований и амфотерных гидроксидов

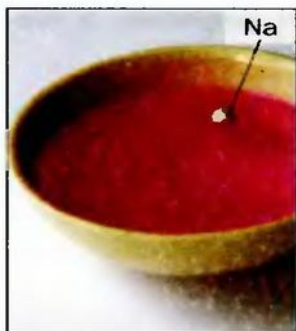
Материал параграфа поможет вам:

- выяснить возможности получения щелочей и нерастворимых оснований различными способами;
- выбирать реагенты для получения амфотерного гидроксида.

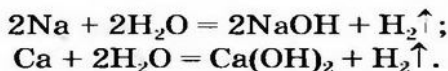
Щелочи можно получать тремя способами, а нерастворимые основания — только одним.

**Получение щелочей.** Один из способов получения щелочей основан на *реакции металла с водой* (рис. 40). Кроме щелочи, образуется водород:

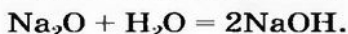




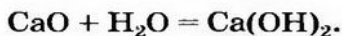
**Рис. 40.**  
Реакция натрия с водой (добавлен фенолфталеин)



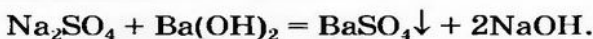
Второй способ получения щелочей — *взаимодействие основного оксида с водой*:



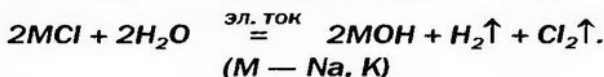
Таким способом получают гашеную известь на заводах и непосредственно перед использованием этого вещества для строительных работ, побелки стволов деревьев:



Щелочь можно получить и с помощью *реакции обмена между растворимой солью и другой щелочью* (в растворе). Исходные соединения подбирают так, чтобы образовалась нерастворимая соль:

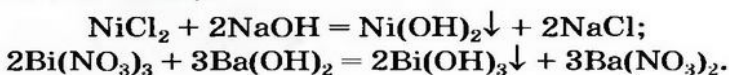


**Гидроксиды Натрия и Калия производят в промышленности действием постоянного электрического тока на водные растворы хлоридов:**



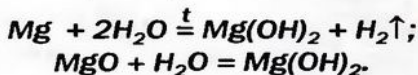
Этот процесс называют **электролизом**.

**Получение нерастворимых оснований.** Нерастворимое основание можно получить только с помощью *реакции обмена между солью и щелочью в растворе*. Поскольку основание будет выпадать в осадок, то образующаяся соль должна быть растворимой в воде (два нерастворимых соединения разделить невозможно):



**Малорастворимый магниевый гидроксид может быть не только продуктом реакции обмена. Это соединение, как и щелочи, образуется при взаимодействии металла или оксида с водой. Прав-**

да, эти реакции происходят медленно, а первая — только при нагревании:

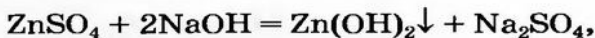


Изложенное обобщает схема 7.

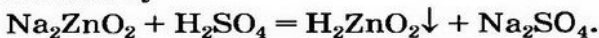


**Схема 7.**  
Получение оснований

**Получение амфотерных гидроксидов.** Ввиду того что амфотерный гидроксид проявляет свойства основания и кислоты, его можно получить с помощью реакций обмена и как основание

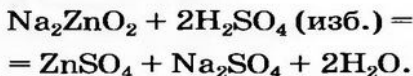


и как кислоту



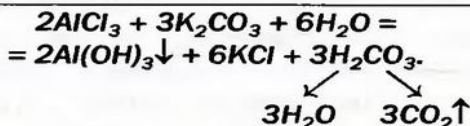
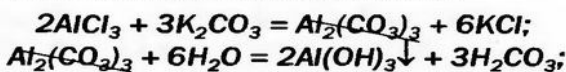
Эти превращения происходят потому, что все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде.

Щелочь или кислоту нельзя брать в избытке, поскольку амфотерный гидроксид реагирует с обоими соединениями. Например, при взаимодействии натрия цинката с избытком сульфатной кислоты вместо цинк гидроксида образуется цинк сульфат:



► Напишите уравнение реакции цинк сульфата с натрий гидроксидом, взятым в избытке.

Некоторые амфотерные гидроксиды можно получить реакцией обмена между двумя солями в растворе, если одна из солей — продуктов реакции — разлагается водой (такие сведения имеются в таблице растворимости):



## Выводы

Щелочи получают взаимодействием соответствующих металлов или оксидов с водой.

Общий метод получения растворимых и нерастворимых оснований, а также амфотерных гидроксидов основан на реакции обмена между щелочью и солью в растворе. Амфотерные гидроксиды, кроме того, получают взаимодействием соответствующих солей с кислотами.



146. Предложите как можно больше способов получения: а) барий гидроксида; б) марганец(II) гидроксида; в) хром(III) гидроксида. Напишите соответствующие химические уравнения.
147. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:
- а)  $\text{Li} + \dots \rightarrow \text{LiOH} + \dots$ ;  
 $\text{SrO} + \dots \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$ ;
- б)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$ ;  
 $\text{BaZnO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots$ .
148. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
- а)  $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH}$ ;  
б)  $\text{CdS} \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$ ;  
в)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ .
149. В химическом кабинете имеются гидроксиды Калия и Бария, а также соли Кальция — карбонат и хлорид. Какие соединения



можно использовать для получения кальций гидроксида? Как провести соответствующие эксперименты?

150. Вам поручено задание — получить станнум(II) гидроксид двумя способами, исходя из станнум(II) оксида. Какие реактивы необходимы для этого? Примите во внимание то, что соединения Станнума(II) по растворимости сходны с соединениями Цинка. Напишите уравнения соответствующих реакций.
151. Какая масса барий гидроксида образуется при взаимодействии 15,3 г барий оксида с водой?
152. Может ли образоваться 10 г натрий гидроксида, если для осуществления реакции взято 6,9 г натрия и 3,6 г воды? Ответ дайте на основании вычислений.

---

# 17 Способы получения кислот

---

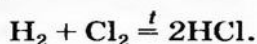
Материал параграфа поможет вам:

- выбирать способы получения кислоты в зависимости от ее состава и свойств;
- определять условия, при которых можно осуществить реакцию обмена с образованием кислоты.

Прежде чем выбрать способ получения кислоты, нужно выяснить, безоксигеновой или оксигенсодержащей она является, а также — сильной или слабой, летучей или нелетучей, растворимой или нерастворимой в воде.

- ▶ Какие кислоты называют безоксигеновыми, оксигенсодержащими? Приведите примеры сильных, слабых, летучих, нелетучих кислот. (При необходимости обратитесь к § 7 и 12.)

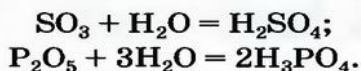
**Реакция между водородом и неметаллом.**  
Это способ получения безоксигеновых кислот:



Продукты таких реакций — хлороводород, сероводород, другие газообразные соединения неметаллических элементов VI или VII группы с Водородом — растворяют в воде и получают кислоты.

На взаимодействии хлора с водородом основано промышленное производство хлоридной кислоты.

**Реакция между кислотным оксидом и водой.** Такую реакцию используют для получения оксигенсодержащих кислот<sup>1</sup>:



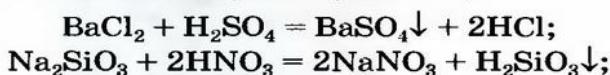
*Первая реакция происходит на завершающей стадии производства сульфатной кислоты. Осуществлять аналогичную реакцию между оксидом  $\text{N}_2\text{O}_5$  и водой для промышленного получения нитратной кислоты нецелесообразно, так как этот оксид неустойчив. Исходным веществом служит азот(IV) оксид:*



**Реакция между солью и кислотой.** На этой реакции основан *общий способ* получения кислот — и безоксигеновых, и оксигенсодержащих. Продуктами являются другая соль и кислота.

Такую реакцию обмена можно осуществить с использованием растворов соли и кислоты, если удовлетворяется одно из двух условий:

- продукт реакции — новая соль или новая кислота — нерастворим в воде (это определяем по таблице растворимости):



- кислота, которую нужно получить, является слабой, а кислота, которая вступает в

<sup>1</sup> Силиций(IV) оксид с водой не взаимодействует.

реакцию, — сильной (соответствующая информация помещена в § 7):



Для получения сильной и летучей кислоты (в том числе и безоксигеновой) реакцию проводят не в растворе, а между твердой солью и нелетучей кислотой. Взаимодействию веществ способствует нагревание:



**УПРАЖНЕНИЕ.** Можно ли получить хлоридную кислоту с помощью реакции между калий хлоридом и сульфатной кислотой? Если да, то в каких условиях?

**Решение**

Продуктами реакции должны быть новая соль и кислота:

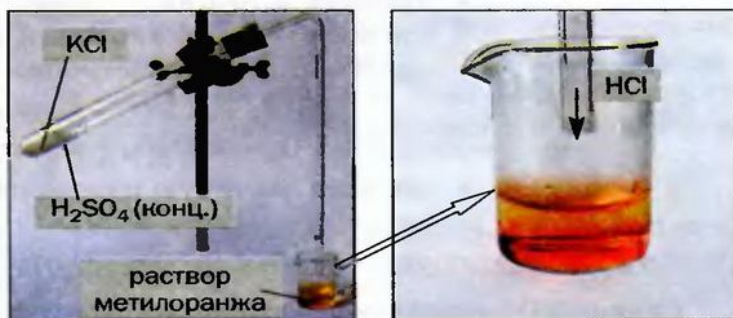


По таблице растворимости определяем, что все соединения растворимы в воде. Сульфатная и хлоридная кислоты — сильные, но отличаются по физическим свойствам: первая — нелетучая, а вторая — летучая (это водный раствор газа хлороводорода).

Реакцию можно осуществить только в отсутствие воды. Тогда хлороводород будет выделяться из реакционной смеси.

Итак, для получения хлороводорода и хлоридной кислоты нужно взять твердый калий хлорид и чистую сульфатную кислоту или ее концентрированный раствор. Чтобы ускорить взаимодействие твердого и жидкого веществ, необходимо нагревание (в растворе реакции обмена происходят мгновенно).

Запишем соответствующее химическое уравнение, указав условия осуществления реакции (рис. 41):



**Рис. 41.**  
Получение хлороводорода и хлоридной кислоты



**Схема 8.**  
Получение  
кислот

Изложенное обобщено в схеме 8.



### ВЫВОДЫ

Безоксигеновые кислоты получают с помощью реакций водорода с неметаллами с последующим растворением продуктов в воде.

Оксигенсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Общий метод получения кислот основан на реакции обмена между солью и кислотой.



153. Предложите по два способа получения фторидной и ортофосфатной кислот. Напишите соответствующие химические уравнения.
154. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:
- а)  $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- б)  $\text{NaNO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$   
 $\text{HBr} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
155. Заполните пропуски формулами соединений и превратите схемы в химические уравнения, указав условия, при которых взаимодействуют вещества:
- а)  $\text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaCl}_2 + \dots \rightarrow \text{HCl} + \dots$ ;  
б)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{HNO}_3 + \dots$ ;  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \dots \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \dots$
156. Какую кислородсодержащую кислоту нельзя получить из соответствующего оксида и воды?
157. Какую массу натрия нитрата необходимо взять для получения 50,4 г нитратной кислоты?
158. Вычислите количество вещества ортофосфатной кислоты, которая образуется при взаимодействии 14,2 г фосфор(V) оксида с достаточным количеством воды.

# 18

## Способы получения солей

Материал параграфа поможет вам:

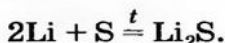
- усвоить важнейшие способы получения солей;
- выбирать реакции для получения соли и условия, необходимые для их осуществления.

Соли можно получать значительно бóльшим количеством способов, чем оксиды, основания или кислоты.

Три способа получения солей предполагают проведение химических реакций с участием металлов.

**Способ 1:** металл + неметалл → соль.

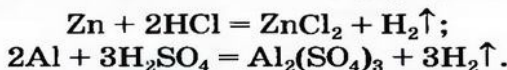
Этим способом можно получать безоксигеновые соли:



- ▶ Какие неметаллические элементы образуют соли этого типа? В каких группах периодической системы они находятся?

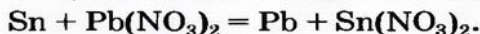
**Способ 2:** металл + кислота (раствор) → соль + водород.

В такие реакции вступают сульфатная (в разбавленном растворе), хлоридная, некоторые другие кислоты и металлы, находящиеся в ряду активности слева от водорода:



**Способ 3:** металл 1 + соль 1 (в растворе) → металл 2 + соль 2.

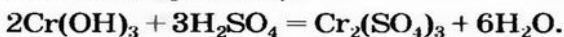
Вам известно, что такая реакция возможна, если металл 1 активнее металла 2, т. е. металл 1 находится в ряду активности слева от металла 2:



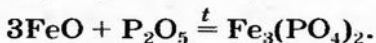
Несколько других способов получения солей предусматривают использование реакций

между соединениями, которые проявляют основные и кислотные свойства (§ 9, 11—13).

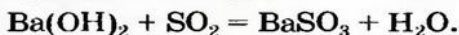
**Способ 4:** основание (амфотерный гидроксид) + кислота (амфотерный гидроксид) → соль + вода<sup>1</sup> (рис. 42):



**Способ 5:** основной (амфотерный) оксид + кислотный (амфотерный) оксид → соль<sup>1</sup>:



**Способ 6:** основание + кислотный (амфотерный) оксид → соль + вода:

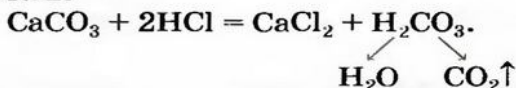


**Способ 7:** кислота + основной (амфотерный) оксид → соль + вода:

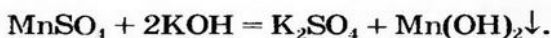


Соли также получают с помощью реакций обмена с участием солей (§ 14).

**Способ 8:** соль 1 + кислота 1 → соль 2 + кислота 2:



**Способ 9:** соль 1 + щелочь → соль 2 + основание:

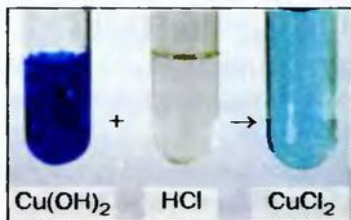


**Способ 10:** соль 1 + соль 2 → соль 3 + соль 4 (рис. 43):

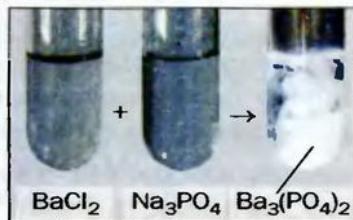


### Это интересно

Соли  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{FeI}_3$  и некоторые другие до сих пор не получены.



**Рис. 42.**  
Реакция между основанием и кислотой



**Рис. 43.**  
Реакция между двумя солями в растворе

<sup>1</sup> Амфотерные соединения не реагируют друг с другом.

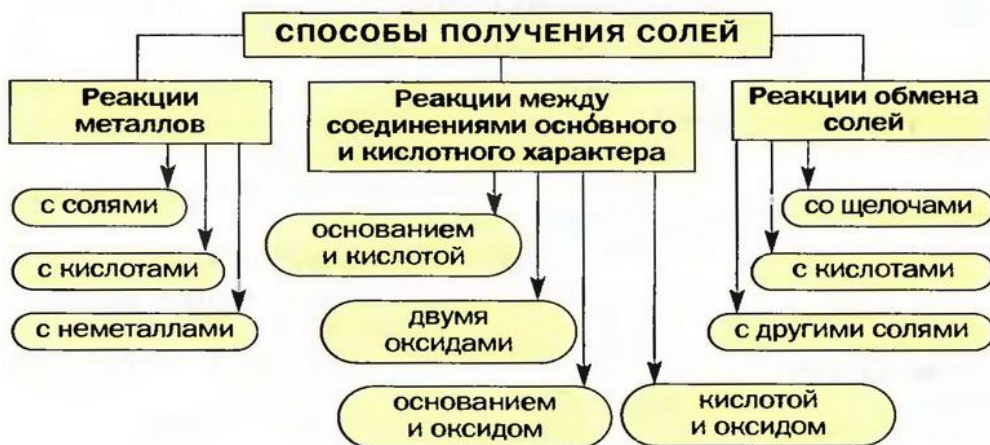


Способы 5 и 6 непригодны для получения солей безоксигеновых кислот, поскольку эти кислоты не имеют кислотных оксидов.

Выбирая способы 8—10, учитывают то, что реакция обмена возможна в случае образования осадка, газа или слабой кислоты (§ 11, 12, 14).

Вышеизложенное обобщено в схеме 9.

**Схема 9.**  
Получение солей

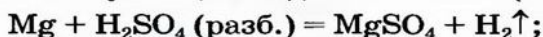


**УПРАЖНЕНИЕ.** Предложить максимальное количество способов получения магний сульфата  $\text{MgSO}_4$ .

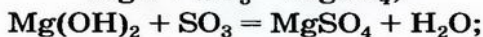
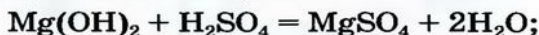
**Решение**

Магний сульфат — оксигенсодержащая соль. Поэтому способ 1 для получения соединения не подходит.

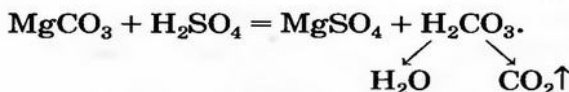
Эту соль можно получить, исходя из металла (способы 2 и 3):



Магний сульфат может образоваться в результате реакций между соответствующими соединениями основного и кислотного характера (способы 4—7):

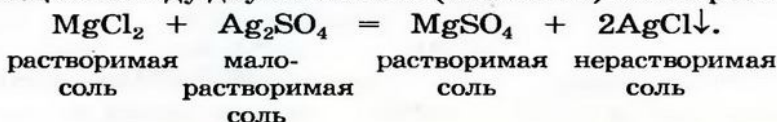


Для реакции соли с кислотой (способ 8) нужно взять соль Магния, образованную слабой или летучей кислотой либо способной разлагаться с выделением газа, и сульфатную кислоту:



Реакция соли со щелочью (способ 9) для получения магний сульфата не подходит, поскольку одним из реагентов должен быть гидроксид  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , а он является малорастворимым соединением.

Магний сульфат растворяется в воде. Учитывая это, выберем для реакции между двумя солями (способ 10) такие реагенты:



## ВЫВОДЫ

Соли получают несколькими способами. Часть способов основана на реакциях металлов с неметаллами, кислотами, солями. Другие способы предусматривают осуществление реакций между соединениями с основными и кислотными свойствами, а также реакций обмена с участием солей.



159. Соль какого типа можно получить реакцией между простыми веществами? Запишите несколько соответствующих химических уравнений.
160. Предложите максимальное количество способов получения: а) цинк хлорида; б) купрум(II) сульфата; в) барий карбоната. Напишите уравнения реакций.
161. Как из натрий сульфата получить натрий хлорид? Как осуществить обратное превращение? Приведите химические уравнения и укажите условия, при которых происходят реакции.
162. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие превращения:
- $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4$ ;
  - $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ ;
  - $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{NaCl}$ ;
  - $\text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$ .

163. Подберите вещества для осуществления превращений и напишите соответствующие химические уравнения:
- а) амфотерный гидроксид (как основание)  $\rightarrow$  соль;
  - б) амфотерный гидроксид (как кислота)  $\rightarrow$  соль;
  - в) соль 1  $\rightarrow$  соль 2  $\rightarrow$  соль 3 (все соли образованы одним и тем же металлическим элементом).
164. Как получить алюминий хлорид, используя литий оксид, алюминий сульфат, воду и хлоридную кислоту? Составьте соответствующие химические уравнения и укажите условия, при которых происходят реакции.
165. Можно ли получить алюминий хлорид, если имеются только алюминий сульфат и хлоридная кислота? Ответ аргументируйте.
166. Какую массу калий сульфата можно получить в результате реакции 14 г калий гидроксида с необходимым количеством сульфатной кислоты?
167. При взаимодействии 14,6 г смеси цинка и цинк оксида с достаточным количеством хлоридной кислоты выделилось 2,24 л водорода (н. у.). Какая масса соли образовалась?
168. При нагревании 46,8 г смеси карбонатов Кальция и Магния с достаточным количеством силиций(IV) оксида выделилось 11,2 л газа (н. у.). Вычислите массовые доли силикатов в полученной смеси этих соединений.

---

# 19

## Обобщение знаний о важнейших классах неорганических соединений

---

Материал параграфа поможет вам:

- целостно воспринять классификацию неорганических веществ;
- осознать связь между типом химического элемента и типами его соединений;
- выяснить возможности взаимопревращений соединений одного элемента, принадлежащих к различным классам.

В этом параграфе подведены итоги всего того, о чем вы узнали, изучая оксиды, основа-



ния, кислоты, амфотерные соединения, соли, их химические свойства и взаимопревращения. Прочитав его, найдете и новые сведения о названных классах соединений, лучше поймете связи, существующие между ними.

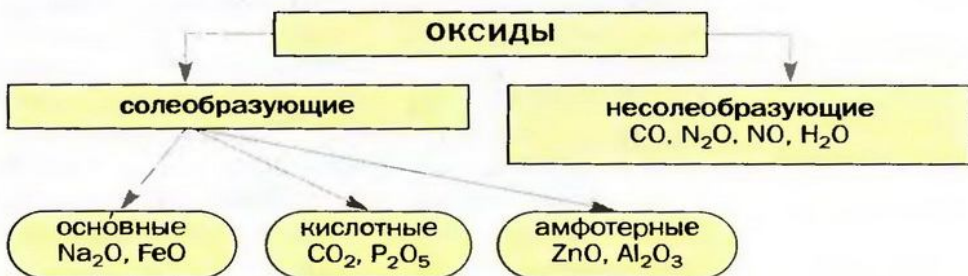
**Классификация неорганических веществ.** Вам известно, что к неорганическим веществам относят многие сложные вещества (кроме соединений Карбона), а также простые — металлы и неметаллы (схема 10).

**Схема 10.**  
Классификация важнейших неорганических веществ



**Оксиды** — соединения элементов с Оксигеном. Будучи сходными по составу, они отличаются по химическим свойствам. Существуют основные, кислотные и амфотерные оксиды (схема 11). Их называют *солеобразующими оксидами*, так как эти соединения образуют соли в реакциях с кислотами или основаниями (амфотерные оксиды реагируют и с кислотами, и с основаниями). Известны и несколько *несолеобразующих оксидов*. Они не вступают в упомянутые реакции.

**Схема 11.**  
Классификация оксидов по химическим свойствам



### Это интересно

Для Мангана и Ванадия известно по 4 оксида:  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $Mn_2O_7$ ;  $VO$ ,  $V_2O_3$ ,  $VO_2$ ,  $V_2O_5$ .

Существует соответствие между типом и валентностью элемента и типом его оксида.

Металлические элементы могут образовывать не только основные и амфотерные оксиды, но и кислотные. Среди соединений с общей формулой  $M_2O$  имеются лишь основные оксиды. К оксидам этого типа принадлежит и большинство соединений, состав которых отвечает формуле  $MO$ . Оксиды  $M_2O_3$  и  $MO_2$  преимущественно амфотерны, а  $M_2O_5$ ,  $MO_3$  и  $M_2O_7$  относятся к кислотным оксидам.

Некоторые металлические элементы образуют оксиды всех трех типов. Так, для Хрома известны основной оксид  $CrO$ , амфотерный —  $Cr_2O_3$  и кислотный —  $CrO_3$ .

Неметаллические элементы образуют кислотные и несолеобразующие оксиды.

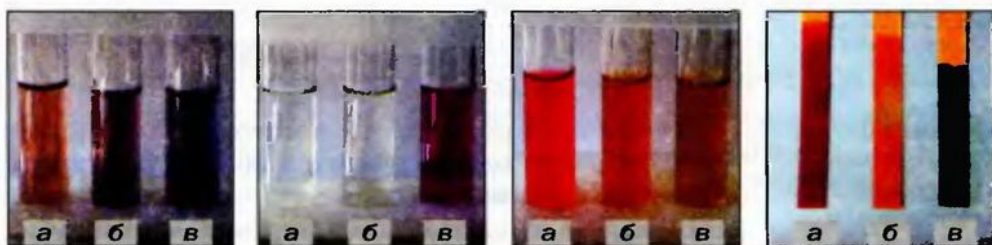
Основные и амфотерные оксиды состоят из ионов, а кислотные — из молекул.

*Основания* являются соединениями, каждое из которых образовано тремя элементами — металлическим элементом, Оксигеном и Водородом. В их состав входят ионы  $M^{n+}$  и  $OH^-$ . Основания делят на растворимые (их называют щелочами) и нерастворимые. Щелочи химически активнее нерастворимых оснований, которые, например, не реагируют с солями, некоторыми кислотами и кислотными оксидами. Большинство щелочей термически устойчивы, а все нерастворимые основания при нагревании разлагаются.

*Кислоты* — соединения, в состав молекул которых входят один или несколько атомов Водорода, способных замещаться в химических реакциях на атомы металлических элементов. Часть молекулы кислоты — атом или группу атомов, которые соединены с атомом (атомами) Водорода, — называют кислотным остатком. Кислоты имеют различный состав, неодинаковую химическую активность. Каждый из этих признаков используют для классификации кислот.



Различать щелочи и кислоты в растворах помогают вещества-индикаторы (рис. 44).



Лакмус

Фенолфталеин

Метилоранж

Универсальный  
индикатор

**Рис. 44.**  
Окраска индикаторов:  
а — в кислой среде;  
б — в нейтральной среде;  
в — в щелочной среде

*Амфотерные гидроксиды* — соединения с двойственным химическим характером (как и амфотерные оксиды). Они взаимодействуют с кислотами как основания, а со щелочами — как кислоты.

*Соли* — соединения, состоящие из катионов металлических элементов и анионов кислотных остатков. Соль является продуктом реакции между веществом с основными свойствами и веществом с кислотными свойствами.

Запомните такие важные закономерности:

- если два соединения имеют аналогичные свойства (например, два основных оксида, основной оксид и основание), то они не взаимодействуют друг с другом<sup>1</sup>;
- реакции между соединениями с противоположными свойствами происходят почти всегда;
- амфотерные соединения реагируют с соединениями как основного, так и кислотного характера.

**Взаимосвязи между неорганическими веществами.** Многие простые вещества — металлы и неметаллы — вступают в реакции с образованием оксидов, щелочей, безоксигеновых кислот, солей (схема 12).

<sup>1</sup> Исключение — соли.





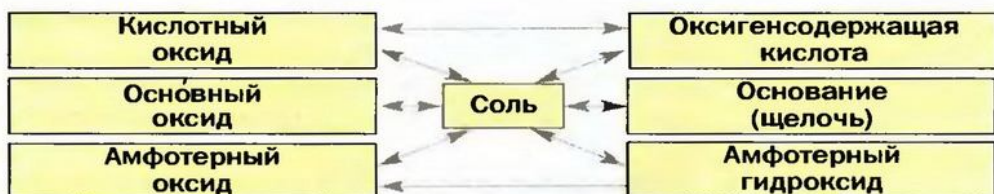
**Схема 12.**  
Связи между простыми и сложными веществами

Почти все кислотные и некоторые основные оксиды взаимодействуют с водой. Продуктом реакции в первом случае является кислородсодержащая кислота, а во втором — щелочь. Реакции между амфотерными оксидами и водой не происходят.

Каждое соединение — оксид, основание, амфотерный гидроксид, кислота — в результате определенных реакций превращается в соответствующую соль. А нагреванием кислородсодержащей кислоты, нерастворимого основания, амфотерного гидроксида, некоторых кислородсодержащих солей можно получить соответствующий оксид.

**Взаимосвязи между веществами, которые основываются на происхождении веществ и их химических свойствах, называют генетическими<sup>1</sup> связями.**

Изложенное обобщает схема 13.



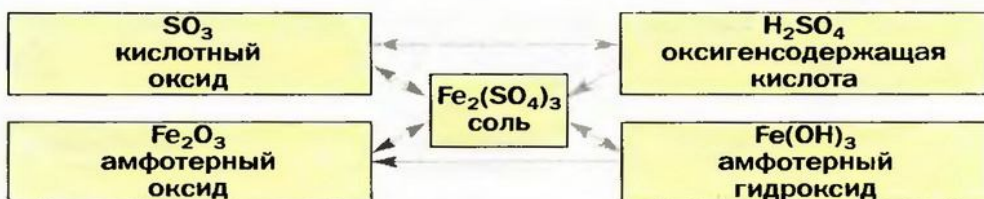
**Схема 13.**  
Генетические связи между важнейшими классами неорганических соединений

Стрелки в схеме указывают на соответствие соединений друг другу и на возможности их взаимопревращений.

Схема 13 является упрощенной. В ней, например, отсутствуют безоксигеновые кислоты, а также несолеобразующие оксиды.

<sup>1</sup> Термин происходит от греческого слова *genos* — род, рождение.

Пример генетических связей между соединениями двух элементов приведен на схеме 14.



**Схема 14.**  
Генетические связи между соединениями Феррума(III) и Сульфура(VI)

На основании схемы 13 можно составлять различные генетические «цепочки». Приводим запись, которая иллюстрирует взаимосвязи между основанием, солью, кислотой и кислотным оксидом:



(Первая стрелка направлена только вправо, поскольку из нерастворимой соли не удастся непосредственно получить основание.)

Знание и понимание генетических связей между классами неорганических соединений помогают выбирать способы получения оксидов, оснований, кислот, амфотерных гидроксидов и солей.

## ВЫВОДЫ

К неорганическим веществам относят простые вещества (металлы, неметаллы), а также много сложных веществ, которые делят на классы. Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.

По химическим свойствам оксиды делят на солеобразующие и несолеобразующие, а солеобразующие оксиды — на основные, кислотные и амфотерные.

Взаимосвязи между веществами, которые основываются на происхождении веществ и их химических свойствах, называют генетическими связями.





169. Заполните таблицу, записав в соответствующие колонки формулы оксидов:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ .

Оксиды		
основные	амфотерные	кислотные

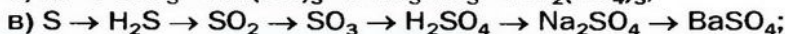
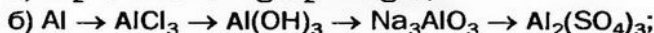
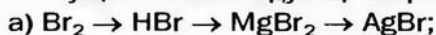
170. Составьте генетические схемы «оксид  $\rightarrow$  гидроксид (основание, амфотерный гидроксид, кислота)  $\rightarrow$  соль (соли)» для соединений Лития, Алюминия и Фосфора.

171. Напишите уравнения реакций, которые отвечают последней генетической схеме, приведенной в тексте параграфа. Как превратить кальций карбонат в кальций гидроксид с помощью двух последовательных реакций?

172. Запишите несколько генетических схем, в которых первым веществом является металл или неметалл, вторым — соль, а третьим — основание или кислота.

173. Подберите две соли, которые взаимодействуют друг с другом с образованием двух нерастворимых солей. Запишите соответствующее химическое уравнение.

174. Как осуществить следующие превращения:



175. Натрий массой 1,15 г полностью прореагировал с водой, а продукт этой реакции — с сульфатной кислотой. Вычислить количество вещества кислоты, вступившей во вторую реакцию.

176. Какая масса алюминий оксида образуется при нагревании алюминий гидроксида, полученного в результате реакции 21,3 г алюминий нитрата с необходимым количеством раствора щелочи?

## ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

### Решение экспериментальных задач

Химия немыслима без изучения веществ, проведения химических реакций. Осуществляя опыты, ученый получает новые знания, подтверждает, уточняет или опровергает известную информацию о веществах и их превращениях.



Химический эксперимент — неотъемлемая составная часть изучения химии. Во время его проведения каждый ученик, безусловно, должен соблюдать правила техники безопасности.

В 7 классе вы узнали о том, как исследуют вещества, изучают химические реакции. В этой практической работе вам следует осуществить несколько превращений веществ. Выясните:

- какие реакции нужно провести и при каких условиях;
- какие реактивы необходимы;
- помешает ли опыту избыток одного из реагентов или же он обязателен.

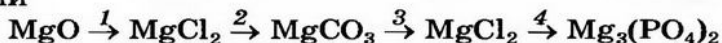
Во время опыта наблюдайте за веществами и протеканием реакции, делайте необходимые записи в тетради. После завершения эксперимента проанализируйте полученные результаты и запишите их вместе с выводами.

## ВАРИАНТ I

### Осуществление реакций по схеме химических превращений

Вам выданы: магний оксид<sup>1</sup>, хлоридная кислота, растворы натрия хлорида, натрия карбоната и натрия ортофосфата.

**Задание.** Выберите реактивы (из выданных) для схемы превращений



и осуществите реакции.

## ВАРИАНТ II

### Составление схемы химических превращений и осуществление реакций

Вам выданы: растворы феррум(III) хлорида, натрия гидроксида и натрия ортофосфата, разбавленная сульфатная кислота.

**Задание.** Предложите схему превращений (разрешается использовать только выданные растворы):



где *A* — феррум(III) хлорид, *B*, *V* и *G* — другие соединения Феррума. Осуществите реакции.

Перед выполнением химического эксперимента (вариант I или II) заполните таблицу:

---

<sup>1</sup> Вместо магний оксида можно взять магний гидроксид.

<b>Ф о р м у л ы</b>	
веществ в схеме превращений	реактивов (в порядке их использования)
... → ... → ... → ... ( → ... )	...    ...    ...    ( ... )

При проведении реакции обмена не берите избыток второго реагента, а добавляйте его раствор по каплям. Так можно избежать побочных реакций между реактивом, который используется, и остатком предыдущего.

Ваши действия, наблюдения (фиксируйте образование осадка, его внешний вид, выделение газа, наличие или отсутствие запаха, изменение или появление окраски и т. п.), выводы, а также химические уравнения запишите в таблицу:

Последовательность действий	Наблюдения	Вывод
<i>Опыт 1. Осуществление реакции</i>	... → ...	
...	...	...
Уравнение реакции:		



К варианту I:

177. Какой из выданных реактивов вы не использовали? Почему?
178. Помешает ли избыток реактива, взятого для проведения первого превращения, протеканию второй реакции? Ответ аргументируйте.
179. Можно ли из магний оксида получить магний ортофосфат, использовав лишь один из выданных реактивов? Почему?
180. Предложите несколько реактивов, с помощью которых магний оксид можно непосредственно превратить в магний ортофосфат. Напишите соответствующие химические уравнения.

К варианту II:

181. Можно ли из феррум(III) хлорида непосредственно получить соединение, записанное последним в предложенной вами схеме превращений, если взять лишь один из выданных реактивов? В случае положительного ответа напишите уравнение реакции.
182. Какие последовательные превращения можно осуществить при отсутствии раствора: а) натрий ортофосфата; б) щелочи? Ответы дайте в форме таблицы, приведенной первой на этой странице.

# **3** раздел

## **Периодический закон и периодическая система химических элементов**

**Д. И. Менделеева.  
Строение атома**

Химию невозможно представить без периодического закона и периодической системы химических элементов. Периодический закон помогает объяснить многие химические факты, прогнозировать и обосновывать различные закономерности в мире веществ. Этот закон иллюстрирует периодическая система элементов. Она содержит важнейшие сведения о них, служит незаменимым путеводителем по неорганической химии не только для ученика или студента, но и для опытного химика. Ваше первое знакомство с периодической системой состоялось в 7 классе. Вы умеете предсказывать химический характер элемента, максимальное значение его валентности по положению элемента в периодической системе. Отныне сфера ее использования для вас расширится.

Благодаря открытиям в области строения атома периодический закон получил мощную теоретическую поддержку. Выяснилось, что химический характер элементов и свойства веществ обусловлены составом электронных оболочек атомов. Вы научились определять количество электронов в атомах и простых ионах, а скоро сможете давать полную характеристику строения атомов и ионов важнейших элементов.



# 20

## Первые попытки классификации химических элементов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как развивались представления о химическом элементе;
- узнать о первых попытках классификации химических элементов.

**Развитие представлений о химическом элементе.** Древнегреческие философы считали, что все вещества состоят из четырех элементов-первоначал: огня, воздуха, воды и земли. По их мнению, эти «стихии» являются носителями определенных качеств, присущих веществам, — теплоты, холода, влажности и сухости. Таких взглядов придерживались и алхимики.

Термин «элемент», приближающийся по смыслу к современному, появился в XVII ст. Английский химик Р. Бойль назвал элементом то, что является пределом разложения вещества. Если бы мы жили тогда, то сказали бы, что элемент — это атом. Такой смысл вкладывал в слово «элемент» и М. В. Ломоносов.

Французский ученый А.-Л. Лавуазье считал элементом простое вещество, так как его нельзя разложить на другие вещества. Однако ныне известно, что не разлагаются и немало сложных веществ, например оксиды  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , а простое вещество озон легко превращается в другое простое — кислород:  $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$ . Не различал элемент и простое вещество также английский ученый Дж. Дальтон. Позже Д. И. Менделеев высказал такую мысль: «Простое тело является веществом... , а под элементом следует понимать составные части простых и сложных тел».

В начале XX ст. ученые установили, что атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. С тех пор элемент стали определять как *вид атомов с определенным зарядом ядра*. В наше время, характеризуя качественный состав воды, любой из вас скажет, что это вещество образовано двумя видами атомов (с зарядами ядер +1 и +8), или же двумя элементами — Гидрогеном и Оксигеном.

Первые попытки классификации химических элементов. В период становления науки химии ученые пытались «навести порядок» среди нескольких десятков известных в то время химических элементов, осуществить их классификацию.

**Классификация — это распределение объектов (предметов, организмов, явлений и т. п.) по группам или классам в зависимости от их общих признаков.**

В химии существуют классификации элементов, веществ, химических реакций.

- ▶ Какие классы неорганических соединений вам известны? Чем соединения одного, выбранного вами, класса отличаются от соединений других классов?

Классификацию простых веществ, на основании которой позже возникла первая классификация химических элементов, предложил в конце XVIII ст. А.-Л. Лавуазье. Он разделил простые вещества на *металлы* и *неметаллы* (ныне химические элементы делят на *металлические* и *неметаллические*). Такая классификация была слишком общей и несовершенной. Некоторые простые вещества (например, графит, теллур) по одним свойствам напоминали металлы, а по другим — неметаллы. Однако разделение простых веществ, а также

химических элементов на две большие группы сыграло важную роль в развитии химии.

Среди металлов и среди неметаллов были очень похожие вещества. Ученые объединили их в отдельные группы. Простые вещества каждой группы получили такие общие названия: щелочные металлы, щелочноземельные металлы, галогены, инертные газы.

*Щелочные металлы.* Это — литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций. Они легкие, мягкие (рис. 45), легкоплавкие. В химических реакциях щелочные металлы проявляют высокую активность (рис. 46). На воздухе в обычных условиях они быстро взаимодействуют с кислородом, водяным паром, другими веществами. Поэтому их хранят в керосине в герметически закрытых сосудах (рис. 47) или в ампулах, из которых удален воздух. Указанные металлы назвали щелочными, так как они реагируют с водой с образованием щелочей — растворимых оснований с общей формулой  $MOH$ .



**Рис. 45.**  
Натрий можно  
резать ножом



**Рис. 46.**  
Реакция цезия  
с водой



**Рис. 47.**  
Так хранят щелочные  
металлы

*Щелочноземельные металлы.* К этим веществам относят магний, кальций, стронций, барий, радий. Они напоминают щелочные металлы, реагируют со многими веществами, но не так энергично. Продуктами их реакций с водой являются щелочи<sup>1</sup>  $M(OH)_2$ .

<sup>1</sup> Магний гидроксид к щелочам не относят.

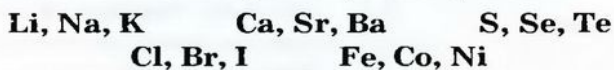


**Галогены.** Так называют наиболее активные неметаллы — фтор, хлор, бром, иод. Эти простые вещества состоят из двухатомных молекул:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . В обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, а иод — твердое вещество. Наиболее активным среди галогенов и других неметаллов является фтор. Галогены реагируют с водородом с образованием соединений, имеющих формулы  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ . Эти соединения хорошо растворяются в воде; их водные растворы являются кислотами. Галогены взаимодействуют со многими металлами. Продукты таких реакций — соли. Поэтому название «галогены» происходит от греческого слова *halas* — соль.

**Инертные газы.** Эти простые вещества были открыты во второй половине XIX ст. Они получили такое название, поскольку не вступали в химические реакции. К инертным газам относятся гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Они состоят не из молекул, как другие газы, а из атомов.

Элементы, от которых происходят рассмотренные простые вещества, имеют аналогичные общие названия: *щелочные элементы, щелочноземельные элементы, галогены, инертные элементы.*

В конце 20-х годов XIX ст. немецкий ученый В. Деберейнер рассортировал часть подобных элементов на тройки, или *триады*:



В первой триаде оказались щелочные элементы, во второй — щелочноземельные, в четвертой — галогены. Разместив элементы в триадах по увеличению относительных атомных масс, Деберейнер обнаружил интересную закономерность: полусумма относительных атомных масс двух крайних в триаде элементов приблизительно или точно равнялась

### Это интересно

Инертный газ гелий был сначала обнаружен на Солнце, а на Земле — через 13 лет.

относительной атомной массе «центрального» элемента. Покажем это для первой триады:

$$\frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\text{Na}).$$

Кроме того, свойства простого вещества и соединений этого элемента оказались «промежуточными» по сравнению со свойствами простых веществ и соединений двух соседних элементов.

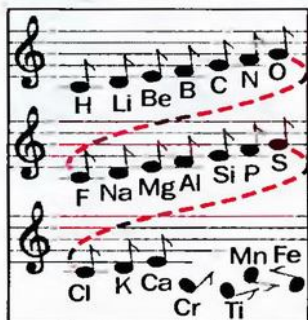
Сформировать триады из остальных элементов Деберейнеру не удалось.

В 1865 г. английский ученый Дж. Ньюлендс разместил известные в то время элементы в ряд по возрастанию относительных атомных масс:

H Li Be B C N O F Na Mg Al Si P S Cl K Ca Cr Ti Mn Fe ...

Он заметил, что во многих случаях каждый восьмой элемент подобен элементу, от которого производился отсчет. Похожими были и соответствующие простые вещества. (Попробуйте в этом убедиться.) Такая особенность свойственна звуковому ряду в музыке: каждые первая и восьмая ноты имеют одинаковые названия и сходное звучание.

Закономерность, обнаруженную Ньюлендсом, назвали *правилом октав*. Она соблюдалась в начале ряда элементов, но далее нарушалась (рис. 48). Например, Хром в значительной мере отличался от Алюминия, а Манган и Феррум были совсем не похожи на Фосфор и Сульфур соответственно. Число 8, как свидетельствует история химии, считалось в то время магическим, но после выяснения строения атома получило научное обоснование.



**Рис. 48.**  
«Октавы»  
химических  
элементов

Более удачную попытку классификации химических элементов осуществил в 1864 г. немецкий химик Л. Мейер. Он предложил таблицу, в которой разместил элементы по возрастанию относительных атомных масс и в соответствии с их валентностью. Однако из-за



того что значения атомных масс и валентности были для некоторых элементов ошибочными или вообще неизвестными, не все элементы вошли в созданную Мейером таблицу.

Описанные попытки ученых объединить химические элементы послужили основой для их общей классификации. Вскоре Д. И. Менделеев сообщил о созданной им периодической системе химических элементов.

## ВЫВОДЫ

Представления о химическом элементе изменялись с развитием науки. Ранее не различали химический элемент и простое вещество. Были известны несколько групп подобных простых веществ: щелочные металлы, щелочноземельные металлы, галогены. Позже были открыты инертные газы.

Первые попытки классификации химических элементов охватывали лишь их часть и не имели серьезного научного обоснования.



183. Что раньше считали химическим элементом и как определяют его теперь?
184. Выберите признаки, которые были использованы А.-Л. Лавуазье, В. Деберейнером, Дж. Ньюлендсом и Л. Мейером для классификации простых веществ и химических элементов: свойства простых веществ, распространенность элементов в природе, строение простых веществ, состав характерных соединений, значения относительных атомных масс.
185. Охарактеризуйте размещение элементов каждой триады В. Деберейнера в периодической системе.
186. Сопоставьте относительную атомную массу Брома с полусуммой относительных атомных масс Хлора и Иода.
187. Сравните ряд элементов Дж. Ньюлендса с их последовательностью в периодической системе Д. И. Менделеева и найдите отличия.



# 21

## Периодический закон

Материал параграфа поможет вам:

- представить, как был открыт Д. И. Менделеевым периодический закон;
- понять содержание периодического закона;
- выяснить, как естественный ряд элементов был преобразован в периодическую систему.

**Создание периодической системы химических элементов.** Проблема классификации химических элементов увлекла в 60-е годы XIX ст. Д. И. Менделеева. Он искал закономерности и взаимосвязи, которые бы охватывали все элементы, а не только их часть.

В то время было известно 63 химических элемента. На каждый из них ученый завел «досье» — карточку, в которую записал относительную атомную массу элемента, значение его валентности, сведения о простом веществе и соединениях.

Менделеев считал важнейшей характеристикой элемента массу его атома. Разместив элементы в ряд по увеличению относительных атомных масс (рис. 49), ученый (как и раньше Ньюлендс) заметил, что через определенные интервалы в нем встречаются элементы, которые образуют сходные простые вещества и соединения.

**Рис. 49.**  
Начало ряда элементов, составленного Менделеевым<sup>1</sup>

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	...
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

\* Под символом элемента — его относительная атомная масса. На более темных карточках — металлические элементы.

Ряд начинается с неметаллического элемента Гидрогена. За ним следуют металлические

<sup>1</sup> Инертные газы были открыты позже.

элементы Литий и Бериллий, затем — неметаллические элементы от Бора до Флуора, далее — снова металлические элементы и т. д. Таким образом, *характер элементов в ряду периодически повторяется*. Аналогичные выводы можно сделать относительно максимальных значений валентности элементов, состава и химических свойств высших оксидов и т. п.

Менделеев разделил составленный ряд на несколько фрагментов (рис. 50), каждый из которых начинался с типичного металлического элемента (щелочного) и заканчивался типичным неметаллическим элементом (галогеном). При этом ученый обнаружил новую закономерность: *в каждом фрагменте характер элементов, свойства их простых веществ, а также состав и свойства соединений изменяются постепенно*.

**Рис. 50.**  
Два соседних фрагмента ряда элементов

Li 7 Li <sub>2</sub> O	Be 9 BeO	B 11 B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	C 12 CO <sub>2</sub>	N 14 N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	O 16 —	F 19 —
Na 23 Na <sub>2</sub> O	Mg 24 MgO	Al 27 Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Si 28 SiO <sub>2</sub>	P 31 P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	S 32 SO <sub>3</sub>	Cl 35,5 Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

Рассмотрим один из фрагментов ряда элементов (рис. 51). На первом месте в нем находится щелочной элемент Натрий. Он одновалентен, образует основной оксид Na<sub>2</sub>O и щелочь NaOH. За Натрием следует двухвалентный Магний, от которого происходят основной оксид MgO и малорастворимое основание Mg(OH)<sub>2</sub>. Третье место занимает трехвалентный Алюминий, оксид и гидроксид которого амфотерны. Следующие элементы — неметаллические: Силиций, Фосфор, Сульфур и Хлор. Максимальные значения валентности этих элементов возрастают от 4 до 7, а кислотные свойства оксидов и соответствующих кислот усиливаются.





**Рис. 51.**  
Фрагмент  
ряда  
элементов

*В каждом фрагменте металлический характер элементов усиливается справа налево, а неметаллический характер — слева направо.*

После того как ряд элементов был разделен на фрагменты, Менделеев разместил второй фрагмент под первым, третий — под вторым и т. д. Получилась таблица, а в ее столбцах оказались подобные элементы: щелочные, щелочноземельные, галогены и др. Так в 1869 г. была создана *периодическая система химических элементов*. Подробно о ней будет идти речь в следующем параграфе.

Д. И. Менделеев назвал ряд элементов, составленный по возрастанию атомных масс, *естественным рядом*, т. е. таким, который существует независимо от человека в самой природе.

**Периодический закон.** Создав периодическую систему химических элементов, Д. И. Менделеев в 1871 г. сформулировал *закон периодичности*, или *периодический закон*:

**свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений атомных масс.**

*Периодичность в химии* — это повторение (но не копирование) химического характера элементов, особенностей строения атомов,



состава, строения и свойств веществ через определенное количество элементов в их естественном ряду.

Во времена Менделеева уровень развития науки не был достаточно высоким. Поэтому ученому не удалось раскрыть причину периодичности. Но он верил, что это обязательно произойдет. Ныне общеизвестно, что периодичность в мире химических элементов обусловлена электронным строением атомов.

Менделеев не ограничился фактическим материалом, которым располагала химическая наука. В случае нарушения элементом общей закономерности в естественном ряду он советовал химикам проверить значение его атомной массы. Ученый предсказал не только открытие новых элементов, но и значения их атомных масс, свойства простых веществ, существование соединений в природе и т. п.

*Следует заметить, что положение нескольких элементов в естественном ряду не соответствует возрастанию относительных атомных масс. Менделеев разместил, например, Теллур перед Иодом, хотя масса атома Теллура немного больше. Ученый принял во внимание, что простое вещество иод является более активным неметаллом, чем простое вещество теллур, тоже неметалл. Значит, неметаллический характер сильнее выражен у элемента Иода, и его место — после Теллура.*

**Это интересно**  
Периодическую систему еще называют «великим обобщением» элементов.

В своей периодической системе Д. И. Менделеев оставил пустые клетки и считал, что они должны принадлежать еще не открытым, но существующим в природе элементам. Вскоре был открыт первый элемент, предсказанный Менделеевым (его назвали Галлием), затем — второй (Скандий), третий (Германий). Это было триумфом периодического закона, который проявил не только обобщающую, но и предсказательную силу.

*Периодический закон — один из основных законов природы. Он раскрывает единство химических элементов и взаимосвязь между ними. Изучая химию, вы будете часто обращаться к этому закону, находить новые факты, которые подтверждают его, и, пользуясь им, предсказывать химические свойства простых и сложных веществ, возможности их химических превращений.*

## **Выводы**

**Расположив химические элементы в ряд по возрастанию относительных атомных масс, Д. И. Менделеев открыл периодический закон. Ученый сформулировал его так: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений атомных масс.**

**Периодический закон — один из основных законов природы, который раскрывает единство химических элементов и взаимосвязь между ними.**



188. Как вы понимаете значение слова «периодичность»? К каким изменениям в природе применимо это слово? Сопоставьте его со словами «непрерывность», «постепенность».
189. Разместите элементы F, C, B, O, N в порядке ослабления их неметаллического характера.
190. У какого из элементов — Калия или Кальция, Бериллия или Лития — металлический характер выражен более ярко? Какой из соответствующих металлов должен быть более активным в химических реакциях?
191. Используя периодическую систему, скажите, на сколько больше элементов известно сегодня, чем было известно Менделееву.
192. Найдите в периодической системе несколько пар элементов, в каждой из которых элемент с большим порядковым номером имеет меньшую относительную атомную массу.



# 22

## Периодическая система химических элементов

Материал параграфа поможет вам:

- пользоваться разными вариантами периодической системы;
- получать информацию о химических элементах из периодической системы;
- предсказывать характер элемента, исходя из его размещения в периодической системе.

**Периодическая система — источник сведений о химических элементах.** Периодическая система химических элементов является неотъемлемым атрибутом школьного химического кабинета. Ее можно найти в любом учебнике по химии. Периодическую систему используют ученики, студенты, преподаватели, научные работники, ведь она содержит важнейшее сведение о химических элементах. Зная положение в ней элемента, можно охарактеризовать строение его атома, предсказать свойства простого вещества, различных соединений.

Периодическая система имеет форму таблицы. Поэтому ее называют *табличным выражением периодического закона*. Существует два основных варианта системы — *короткий* (форзац I) и *длинный* (приложение). Короткий вариант используют чаще; он более удобный и компактный.

Каждый элемент находится в определенной клетке периодической системы (исключение — Гидроген). Вам известно, что в ней записана такая информация:

- символ элемента;
- его порядковый номер;
- название элемента;
- значение относительной атомной массы;
- название простого вещества, если оно отличается от названия элемента.

### Это интересно

Известны несколько сотен вариантов и разновидностей периодической системы химических элементов.



► Какие сведения можно получить из периодической системы об элементе № 9?

Добавим, что в клетках короткого варианта периодической системы содержатся данные об электронном строении атомов (оно будет рассмотрено позже).

В клетках длинного варианта системы приведены только порядковые номера, символы и названия элементов, а также названия некоторых простых веществ.

**Строение периодической системы.** Составными частями периодической системы являются *периоды* и *группы*.

**Период — это фрагмент естественного ряда элементов от щелочного элемента<sup>1</sup> до инертного.**

Каждый вариант периодической системы имеет семь периодов. В длинном варианте периодом является одна строка системы, а в коротком — одна или две соседние строки. Последний период содержит пустые клетки (соответствующие элементы еще не открыты).

Первый период (в нем имеется 2 элемента), второй и третий (содержат по 8 элементов) называют *малыми периодами*, а четвертый, пятый (по 18 элементов), шестой (32 элемента) и седьмой (в нем пока 29 элементов) — *большими*.

Периоды нумеруют арабскими цифрами.

**Группа — столбик элементов в коротком варианте периодической системы или два столбика в длинном варианте.**

Периодическая система содержит восемь групп элементов. Их принято нумеровать римскими цифрами. Каждая группа состоит из

---

<sup>1</sup> Первый период начинается с Гидрогена.

двух подгрупп — главной и побочной. Главные подгруппы обозначены в периодической системе буквой *a*, а побочные — буквой *b*. В коротком варианте системы символы элементов главных подгрупп смещены влево от центра клеток, а символы элементов побочных подгрупп — вправо. Главная подгруппа содержит больше элементов, чем побочная. Распознать подгруппы можно по цвету клеток: клетки элементов главных подгрупп окрашены в розовый или желтый цвет, а элементов побочных подгрупп — в синий или зеленый.

**Рис. 52.** Периоды, группы и подгруппы в фрагментах длинного (а) и короткого (б) вариантов периодической системы

Фрагменты двух вариантов периодической системы с указанием периодов, групп и подгрупп представлены на рис. 52.

главные подгруппы  
побочные подгруппы

Группы	Ia	IIa	IIIb	IVb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
Периоды												
1	H											He
2	Li	Be					B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg					Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

а

главные подгруппы

Группы	a I b	a II b	a III b	a IV b
Периоды				
1	H			
2	Li	Be	B	C
3	Na	Mg	Al	Si
4	K	Ca	Sc	Ti
			Cu	Zn
			Ga	Ge
5	Rb	Sr	Y	Zr
			Ag	Cd
			In	Sn
6	Cs	Ba	La	Hf
			Au	Hg
			Tl	Pb
7	Fr	Ra	Ac	Rf
			Rg	Uub
				Uuq

побочные подгруппы

б

- Назовите элементы I и IV групп, которые принадлежат: а) главным подгруппам; б) побочным подгруппам.

В нижней части короткого и длинного вариантов периодической системы имеются два отдельных ряда, в каждом из которых находится 14 элементов. В верхнем ряду размещены элементы с общим названием «лантаноиды» (т. е. похожие на Лантан), а в нижнем — «актиноиды» (похожие на Актиний). Большинство этих элементов были открыты в XX ст. Они входят в естественный ряд элементов и принадлежат побочной подгруппе III группы. Лантаноиды — элементы 6-го периода, актиноиды — 7-го. Для удобства (чтобы не делить клетки Лантана и Актиния на 15 частей для размещения в них Лантана и лантаноидов, Актиния и актиноидов) эти элементы вынесены за пределы основного поля периодической системы.

Зная положение элемента в периодической системе, можно делать различные прогнозы. Один из них касается химического характера элемента. В 7 классе вы узнали, что в длинном варианте системы проведена ломаная линия, слева и ниже которой находятся металлические элементы, а справа и выше — неметаллические. Некоторые элементы, размещенные около этой линии (Ge, Sb, Po), образуют простые вещества, которые по одним свойствам напоминают металлы, а по другим — неметаллы. Добавим, что в главных подгруппах содержатся как металлические, так и неметаллические элементы, а в побочных подгруппах — только металлические элементы<sup>1</sup>.

- Элементы каких типов находятся в подгруппах Ia, Ib, IVa, IVb?

---

<sup>1</sup> Элементы побочных подгрупп называют *переходными*.



Наиболее сходны друг с другом элементы одной подгруппы, а между элементами главной и побочной подгрупп каждой группы нередко существуют заметные различия.

## ВЫВОДЫ

Периодическая система химических элементов является табличным выражением периодического закона.

Существуют два варианта периодической системы — короткий и длинный. Каждый вариант системы состоит из периодов и групп, а каждая группа имеет главную и побочную подгруппы.

Период — это фрагмент естественного ряда элементов. Он начинается со щелочного элемента, а завершается инертным. Группа — столбик элементов в коротком варианте периодической системы или два столбика в длинном варианте. В группах (подгруппах) находятся подобные элементы.

Ломаная линия в длинном варианте периодической системы делит ее на две части. Слева и ниже этой линии размещены металлические элементы, а справа и выше — неметаллические элементы.



193. Какую часть периодической системы называют периодом? Сколько периодов существует? Сравните их по количеству элементов.
194. Что называют группой химических элементов? Сколько групп в периодической системе? Сколько подгрупп имеется в каждой группе? Как их называют и различают?
195. В какой группе периодической системы содержится больше всего элементов?
196. Назовите элементы, которые размещены:
  - а) во 2-м периоде, V группе;
  - б) в 5-м периоде, IV группе, главной подгруппе;

в) в 4-м периоде, VII группе, побочной подгруппе;

г) в 6-м периоде, VIII группе, побочной подгруппе.

Для каждого элемента укажите порядковый номер.

197. Среди приведенных чисел найдите такие, которые соответствуют порядковым номерам металлических и неметаллических элементов: 1, 6, 16, 30, 35, 58, 92, 110.
198. Исходя из размещения в периодической системе Брома, Марганца, Манганца, Селена, укажите, металлическим или неметаллическим является каждый элемент.
199. Назовите по два элемента, наиболее сходных с такими элементами: а) Стронцием; б) Ниобием; в) Станнумом; г) Хлором.

# 23

## Строение атома

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить строение атома и состав его ядра;
- определять количество частиц каждого типа в атомах различных элементов.

**Состав атома.** Представления древних философов об атоме как о мельчайшей однородной и неделимой частице не менялись в течение многих столетий. Однако во второй половине XIX ст. ученые обнаружили, что в атоме имеются еще более мелкие частицы.

Из курса химии 7 класса вам известно:

- атом — это наименьшая электронейтральная частица вещества, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов (рис. 53);
- величина заряда ядра и количество электронов в атоме совпадают с порядковым номером элемента;
- ядро в десятки тысяч раз меньше атома.

**Рис. 53.**  
Модель атома  
Гидрогена —  
элемента № 1



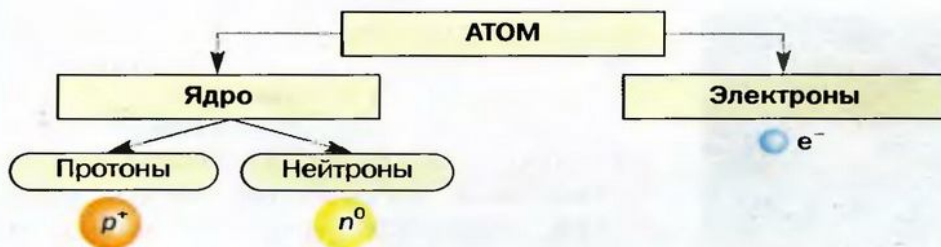
Дальнейшие исследования строения атома в начале XX ст. показали, что в ядре содержатся частицы двух типов — *протоны*<sup>1</sup> и *нейтроны*<sup>2</sup>. Их общее название — *нуклоны*<sup>3</sup>.

Протон имеет такой же заряд по величине, что и электрон, но положительный: +1. Количество протонов определяет заряд ядра атома; оно равно количеству электронов. Нейтрон — незаряженная частица. Протон обозначают  $p^+$ , а нейтрон —  $n^0$ .

Для характеристики частиц, которые входят в состав атомов, как и для самих атомов, используют не абсолютные, а относительные массы. Массы протона и нейтрона приблизительно одинаковы и почти в 2000 раз превышают массу электрона. Значения относительных масс протона и нейтрона равны единице.

Итак, в атоме находятся частицы трех типов — с положительным, отрицательным зарядами, а также такие, которые заряда не имеют (схема 15).

**Схема 15.**  
Состав атома



Электроны притягиваются к ядру атома так называемыми электростатическими силами, однако не падают на него, поскольку движутся с большой скоростью. Протоны и нейтроны удерживаются вместе в ядре благодаря действию особых, «ядерных», сил. Природу этих сил полностью выяснить пока не удалось.

<sup>1</sup> Термин происходит от греческого слова *protos* — первый, простейший.

<sup>2</sup> Термин происходит от латинского слова *neutrum* — ни то ни другое.

<sup>3</sup> Термин происходит от латинского слова *nucleus* — ядро.



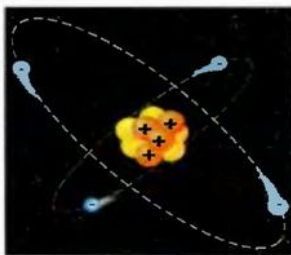
**Протонное и нуклонное числа.** Количество протонов в атоме называют *протонным числом*. Его указывают нижним индексом слева от символа элемента:  ${}^4\text{Be}$ .

- ▶ Какие значения протонных чисел имеют элементы Флуор и Натрий?

Учитывая строение атома, можно дать такое определение химического элемента:

**химический элемент — вид атомов с определенным протонным числом.**

Нуклонное число  
 $\rightarrow$   ${}^9\text{Be}$   
 Протонное число  
 $\rightarrow$   ${}^4\text{Be}$



**Рис. 54.**  
 Модель атома Бериллия

Суммарное количество протонов и нейтронов в атоме называют *нуклонным числом*. Его обозначают буквой  $A$ , а значение записывают верхним индексом слева от символа элемента:  ${}^9\text{Be}$ .

Обозначение атома с нуклонным и протонным числами:  ${}^9\text{Be}$ .

Количество нейтронов равно разности между нуклонным и протонным числами. Этих частиц в атоме Бериллия насчитывается  $9 - 4 = 5$  (рис. 54).

Существует двадцать элементов, у каждого из которых все атомы имеют одинаковые нуклонные числа (они почти совпадают с относительными атомными массами, приведенными в таблице Д. И. Менделеева):

$\text{Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi}$ .

- ▶ Определите количество частиц каждого типа в атомах Флуора и Натрия.

Для  
 20 элементов  
 $A \approx A_r$

Остальные элементы имеют атомы с разными нуклонными числами. Причину этого рассмотрим в следующем параграфе.

Изложенное выше можно записать с помощью формул.

- Поскольку атом в целом электронейтрален, то в нем содержится одинаковое количество протонов и электронов, равное порядковому номеру элемента:

$$N(p^+) = N(e^-) = Z.$$

количество протонов
количество электронов
порядковый номер элемента

- Количество нейтронов в любом атоме равно разности между нуклонным числом и количеством протонов (электронов) или порядковым номером элемента:

$$N(n^0) = A - N(p^+) = A - N(e^-) = A - Z.$$

количество нейтронов
нуклонное число
порядковый номер элемента

- Количество нейтронов в атомах двадцати указанных элементов можно вычислять, используя значение относительных атомных масс:

$$N(n^0) = A_r - Z.$$

количество нейтронов
относительная атомная масса
порядковый номер элемента

Простые ионы элементов содержат столько протонов и нейтронов, сколько и атомы, но отличаются от них количеством электронов. Так, в анионе  $F^-$  содержится на 1 электрон больше, чем в атоме  $F$ , а в катионе  $Be^{2+}$  — на 2 электрона меньше, чем в атоме  $Be$ .

- ▶ Сколько протонов, нейтронов и электронов в ионах  $Al^{3+}$  и  $I^-$ ?

Ядра с большим количеством протонов (свыше 83) неустойчивы. Они распадаются на меньшие ядра, отдельные частицы. Этот процесс называют *радиоактивным распадом*. Его изучают на уроках физики. Неустойчивость больших ядер — причина того, что в природе нет элементов с порядковыми номерами, превышающими 92. Их атомы получены в лабораториях с использованием уникального оборудования, которое дает возможность фиксировать частицы, существующие долю секунды.

**Это интересно**  
 Неустойчивые ядра также имеются в атомах Технеция (элемент 5-го периода) и Прометия (элемент 6-го периода).

## ВЫВОДЫ

Атом состоит из ядра и электронов. Ядро имеет положительный заряд; в нем содержатся протоны, нейтроны и сосредоточена почти вся масса атома. Количество протонов и электронов в атоме одинаково. Оно совпадает с порядковым номером элемента. Количество нейтронов в атоме (для 20 элементов) равно разности между относительной атомной массой и количеством протонов.

Простые катионы содержат меньше электронов, чем соответствующие атомы, а простые анионы — больше.

Ядра атомов, в которых количество протонов превышает 83, неустойчивы. Они претерпевают радиоактивный распад.



200. Из каких частиц состоит атом? Чем они отличаются друг от друга? Каков состав атомного ядра?
201. Каких частиц в любом атоме одинаковое количество?
202. Существуют ли элементы, в атомах которых нет: а) протонов; б) нейтронов?
203. Заполните пустые клетки в таблице:

Элемент				Количество в атоме		
название	символ	порядковый номер (протонное число)	нуклонное число	протонов	электронов	нейтронов
Цезий						
			75			
		83				

204. Сравните количество частиц каждого типа в ионах  $\text{Na}^+$  и  $\text{P}^{3-}$ .
205. Укажите элемент, атом которого имеет наибольшее количество электронов: Si, B, N, Cl.
206. Найдите элемент, атом которого имеет наименьшее количество протонов: C, Mg, K, Ar.
207. Укажите элемент, атом которого имеет наибольшее количество нейтронов: Sc, As, Mn.



208. Сколько электронов в таких ионах:  $S^{2-}$ ,  $H^+$ ,  $H^-$ ,  $Mg^{2+}$ ?
209. Определите в сложных ионах  $OH^-$  и  $NH_4^+$  количество: а) протонов; б) электронов.
210. Запишите символы элементов Кобальта, Аурума и Бисмута вместе с соответствующими протонными и нуклонными числами.

---

## 24 Изотопы

---

**Материал параграфа поможет вам:**

- выяснить, что такое изотопы и нуклиды;
- вычислять относительную атомную массу элемента, зная его изотопный состав;
- убедиться в том, что понятия «относительная атомная (молекулярная, формульная) масса» и «моль» требуют уточнения;
- выяснить, что такое радионуклиды и как они влияют на живые организмы.

**Изотопы.** Вы знаете, что атомы состоят из частиц трех типов — протонов, нейтронов и электронов. Атомы одного элемента содержат одинаковое количество протонов и электронов, но не всегда — одинаковое количество нейтронов.

**Виды атомов одного элемента с разным количеством нейтронов называют *изотопами*<sup>1</sup>.**

Для элемента Гидрогена известны три изотопа. Каждый из них имеет свое название и обозначение (рис. 55). В природе больше всего атомов Гидрогена, ядра которых состоят только из протона. Среди нескольких тысяч таких атомов встречается атом, в ядре которого, кроме

---

<sup>1</sup> Термин происходит от греческих слов *isos* — одинаковый и *topos* — место. Изотопы «принадлежат» одной клетке периодической системы.

**Рис. 55.**  
Изотопы  
Гидрогена



протона, есть еще и нейтрон. Эти два вида атомов — Протий и Дейтерий — являются природными изотопами Гидрогена. Физикам удалось получить в лаборатории атомы этого элемента с двумя нейтронами в ядре. Такой, искусственный, вид атомов Гидрогена назвали Тритием.

Нуклонные числа (суммарные количества протонов и нейтронов) для изотопов Гидрогена составляют 1, 2 и 3. Таким образом, *изотопы* — это виды атомов одного элемента с разными нуклонными числами.

*Вещества, образованные изотопами элемента, немного различаются по физическим свойствам. Плотность «тяжелой» воды ( $D_2O$ ) составляет  $1,104 \text{ г/см}^3$ , а температура кипения (при нормальном давлении) —  $+101,43^\circ\text{C}$ . Для обычной воды ( $H_2O$ ) эти физические характеристики вам хорошо известны —  $1,000 \text{ г/см}^3$  и  $+100^\circ\text{C}$ . Химические свойства обоих веществ одинаковы. «Тяжелая» вода, как и обычная, взаимодействует с натрием, кальций оксидом, фосфор(V) оксидом, другими соединениями.*

В природе многие элементы представлены несколькими видами атомов, т. е. изотопами, а для двадцати элементов, упомянутых в предыдущем параграфе, существует лишь по одному виду атомов (атомы каждого из этих элементов абсолютно одинаковы).

Изотопы обозначают с помощью символов или названий элементов с обязательным указанием нуклонного числа. Его записывают верхним индексом слева от символа элемента

( $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$ ) или после названия элемента через дефис (Хлор-35, Хлор-37). Часто используют полные обозначения изотопов —  $^1_1\text{H}$ ,  $^2_1\text{H}$ ,  $^3_1\text{H}$ ,  $^{35}_{17}\text{Cl}$ ,  $^{37}_{17}\text{Cl}$  (нижний индекс — заряд ядра, или протонное число).

### Какой-либо вид атомов называют нуклидом.

**Нуклиды**  
 $^1\text{H}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $^{40}\text{K}$

Нуклидами являются виды атомов различных элементов:  $^1\text{H}$ ,  $^{12}\text{C}$ ,  $\text{D}$ ,  $^{23}\text{Na}$ ,  $^{238}\text{U}$ ,  $^{13}\text{C}$ ,  $^{35}\text{Cl}$ ,  $^{37}\text{Cl}$  и др. Общее число известных в настоящее время нуклидов составляет почти 2300.

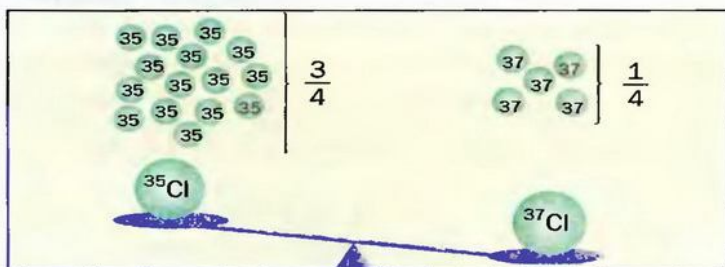
*Изотопы — это нуклиды (виды атомов) одного элемента:*

**Изотопы**  
 $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$

$^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$  — изотопы Гидрогена;  
 $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  — изотопы Карбона.

**Вычисление относительных атомных масс элементов, имеющих изотопы.** В природе существует два нуклида Хлора. Для одного вида атомов нуклонное число (относительная атомная масса) равно 35, для другого — 37. Ученые обнаружили, что легкие атомы Хлора составляют три четверти от общего количества атомов этого элемента, а тяжелые атомы — одну четверть (рис. 56). По этим данным можно рассчитать относительную атомную массу Хлора:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{3}{4} \cdot 35 + \frac{1}{4} \cdot 37 = 35,5.$$



**Рис. 56.**  
Изотопы  
элемента  
Хлора

Числа  $\frac{3}{4}$  и  $\frac{1}{4}$  называют *атомными долями изотопов*. Они представляют собой отношения количеств атомов каждого нуклида к общему



### Это интересно

Бром, как и Хлор, имеет два природных нуклида —  $^{79}\text{Br}$  и  $^{81}\text{Br}$ . Их атомные доли почти одинаковы (50,5 и 49,5 %).

количеству атомов элемента. Приведенные атомные доли для изотопов Хлора можно выразить и в процентах: 75 %, 25 %.

Атомную долю обозначают греческой буквой  $\chi$  (читается «хи»). Зная атомные доли изотопов элемента ( $\chi_1, \chi_2$  и т. д.) в их природной смеси и соответствующие нуклонные числа ( $A_1, A_2$  и т. д.), можно вычислить относительную атомную массу элемента:

$$A_r = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \dots + \chi_n \cdot A_n.$$

Заметное отклонение значения относительной атомной массы элемента от целого числа указывает на существование изотопов. Так, Купрум ( $A_r = 63,546$ ) имеет два изотопа ( $^{63}\text{Cu}$  и  $^{65}\text{Cu}$ ), Цинк ( $A_r = 65,38$ ) — пять ( $^{64}\text{Zn}$ ,  $^{66}\text{Zn}$ ,  $^{67}\text{Zn}$ ,  $^{68}\text{Zn}$  и  $^{70}\text{Zn}$ ), Станнум ( $A_r = 118,71$ ) — десять.

**Уточнение важных химических понятий.** Из курса химии 7 класса вам известно, что относительные атомная, молекулярная, формульная массы являются отношениями масс атома, молекулы, формульной единицы к  $1/12$  массы атома Карбона. Однако существующие в природе атомы этого элемента неодинаковы. Карбон имеет два нуклида —  $^{12}\text{C}$  (атомов этого вида — 98,89 % от общего количества атомов Карбона) и  $^{13}\text{C}$ . В качестве атомной единицы массы выбрана  $1/12$  массы атома Карбона-12. Приводим уточненные определения упомянутых физических величин:

**относительные атомная, молекулярная, формульная массы являются отношениями массы атома, молекулы, формульной единицы к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .**

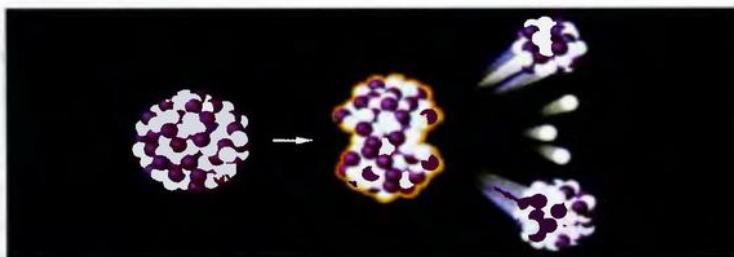
Одна из соответствующих расчетных формул имеет такой вид:

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}.$$

Уточняем также определение единицы измерения количества вещества:

**моль — это порция вещества, которая содержит столько формульных единиц (т. е. атомов, молекул, сочетаний атомов или ионов), сколько атомов содержится в 12 г нуклида  $^{12}\text{C}$ .**

**Радионуклиды.** Многие нуклиды являются неустойчивыми; ядра соответствующих атомов самопроизвольно распадаются на меньшие ядра, отдельные частицы (рис. 57). Такое явление называют радиоактивным распадом (о нем упоминалось в предыдущем параграфе). В связи с этим нуклиды делят на стабильные и радиоактивные. Последние называют радионуклидами.



**Рис. 57.**  
Распад  
ядра  
нуклида  
 $^{236}_{92}\text{U}$

Для большинства элементов известны изотопы обоих типов. Например, нуклиды Лития  $^6\text{Li}$  и  $^7\text{Li}$  являются стабильными, а  $^9\text{Li}$  — радиоактивный. Элементы с порядковыми номерами 43, 61, а также 84 и выше имеют только радиоактивные изотопы. В клетках периодической системы указаны (в квадратных скобках) нуклонные числа тех нуклидов, которые распадаются наиболее медленно.

**Применение радионуклидов.** Радионуклиды используют в биологии, химии, медицине, археологии, современной технике, а также в физических экспериментах, связанных с получением новых элементов.

Важной сферой применения радиоактивных изотопов является атомная энергетика. На атомных электростанциях вырабатывают почти половину всей электроэнергии в Украине.

#### **Это интересно**

По содержанию радионуклида  $^{14}\text{C}$  в ископаемых останках растений, животных, первобытного человека определяют их возраст.



Во время распада неустойчивых ядер атомов возникает излучение, небольшие дозы которого приводят к серьезным заболеваниям, а высокие — к гибели всего живого. Поэтому работа с радиоактивными веществами требует особого внимания, осторожности и должна предусматривать защиту людей и окружающей среды от этого излучения.

*Некоторые радиоактивные изотопы, например Карбон-14, Калий-40, встречаются в природе, но, к счастью, в очень незначительном количестве. Они медленно распадаются и не приносят вреда живым организмам.*

**Атомные катастрофы.** Атом бывает не только мирным. Явление радиоактивного распада атомов Урана, Плутония было использовано для создания атомного (ядерного) оружия. Такое оружие применили Соединенные Штаты Америки в 1945 г. против мирного населения. Были сброшены две атомные бомбы на японские города Хиросима и Нагасаки. В одно мгновение погибли тысячи людей, на значительных территориях оказались разрушенными все здания. Человечество узнало о лучевой болезни, из-за которой умерло в течение нескольких десятилетий много жителей этих городов.

В мире предпринимаются меры по ограничению производства ядерного оружия. Действуют международные соглашения о запрете его испытаний в воздухе, на земной поверхности, под водой. Человечество должно приложить максимум усилий, чтобы не допустить возникновения атомного конфликта. Иначе жизнь на нашей планете может исчезнуть навсегда (рис. 58).

В 1986 г. в Украине произошла авария на Чернобыльской атомной электростанции (ЧАЭС). Она привела к разрушению 4-го блока станции (рис. 59) и выброса в окружающую

### **Это интересно**

При взрыве атомной бомбы выделяется в миллион раз больше энергии, чем при взрыве обычной бомбы.



**Рис. 58.**  
Человечество  
помнит об  
опасном  
атоме



среду значительных масс радиоактивных веществ. Погибли люди — те, кто тушил возникший пожар, кто работал вблизи атомного реактора. Позже потеряли здоровье или умерли тысячи людей, участвовавших в ликвидации последствий аварии.

**Рис. 59.**  
4-й блок ЧАЭС  
после аварии



Значительная часть территории Украины, загрязненная радионуклидами, постепенно восстанавливается естественным путем. Однако в зоне, примыкающей к ЧАЭС, до сих пор запрещено проживать людям. Осуществляется постоянный контроль за состоянием защитного сооружения, которое возведено над разрушенным реактором.

Необходимыми условиями для развития атомной энергетики являются максимальная безопасность людей и надежность оборудования.

## ВЫВОДЫ

Виды атомов одного элемента с различным количеством нейтронов называют изотопами, а любой вид атомов — нуклидом. Изотопы — это нуклиды одного элемента.

Относительные атомная, молекулярная, формульная массы являются отношениями массы

атома, молекулы или формульной единицы к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

Моль — порция вещества, которая содержит столько формульных единиц, сколько атомов содержится в 12 г нуклида  $^{12}\text{C}$ .

Нуклиды бывают стабильными и радиоактивными. Радионуклиды используют в различных областях науки, техники, в энергетике, медицине, военном деле.

Радиоактивные вещества опасны для людей, всей живой природы.



211. Что такое изотопы, нуклиды? Как их обозначают? Ответ проиллюстрируйте примерами.
212. Сколько протонов, нейтронов и электронов имеет каждый из таких нуклидов:  $^{20}\text{Ne}$ ,  $^{21}\text{Ne}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{40}\text{Ca}$ ,  $^{192}\text{Pt}$ ?
213. Приведите полные обозначения таких нуклидов: Нитроген-15, Сульфур-33, Неон-22.
214. Учитывая, что в природе существуют два нуклида Гидрогена ( $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ) и три нуклида Оксигена ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ ), определите, сколько может быть разновидностей молекул воды. Напишите их химические формулы с обозначением нуклидов (образец —  $^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}$ ). Сколько значений массы может иметь молекула воды?
215. Один ученик сказал, что относительная масса атома равна относительной атомной массе соответствующего элемента, приведенной в периодической системе, а второй ему возразил. Кто из учеников прав? Ответ аргументируйте.
216. Природный Магний состоит из изотопов  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  и  $^{26}\text{Mg}$ . Атомная доля первого нуклида составляет 78,7 %, второго — 10,1 %. Рассчитайте относительную атомную массу элемента.
217. Элемент Бор имеет два природных нуклида. Атомная доля нуклида  $^{11}\text{B}$  составляет 80,43 %. Используя точное значение относительной атомной массы Бора, приведенное в периодической системе, определите второй нуклид этого элемента.
218. Что такое радионуклиды? Какое явление называют радиоактивным распадом?
219. В медицине используют радионуклид, атом которого содержит 54 заряженные и 33 электронейтральные частицы. Приведите обозначение этого радионуклида.

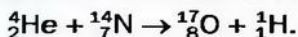


## Ядерные реакции

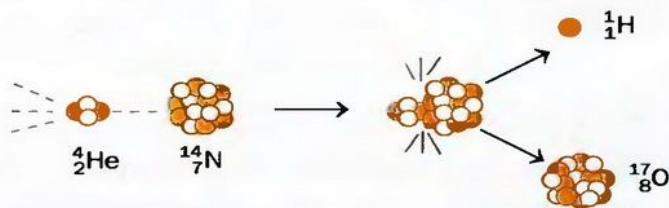
Элементы, не существующие в природе (их свыше 20), называют искусственными. Они «родились» в научных лабораториях в результате ядерных реакций — превращений, при которых изменяются ядра атомов.

Ученые пытаются соединить атомные ядра с протонами, нейтронами, другими (легкими) ядрами. Эти частицы разгоняют до высокой скорости в специальных установках (ускорителях) и бомбардируют ими ядра-мишени. Во время таких экспериментов иногда образуются атомы новых элементов. Заметим, что при химических реакциях элементы остаются неизменными.

Впервые ядерную реакцию осуществил английский физик Э. Резерфорд в 1919 г. Он «облучал» атомы Нитрогена  $\alpha$ -частицами (это — ядра атомов Гелия) и обнаружил образование ядер одного из нуклидов Оксигена, а также протонов (рис. 60):



**Рис. 60.**  
Условное изображение ядерной реакции



Уравнение ядерной реакции отличается от химического уравнения наличием индексов слева от символа каждого элемента. Верхний индекс, как вам известно, является нуклонным числом, а нижний — протонным числом. Суммы одноименных индексов в левой и правой частях уравнения ядерной реакции одинаковы. Например, для приведенного выше уравнения они таковы!:

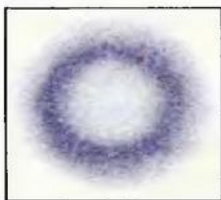
$$4 + 14 = 17 + 1; \quad 2 + 7 = 8 + 1.$$

Открытие Резерфорда инициировало проведение многих экспериментов с целью получения новых, неизвестных науке элементов.

Во второй половине прошлого столетия и в начале нынешнего американские, российские и немецкие физики с помощью ядерных реакций получили ряд элементов, которые «заняли» пустые клетки в периодической системе после Урана. Их назвали трансурановыми элементами. Они принадлежат к III группе, побочной подгруппе.



**Рис. 61.**  
«Места  
пребывания»  
электрона в  
атоме Гидрогена



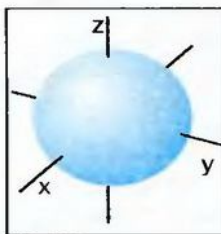
Материал параграфа поможет вам:

- понять, что такое орбиталь, энергетический уровень и подуровень;
- выяснить формы и размещение орбиталей в пространстве;
- определять максимальное количество электронов на энергетическом уровне и подуровне.

Результаты исследований электронов свидетельствуют о том, что эти частицы отличаются от обычных физических тел. Электрон имеет свойства и частицы, и волны. Точно определить его размер, траекторию движения и координаты в пространстве невозможно.

**Электронные орбитали.** Электрон может находиться в любой точке атома (рис. 61).

**Часть пространства в атоме, где пребывание электрона наиболее вероятно, называют орбиталью.**



**Рис. 62.**  
Сферическая  
орбиталь  
(*s*-орбиталь)

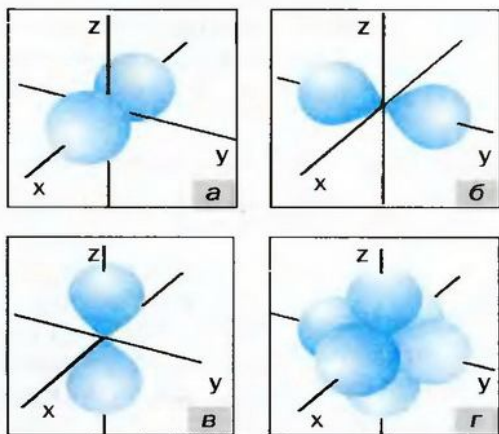
Орбиталь с электроном похожа на микроскопическое облако (существует термин «электронное облако»). В нем распределены и масса, и заряд электрона.

Орбитали могут иметь несколько форм<sup>1</sup>. Простейшая среди них — *сферическая* (рис. 62), т. е. форма шара (в его центре находится ядро атома). Такую орбиталь обозначают буквой *s*, а электрон в ней называют *s*-электроном. Вторая разновидность формы — *гантелеобразная* (рис. 63). Ее имеет *p*-орбиталь. Такие орбитали размещены в пространстве вдоль осей *x*, *y*, *z*; поэтому их еще называют *p<sub>x</sub>*-, *p<sub>y</sub>*-, *p<sub>z</sub>*-орбиталями. В них находятся *p*-электроны. Существу-

<sup>1</sup> Формы орбиталей определены с помощью расчетов.

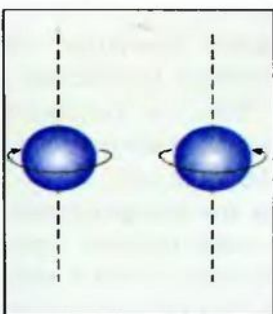
ют еще  $d$ - и  $f$ -орбитали, которые имеют более сложные формы.

**Рис. 63.**  
Гантелеобразные орбитали ( $p$ -орбитали):  
а, б, в —  $p$ -орбитали с разным размещением в пространстве;  
г — три  $p$ -орбитали в одном атоме



Любую орбиталь упрощенно изображают маленьким квадратом  $\square$ , а электрон в ней — стрелкой:  $\uparrow$ .

В каждой орбитали может находиться один или два электрона. Эти два электрона отличаются друг от друга свойством, которое называют *спином*<sup>1</sup>. Его упрощенно представляют как вращение электрона вокруг собственной оси (так вращается наша планета, вследствие чего происходит смена дня и ночи). Один из электронов вращается вокруг этой оси по часовой стрелке, другой — против часовой стрелки, т. е. имеет противоположный спин (рис. 64). Эти электроны обозначают в орбитали противоположно направленными стрелками:



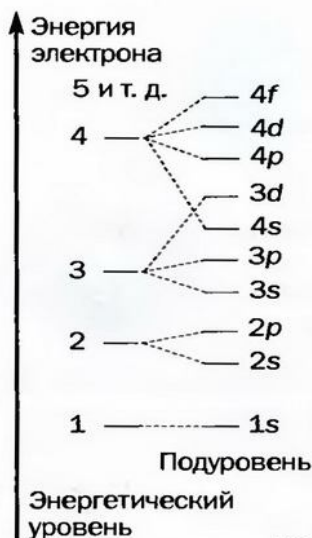
**Рис. 64.**  
Электроны с разными спинами

Орбиталь, в которой находятся два электрона, является заполненной. Если в орбитали — один электрон, его называют *неспаренным*, а если два — *спаренными*.

<sup>1</sup> Термин происходит от английского слова spin — вращаться.

**Энергетические уровни.** Важнейшей характеристикой электрона, которую можно определить довольно точно, является его *энергия*. Электроны, которые занимают в атоме одну или несколько орбиталей одинаковой формы и размера, имеют одинаковую энергию.

**Чем компактнее орбиталь и чем ближе к ядру находится электрон, тем его энергия меньше.**



**Схема 16.**  
Энергетические уровни

Современная модель атома учитывает энергию электронов. В ней эти частицы распределяют по так называемым *энергетическим уровням* (схема 16). Каждый энергетический уровень заполняют электронами с одинаковой или очень близкой энергией. Электроны первого уровня имеют наименьшую энергию; они находятся на наименьшем расстоянии от ядра атома. Второго уровня занимают электроны с большей энергией, третий — с еще большей и т. д.

Вместо термина «энергетический уровень» нередко используют другой — «электронная оболочка».

Энергетические уровни состоят из *подуровней*, причем номер уровня указывает на количество подуровней. Так, у первого уровня имеется один подуровень, у второго — два, у третьего — три (схема 16) и т. д.

**Распределение электронов по энергетическим уровням.** Каждый энергетический уровень вмещает ограниченное количество электронов. Их максимальное число определяют по формуле

$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

где  $n$  — номер уровня.

На *первом энергетическом уровне* может находиться не более чем  $2 \cdot 1^2 = 2$  электрона. Они размещаются в одной орбитали (сферической), являются  $s$ -электронами, имеют одну и ту же энергию, но различаются своими спинами.



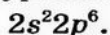
Заполнение электронами первого энергетического уровня проиллюстрируем так называемыми электронными формулами (рис. 65) и их графическими вариантами:



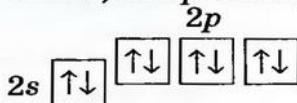
**Рис. 65.**  
Электронная формула

Второй энергетический уровень может вместить максимум  $2 \cdot 2^2 = 8$  электронов. Два из них занимают одну *s*-орбиталь, но большего объема, чем та, которая принадлежит первому уровню. Они также имеют противоположные спины. Остальные шесть электронов второго уровня являются *p*-электронами. Поскольку в каждой орбитали может находиться не более двух электронов, то *p*-орбиталей должно быть  $6 : 2 = 3$ . Это орбитали одного энергетического уровня; они имеют одинаковый объем и расположены вдоль осей координат (рис. 63).

Электронная формула заполненного второго энергетического уровня —



Сферическая орбиталь для электрона более выгодна, чем гантелеобразная. Поэтому энергия *s*-электронов второго энергетического уровня немного ниже, чем *p*-электронов:



Итак, второй энергетический уровень состоит из двух подуровней. Их обозначают так же, как и соответствующие электроны: *s*-подуровень, *p*-подуровень (схема 16).

Третий энергетический уровень вмещает не более  $2 \cdot 3^2 = 18$  электронов. Он состоит из трех подуровней — *3s*, *3p* и *3d*. Если на *s*-подуровне может быть не более 2-х электронов, на *p*-под-

**Это интересно**  
Электроны начинают заполнять *3d*-орбиталь после заполнения *4s*-орбитали.

уровне — не более 6-ти, то максимальное количество электронов на  $d$ -подуровне составляет  $18 - 2 - 6 = 10$ . Это —  $d$ -электроны; они занимают пять орбиталей.

- Запишите электронную формулу и ее графический вариант для третьего энергетического уровня, полностью заполненного электронами.

Современная модель атома позволяет воспроизвести его электронное строение, определить возможности соединения атома с другими атомами, а также потери атомом или присоединения им электронов. Все это предопределяет химические свойства простых и сложных веществ.

## ВЫВОДЫ

Часть пространства в атоме, где пребывание электрона наиболее вероятно, называют орбиталью. Орбитали имеют несколько форм — сферическую (в такой орбитали находятся  $s$ -электроны), гантелеобразную (в ней находятся  $p$ -электроны) и некоторые другие. В орбитали могут находиться один или два электрона.

Свойство электрона, напоминающее вращение вокруг собственной оси, называют спином.

В современной модели атома электроны распределяют по энергетическим уровням и подуровням. Каждый уровень и подуровень вмещает ограниченное количество электронов.



220. Что такое орбиталь? Какие формы имеют  $s$ - и  $p$ -орбитали?  
221. Как размещены в пространстве  $p$ -орбитали одного атома? Почему обозначение  $s$ -орбитали не имеет индекса (например,  $s_x$ )?

222. Найдите соответствие:

1)

2)  ↑

3)  ↑↓

- а) заполненная орбиталь;  
б) спаренные электроны;  
в) электроны с противоположными спинами;  
г) неспаренный электрон;  
д) свободная (вакантная) орбиталь.

223. Назовите характеристики, по которым один электрон может отличаться от другого или быть похожим на него.

224. Энергия какой частицы меньше: *s*-электрона на 1-м энергетическом уровне или *p*-электрона на 2-м энергетическом уровне? Ответ аргументируйте.

225. Всегда ли энергия электрона 3-го энергетического уровня выше, чем электрона 2-го уровня? Изменится ли ответ, если сравнивать энергию электрона 4-го уровня и электрона 3-го уровня? Используйте схему 16.

226. Какая запись дает больше информации об электронах: электронная формула или ее графический вариант? Почему?

227. Среди указанных подуровней назовите те, которые в атоме невозможны:  $6p$ ,  $2d$ ,  $1p$ ,  $5s$ .

## 26

## Строение электронных оболочек атомов

Материал параграфа поможет вам:

- составлять электронные формулы атомов;
- прогнозировать значения валентности элемента, исходя из электронного строения атома;
- различать основное и возбужденное состояния атома.

**Размещение электронов в атомах.** Все в окружающем мире стремится перейти в состояние с наименьшей энергией. Такое состояние является самым устойчивым и потому самым выгодным. Принципом наименьшей энергии определяется и электронное строение атома.

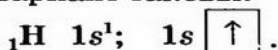


## Электроны в атоме размещаются так, чтобы их энергия была минимальной.

Рассмотрим, как заполняют электроны энергетические уровни и подуровни в атомах различных элементов.

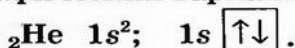
Атом элемента № 1 Гидрогена содержит только один электрон. Согласно принципу наименьшей энергии этот электрон должен находиться как можно ближе к ядру, т. е. принадлежать первому энергетическому уровню и занимать *s*-орбиталь.

Электронная формула атома Гидрогена<sup>1</sup> и ее графический вариант таковы:



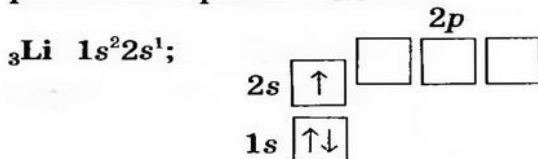
Атом элемента № 2 Гелия имеет два электрона. Может ли второй электрон разместиться на первом энергетическом уровне? Да, так как максимальная «емкость» первого уровня — 2 электрона. Эти частицы будут различаться только своими спинами.

Запишем электронную формулу атома Гелия и ее графический вариант:



В атоме элемента № 3 Лития — три электрона. Два электрона занимают *1s*-орбиталь (схема 16). Первый энергетический уровень заполнен, и третий электрон размещается на втором уровне. Из орбиталей *2s*- и *2p*- он «выбирает» ту, которая имеет более низкую энергию, т. е. *2s*-орбиталь.

Электронная формула атома Лития и ее графический вариант таковы:



<sup>1</sup> Запись электронной формулы атома еще называют электронной конфигурацией.

Электроны на последнем энергетическом уровне атома называют *внешними*. В атоме металлического элемента Лития — один внешний электрон; он находится в  $2s$ -орбитали.

Чтобы выделить в атоме внешние электроны, используют сокращенную запись электронной формулы. Для атома Лития она такова:  $[\text{He}]2s^1$ . Символ элемента Гелия в квадратных скобках означает, что внутренняя часть электронной оболочки атома Лития такая же, как и электронная оболочка атома Гелия ( $1s^2$ ). Сокращенные записи электронных формул атомов имеются в коротком варианте периодической системы Менделеева (форзац I, рис. 66).

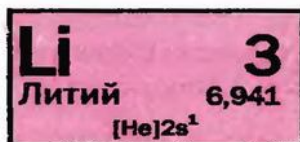
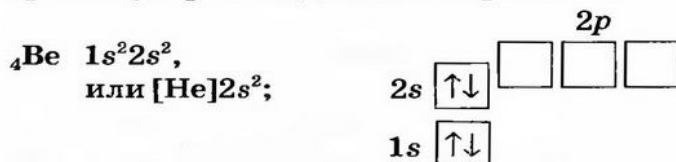


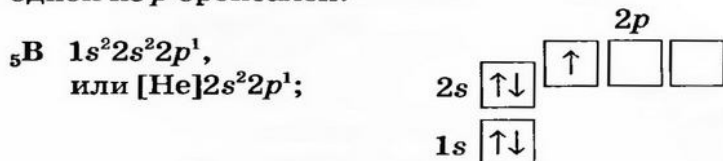
Рис. 66.  
Клетка  
элемента  
Лития

Иногда электронные формулы атомов записывают, указывая только внешние электроны. Такая формула для атома Лития —  $\dots 2s^1$ .

В атоме элемента № 4 Бериллия — 4 электрона. Четвертый электрон «составляет пару» третьему и размещается в  $2s$ -орбитали:

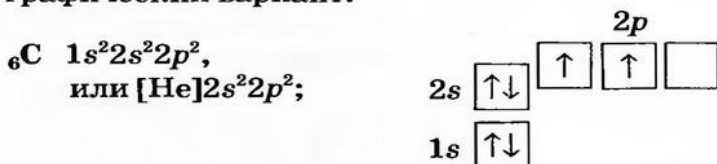


Атом элемента № 5 Бора имеет 5 электронов. Пятый электрон принадлежит второму энергетическому уровню и размещается в одной из  $p$ -орбиталей:

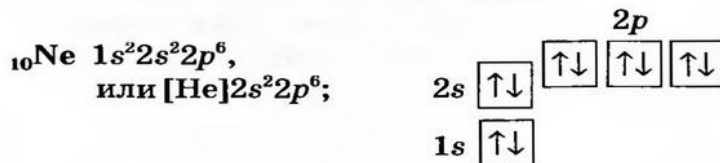
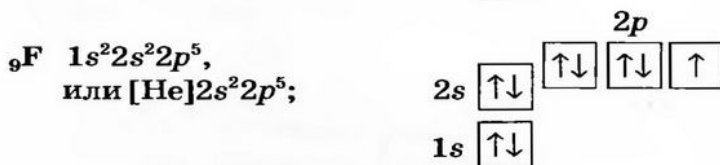
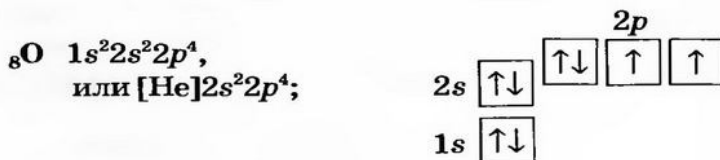
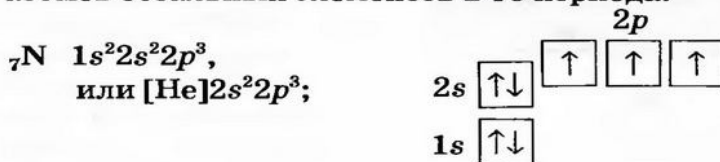


В атоме элемента № 6 Карбона появляется шестой электрон. Он может либо «подселиться» к пятому электрону в одну  $p$ -орбиталь, либо занять другую  $p$ -орбиталь. Реализуется вторая возможность: электроны, имея одноименные заряды, отталкиваются друг от друга; им выгоднее разместиться в разных орбиталях.

Электронная формула атома Карбона и ее графический вариант:

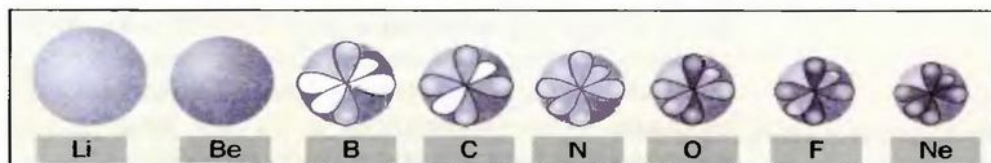


Учитывая то, что каждый электрон старается занять вакантную орбиталь последнего подуровня, а в случае ее отсутствия «подселяется» к другому электрону (с противоположным спином), запишем электронные формулы атомов остальных элементов 2-го периода:



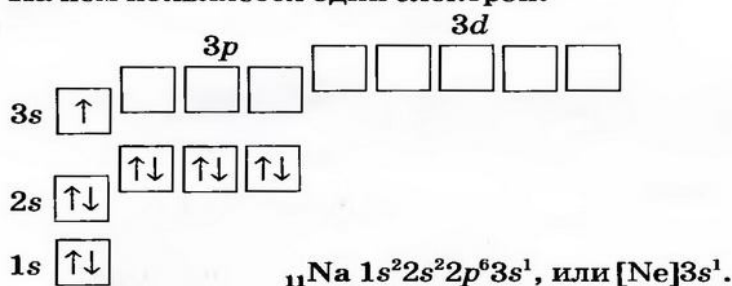
**Рис. 67.**  
Атомы  
элементов  
2-го периода

Заполнение электронами орбиталей внешнего энергетического уровня в атомах элементов 2-го периода показано на рисунке 67.





В атоме элемента № 11 Натрия начинается заполнение третьего энергетического уровня. На нем появляется один электрон:

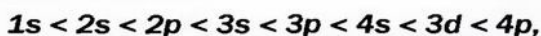


► Выведите электронные формулы атомов остальных элементов 3-го периода.

**Это интересно**  
Электронное строение атомов элементов, открытых в последнее время, не установлено.

Советуем запомнить: количество энергетических уровней атома, на которых находятся электроны, совпадает с номером периода, в котором находится элемент.

При составлении электронных формул атомов элементов 4-го периода нужно учитывать, что энергия подуровней возрастает в таком порядке (схема 16):



а на последнем энергетическом уровне в атоме не бывает больше 8 электронов.

Состояние атома, в котором орбитали заполнены электронами в соответствии с принципом наименьшей энергии, называют *основным*.

**Внешние электроны атома и валентность элемента.** Существует связь между размещением электронов на последнем энергетическом уровне атома и значениями валентности элемента.

Сопоставим некоторые факты. Атом Гидрогена имеет один электрон; значение валентности элемента равно 1. На внешнем энергетическом уровне атома Лития — тоже один электрон, а атома Флуора — семь электронов,

среди которых один — неспаренный. Литий и Флуор — одновалентные элементы. В атоме Оксигена на внешнем уровне — два неспаренных электрона; этот элемент двухвалентен.

**Количество неспаренных электронов в атоме указывает на возможное значение валентности элемента.**

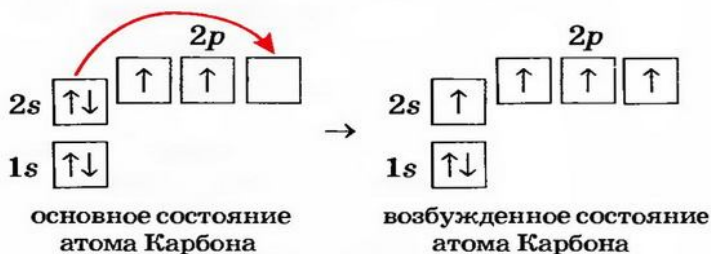
Атом Карбона содержит два неспаренных электрона (с. 166). Однако этот элемент в своих соединениях (кроме угарного газа CO) проявляет валентность 4. Значит, в атоме Карбона должно быть не два, а четыре неспаренных электрона. Они появляются в результате разъединения пары  $2s$ -электронов: один из электронов, получив порцию энергии, переходит в вакантную  $p$ -орбиталь.

Процесс перехода электрона с одной орбитали в другую (в пределах одного энергетического уровня) называют *возбуждением атома*. Возбужденное состояние атома обозначают звездочкой сверху после символа элемента:



**Это интересно**

Отдельный атом, находящийся в возбужденном состоянии, быстро возвращается в основное состояние, теряя при этом часть своей энергии.



В атомах Оксигена и Флуора нет вакантных орбиталей. Поэтому разъединение пар  $2s$ - и  $2p$ -электронов невозможно. Значение валентности этих элементов совпадает с количеством неспаренных электронов в атомах: 2 — для Оксигена и 1 — для Флуора.

В атомах Гелия и Неона во всех орбиталях находятся лишь пары электронов, а свободных орбиталей нет. Эти элементы не проявля-

ют такого свойства как валентность; их атомы неспособны соединяться друг с другом и с другими атомами.

## ВЫВОДЫ

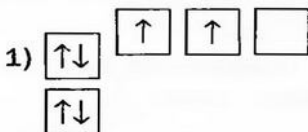
Электроны в атоме размещаются так, чтобы их энергия была минимальной. На каждом энергетическом уровне электроны сначала заполняют *s*-орбитали, а затем — *p*-орбитали.

Количество неспаренных электронов в атоме указывает на возможное значение валентности элемента.

Атом при наличии свободных орбиталей на последнем энергетическом уровне может переходить в возбужденное состояние. При этом за счет разъединения электронных пар количество неспаренных электронов в атоме возрастает и возникает предпосылка для проявления элементом более высокой валентности.

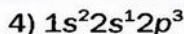
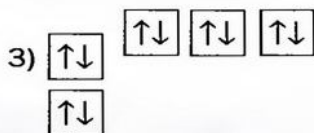
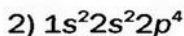


228. Атом элемента 2-го периода имеет на последнем энергетическом уровне 6 электронов. Сколько среди них спаренных электронов, а сколько — неспаренных?
229. Атомы каких элементов 2-го периода в основном состоянии имеют один неспаренный электрон, два неспаренных электрона?
230. Назовите элемент, атом которого имеет такую электронную формулу: а)  $1s^2$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; в)  $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ ; г)  $[\text{Ne}] 3s^1$ .
231. Назовите два элемента, атомы которых в основном состоянии содержат одинаковое количество всех *s*- и всех *p*-электронов.
232. Может ли существовать возбужденное состояние для атомов Гидрогена, Силиция, Нитрогена? Ответы обоснуйте.
233. Найдите соответствие:



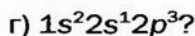
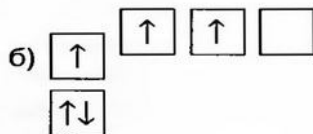
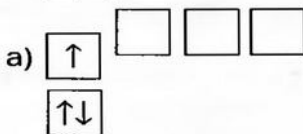
- а) основное состояние атома;  
 б) возбужденное состояние атома.





234. Напишите электронную формулу и изобразите ее графический вариант для возбужденного атома Бора.

235. Какое значение валентности проявляет атом с такой электронной формулой:



# 27

## Периодический закон и электронное строение атомов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, чем современная формулировка периодического закона отличается от той, которую дал Д. И. Менделеев;
- понять физическую суть периодического закона;
- усвоить связь между номером периода и количеством энергетических уровней в атоме, а также между номером группы и количеством электронов на внешнем энергетическом уровне;
- объяснять изменение радиусов атомов элементов в периодах и группах.

**Современная формулировка периодического закона.** Д. И. Менделеев, как и его современники, еще не знал, какое строение имеет

атом. Однако он был уверен в том, что причину периодичности в изменениях химического характера элементов и свойств веществ нужно искать в самих атомах. Ученый понимал, что периодический закон требует более глубокого познания.

Открытие сложного строения атома помогло установить, что фундаментальной характеристикой каждого элемента является заряд ядра атома, а не масса, поскольку у большинства элементов есть изотопы. Поэтому ныне периодический закон формулируют так:

**свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов.**

Известно, что Менделеев разместил в периодической системе Иод после Теллура, хотя масса атома Иода немного меньше. Основными критериями для ученого были, кроме атомной массы, химический характер элементов и свойства образованных ими веществ. Теперь мы знаем, что ядро атома Иода содержит на один протон больше, чем ядро атома Теллура, и поэтому порядковый номер Иода должен быть на единицу бóльшим.

*В периодической системе имеется еще несколько пар элементов, которые следовало бы поменять местами, учитывая значения атомных масс. Среди них — Аргон и Калий. Атом Калия содержит на один протон больше. Но почему его относительная атомная масса меньше, чем Аргона? Оба элемента имеют по три природных нуклида. Аргон почти целиком состоит из «тяжелого» нуклида  $^{40}\text{Ar}$ ; таких атомов — 99,6 % от их общего количества (существуют еще нуклиды  $^{36}\text{Ar}$  и  $^{38}\text{Ar}$ ). У Калия преобладает «легкий» нуклид  $^{39}\text{K}$ , на который приходится 93,2 % всех атомов (существуют еще нуклиды  $^{40}\text{K}$  и  $^{41}\text{K}$ ).*

**Физическая суть периодического закона.**  
Обратим внимание на внешние электронные оболочки атомов первых 18 элементов (рис. 68).

Период	Группы								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1 H $1s^1$ (I)*								2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$ (I)	4 Be $2s^2$ (II)	5 B $2s^2 2p^1$ (III)	6 C $2s^2 2p^2$ (IV)	7 N $2s^2 2p^3$ (V)	8 O $2s^2 2p^4$ (VI)	9 F $2s^2 2p^5$ (VII)	10 Ne $2s^2 2p^6$	
3	11 Na $3s^1$ (I)	12 Mg $3s^2$ (II)	13 Al $3s^2 3p^1$ (III)	14 Si $3s^2 3p^2$ (IV)	15 P $3s^2 3p^3$ (V)	16 S $3s^2 3p^4$ (VI)	17 Cl $3s^2 3p^5$ (VII)	18 Ar $3s^2 3p^6$	

\* В скобках приведено значение валентности элемента (единственное или максимальное).

**Рис. 68.**  
Фрагмент периодической системы

Вы видите, что в естественном ряду химических элементов количество внешних электронов в атомах и их размещение в орбиталях периодически повторяются. Например, в атомах Гидрогена (элемент № 1), Лития (№ 3), Натрия (№ 11) на последнем энергетическом уровне находится один *s*-электрон, в атомах Гелия (№ 2), Бериллия (№ 4), Магния (№ 12) — два *s*-электрона.

Зная количество внешних электронов, можно предсказать химический характер элемента. В атомах элементов 2-го и 3-го периодов Лития, Бериллия, Натрия, Магния, Алюминия на последнем энергетическом уровне находится небольшое количество электронов — от 1 до 3. Это металлические элементы. В атомах неметаллических элементов внешних электронов больше — от 4 до 8.

Поскольку состав внешней электронной оболочки атома влияет на химический характер элемента, то периодичность изменения электронного строения атомов элементов обуславливает периодичность изменения состава и свойств веществ. В этом заключается *физическая суть периодического закона*.

**Классификация элементов по электронному строению атомов.** В основе одной из классификаций химических элементов лежит элек-



тронное строение атомов. В зависимости от типа орбитали, в которой размещаются электроны с наибольшей энергией (внешние электроны), элементы делят на четыре типа: *s-элементы*, *p-элементы*, *d-элементы* и *f-элементы*. Клетки элементов каждого типа в периодической системе имеют определенный цвет — розовый (*s-элементы*), желтый (*p-элементы*), синий (*d-элементы*) или зеленый (*f-элементы*).

*s-Элементы* (кроме Гелия) принадлежат к главным подгруппам I и II групп, а *p-элементы* — главным подгруппам III—VIII групп. Во всех побочных подгруппах содержатся *d-элементы*, а *f-элементы* принадлежат к побочной подгруппе III группы. Это — лантаноиды и актиноиды; они вынесены за пределы основного поля периодической системы.

**Периодическая система, электронное строение атомов и валентность элементов.** С электронным строением атомов согласуются номера периодов и групп:

- номер периода, в котором находится элемент, указывает на количество энергетических уровней (электронных оболочек) в его атоме;
- номер группы, к которой принадлежит *s*- или *p*-элемент, совпадает с количеством электронов на внешней оболочке атома<sup>1</sup> и указывает на максимальное значение валентности элемента (рис. 68). Поэтому внешние электроны еще называют *валентными*.

Существует несколько элементов, максимальные значения валентности которых отличаются от номеров соответствующих групп периодической системы. Нитроген — элемент V группы, но значение его валентности не превышает 4. Постоянные значения валентности Оксигена (2) и Флуора (1) также не отвечают номерам групп (VI и VII). Причину этого мы рассмотрели в предыдущем параграфе.

---

<sup>1</sup> Для *d*-элементов III—VII групп номера групп совпадают с общим числом электронов на двух последних подуровнях (*d*- и *s*-).

**Радиусы атомов элементов в периодах и группах.** Атом в нашем представлении является микроскопическим шариком, имеющим определенный радиус<sup>1</sup>.

*Радиус атома — это расстояние от центра ядра до сферической поверхности, которой касаются орбитали с электронами последнего энергетического уровня.*

Радиусы атомов зависят от зарядов ядер и количества энергетических уровней, на которых размещены электроны.

Атомы элементов одного периода имеют одинаковое количество энергетических уровней, но разные радиусы (рис. 67, 69). Заряды ядер атомов элементов в периоде возрастают. *Чем больше заряд ядра, тем ближе к нему находятся электроны и тем радиус атома меньше.* Такую зависимость объясняет закон физики, согласно которому частица с большим зарядом сильнее притягивает (или отталкивает) другую.

### **Радиусы атомов элементов в периоде уменьшаются слева направо.**



**Рис. 69.**  
Атомы  
элементов  
3-го периода

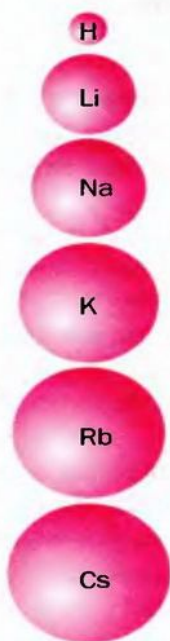
► Воспользовавшись рисунком 69, сопоставьте радиусы атомов металлических и неметаллических элементов 3-го периода.

Теперь сравним атомы элементов одной группы (подгруппы). В них с увеличением порядкового номера возрастает количество энергетических уровней, на которых размещены электроны. Это приводит к увеличению размеров атомов (рис. 70). *Чем больше энергетических уровней имеет атом, тем его радиус больше.*

<sup>1</sup> Радиусы отдельного атома и такого, который находится в веществе, различны.



## Радиусы атомов элементов в группе (подгруппе) возрастают сверху вниз.



**Рис. 70.**  
Атомы  
элементов  
главной  
подгруппы  
I группы

Обратите внимание на заряды ядер атомов Лития, Натрия и Калия. Они резко возрастают: +3 (Li), +11 (Na), +19 (K). Это должно усилить притяжение электронов к ядру и вызвать уменьшение радиусов атомов. Однако возрастающие заряды ядер в значительной мере экранируются зарядами электронов внутренних оболочек, как бы нейтрализуются ими. А количество этих электронов от Лития к Калию увеличивается почти так же, как и заряды ядер. Поэтому определяющим фактором, который влияет на радиусы атомов элементов одной группы (подгруппы), является количество энергетических уровней.

### ВЫВОДЫ

Периодический закон ныне формулируют так: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов.

Физическая суть периодического закона заключается в том, что с возрастанием зарядов ядер периодически изменяется электронное строение атомов, что обуславливает периодическое изменение химического характера элементов, их валентности, свойств простых веществ и соединений.

Исходя из электронного строения атомов, различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы.

Номер периода, в котором находится элемент, указывает на количество энергетических уровней в его атоме, а номер группы — на количество электронов на внешнем уровне и максимальное значение валентности.

Радиусы атомов элементов в периоде уменьшаются слева направо, а в группе (подгруппе) возрастают сверху вниз.





236. Постепенно или периодически изменяется с возрастанием порядкового номера элемента:
- общее количество электронов в атоме;
  - количество электронов на внешнем энергетическом уровне?
237. Какова, на ваш взгляд, причина того, что относительная атомная масса Теллура больше, чем Иода, хотя атом Теллура содержит на 1 протон и 1 электрон меньше?
238. Выпишите в столбик все символы элементов, которые начинаются с буквы N. После каждого символа укажите название и тип соответствующего элемента (s-, p-, d- или f-элемент).
239. Не составляя электронных формул, укажите количество электронов на последнем энергетическом уровне в атомах Cl, Pb, As, Kr.
240. Какую информацию о химическом элементе можно получить из электронной формулы атома?
241. Элементам каких типов принадлежат такие электронные формулы атомов: а)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^1$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ?
242. Что такое радиус атома? От каких факторов зависит его значение?
243. Атом какого элемента в каждой паре имеет больший радиус: Si—P, F—Br, H—He, Na—Be? Ответы аргументируйте.
244. Определив характер изменения радиусов атомов в рядах элементов Be—Mg—Al и Be—B—Al, выберите правильный ответ:
- радиус атома Бериллия больше, чем атома Алюминия;
  - радиус атома Алюминия больше, чем атома Бериллия;
  - радиусы атомов Бериллия и Алюминия почти одинаковы.
245. Назовите элемент, атом которого, на ваш взгляд, имеет: а) наименьший радиус; б) наибольший радиус. Объясните ваш выбор.

---

# 28

## Характеристика элемента по его положению в периодической системе и строению атома

---

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что понимают под характеристикой химического элемента;

составлять характеристику элемента и определять тип его простого вещества по положению элемента в периодической системе и строению атома.

Разобравшись в сути периодического закона, зная, какая информация об элементах имеется в периодической системе, и опираясь на электронное строение атома, вы можете составить характеристику элемента, определить тип его простого вещества.

### План характеристики элемента

1. Место элемента в периодической системе (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа).

2. Относительная атомная масса.

3. Состав атома, т. е. количество протонов, нейтронов (если элемент входит в число двадцати элементов, имеющих по одному природному нуклиду) и электронов. Вероятность существования природных изотопов (по отклонению значения относительной атомной массы от ближайшего целого числа).

4. Электронное строение атома, т. е. размещение электронов на энергетических уровнях и подуровнях.

5. Тип элемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), его химический характер (металлическим или неметаллическим является элемент).

6. Максимальное и минимальное значения валентности (по номеру группы периодической системы, к которой принадлежит элемент, и количеству неспаренных электронов в атоме). Возможность нахождения атома в возбужденном состоянии.

7. Тип простого вещества, образованного элементом (металл или неметалл).

**УПРАЖНЕНИЕ.** Составить характеристику Фосфора по положению элемента в периодической системе и строению атома.

#### Решение

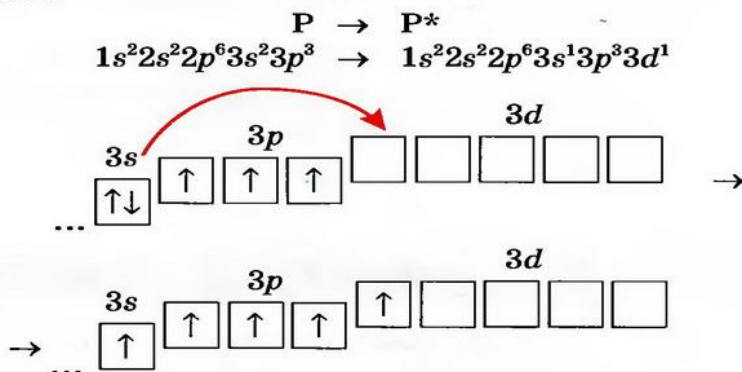
1. Элемент Фосфор находится в 3-м периоде, пятой группе, главной подгруппе. В соответствующей клетке периодической





5. Фосфор — *p*-элемент, поскольку при заполнении энергетических уровней атома последний электрон занимает *p*-орбиталь. Фосфор является неметаллическим элементом; он находится в длинном варианте периодической системы справа и выше ломаной линии.

6. Минимальное значение валентности Фосфора равно 3 (таким является количество неспаренных электронов в атоме). Существует возможность перехода одного электрона из *3s*-орбитали в *3d*-орбиталь:



Количество неспаренных электронов в возбужденном атоме увеличивается до пяти. Поэтому максимальное значение валентности Фосфора равно 5.

7. Поскольку Фосфор — неметаллический элемент, то его простое вещество является неметаллом.

**Характеристика Гидрогена.** Элемент № 1 — единственный, который размещают в двух клетках периодической системы Д. И. Менделеева. Его можно найти в главных подгруппах I и VII групп.

Каждый вариант размещения Гидрогена имеет свое обоснование.

1. Гидроген похож на элементы главной подгруппы I группы — щелочные элементы. Он одновалентен; в его атоме на последнем (единственном) энергетическом уровне находится один электрон.

2. Гидроген сходен и с элементами главной подгруппы VII группы — галогенами. Это — неметаллический элемент. Постоянное значе-

ние его валентности совпадает с минимальным значением валентности галогенов. Простое вещество Гидрогена — газ водород  $H_2$  — по своим свойствам имеет много общего с фтором  $F_2$  и хлором  $Cl_2$ .

Какому же варианту размещения Гидрогена в периодической системе следует отдать предпочтение? Единого мнения нет. Поэтому этот элемент можно обнаружить и в I, и в VII группе.

При составлении характеристики элемента Гидрогена необходимо учитывать оба варианта его размещения в периодической системе.

## ВЫВОДЫ

Химический элемент характеризуют, указывая его положение в периодической системе, относительную атомную массу, состав и электронное строение атома, химический характер, тип (исходя из электронного строения), максимальное и минимальное значения валентности (с учетом возможности нахождения атома в возбужденном состоянии), а также тип простого вещества.



246. Охарактеризуйте Литий и Сульфур по плану, приведенному в параграфе. Примите во внимание то, что атом Сульфура может находиться в двух возбужденных состояниях.
247. Назовите несколько элементов, которые имеют значение валентности 7.
248. Для каких элементов максимальные значения валентности не совпадают с номерами групп, в которых они находятся?
249. В чем сходство между водородом и хлором? Чем отличается водород от натрия?

# 29

## Периодическая система, химический характер элементов и свойства простых веществ

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как изменяется характер элементов в периодах и группах;
- прогнозировать химические свойства простых веществ и их активность, учитывая положение элементов в периодической системе.

Вы знаете, что существуют металлические и неметаллические элементы. Первые находятся в периодической системе в начале каждого периода и в середине больших периодов. Их атомы имеют на внешнем энергетическом уровне, как правило, от одного до трех электронов. Неметаллические элементы завершают периоды. Внешних электронов в их атомах больше — от четырех до восьми:

Период	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
3	Na $3s^1$	Mg $3s^2$	Al $3s^23p^1$	Si $3s^23p^2$	P $3s^23p^3$	S $3s^23p^4$	Cl $3s^23p^5$	Ar $3s^23p^6$
	Металлические элементы			Неметаллические элементы				

Металлические элементы образуют простые вещества металлы, а неметаллические — простые вещества неметаллы. *Химический характер элемента определяют прежде всего по химическим свойствам его простого вещества*, т. е. учитывают, вступает ли оно в реакции, характерные для металлов или неметаллов, а если вступает, то насколько активно.



**Химическая активность металлов — простых веществ элементов одного периода.** Выясним, как изменяется активность простых веществ металлических элементов 3-го периода в реакциях с водой и хлоридной кислотой.

Вам хорошо известно, что натрий бурно взаимодействует с водой в обычных условиях. Магний вступает в аналогичную реакцию только при нагревании (рис. 72), а алюминий даже в кипящей воде остается неизменным<sup>1</sup>. Таким образом, химическая активность металлов по отношению к воде возрастает в ряду алюминий — магний — натрий.

**Рис. 72.**

Отношение магния к воде: а — холодной; б — горячей. Образование магний гидроксида фиксирует фенолфталеин



### ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 13

#### Сравнение химической активности магния и алюминия в реакции с кислотой

Поместите в одну пробирку немного магниевой стружки, а в другую — алюминиевой (вместо нее можно взять алюминиевую фольгу). Налейте в обе пробирки по 1—2 мл разбавленной хлоридной кислоты. Что наблюдаете?

Если в одной из пробирок реакция не происходит, нагрейте ее содержимое, но не до кипения.

По интенсивности выделения газа (какого?) и условиям протекания реакций сделайте вывод о том, какой металл более активный — магний или алюминий. Сопоставьте размещение

<sup>1</sup> Алюминий начинает взаимодействовать с водой при попадании на него ртути.

соответствующих металлических элементов в периодической системе.

Составьте уравнения реакций.

**Химическая активность металлов — простых веществ элементов главной подгруппы.** Обратим внимание на отношение к воде простых веществ элементов главной подгруппы II группы.

Убедиться в различной активности магния и кальция можно, осуществив такой эксперимент. В две пробирки наливают немного воды и добавляют по 1—2 капли раствора фенолфталеина. В одну пробирку вносят небольшой кусочек кальция, а в другую — магниевую стружку. С водой будет реагировать только кальций. Если пробирку с магнием и водой нагреть, то и в ней начнется реакция.

► Сопоставьте химическую активность магния и кальция с размещением соответствующих элементов в периодической системе. Составьте уравнения реакций магния и кальция с водой.

Изучив другие реакции металлов (например, с неметаллами, солями), можно обнаружить такую закономерность:

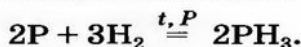
**металлический характер элементов и химическая активность металлов усиливаются в периодах справа налево, а в главных подгруппах — сверху вниз.**

Анализируя эту закономерность, приходим к выводу: *типичные металлические элементы находятся в левом нижнем углу длинного варианта периодической системы.* Это — Франций, Цезий, Радий.

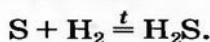
**Химическая активность неметаллов — простых веществ элементов одного периода.** Сравним особенности протекания реакций про-

стых веществ неметаллических элементов 3-го периода с водородом.

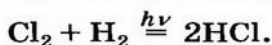
Силиций не реагирует с водородом, а фосфор вступает с ним в реакцию при температуре более 300 °С и повышенном давлении:



Сера начинает взаимодействовать с водородом при температуре 200 °С:



Смесь хлора с водородом на свету взрывается (в темноте реакция не происходит):



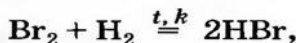
Эти и другие факты свидетельствуют о том, что активность неметаллов в ряду силиций — фосфор — сера — хлор возрастает.

Аналогичное изменение химической активности наблюдаем для неметаллов, образованных элементами 2-го периода. Азот реагирует с водородом при нагревании и наличии катализатора (продукт реакции — аммиак  $NH_3$ ). Смеси кислорода и водорода, фтора и водорода взрываются; первая — при поджигании, а вторая — в обычных условиях и даже в темноте.

► Составьте уравнения соответствующих реакций.

**Химическая активность неметаллов — простых веществ элементов главной подгруппы.** Сопоставим протекание реакций с водородом галогенов — простых веществ элементов главной подгруппы VII группы.

О реакциях фтора и хлора с водородом говорилось выше; фтор проявляет большую активность, чем хлор. Бром взаимодействует с водородом лишь при нагревании и наличии катализатора

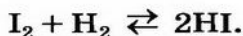


а реакция иода с водородом не происходит полностью ни при каких условиях

### Это интересно

Фосфин  $PH_3$  — очень ядовитый горючий газ с запахом гнилой рыбы.



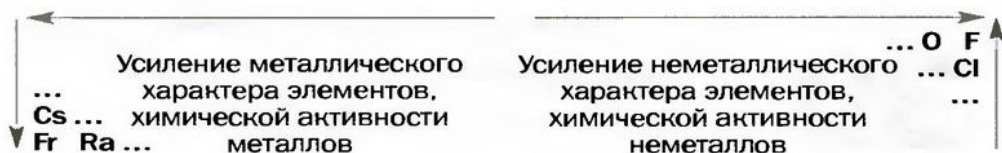


Таким образом, химическая активность простых веществ возрастает в ряду иод — бром — хлор — фтор.

**Неметаллический характер элементов и химическая активность неметаллов усиливаются в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.**

*Типичные неметаллические элементы находятся в правом верхнем углу длинного варианта периодической системы. Это — Флуор, Хлор, Оксиген.*

Материал параграфа обобщен в схеме 17.



**Схема 17.**

Изменение химического характера элементов и активности простых веществ в периодической системе (длинный вариант)

## ВЫВОДЫ

**Химический характер элемента обусловлен химическими свойствами его простого вещества.**

**Металлический характер элементов и активность металлов усиливаются в периодах справа налево, а в главных подгруппах — сверху вниз.**

**Неметаллический характер элементов и активность неметаллов усиливаются в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.**

**Типичные металлические элементы находятся в левом нижнем углу длинного варианта периодической системы, а типичные неметаллические элементы — в правом верхнем углу.**



250. В чем проявляется химический характер металлических элементов, неметаллических элементов?
251. Какой элемент третьего периода образует наиболее активный металл, а какой — наиболее активный неметалл? Назовите порядковые номера этих элементов и номера групп, в которых они находятся.
252. Какое простое вещество должно быть более активным в химических реакциях: литий или натрий, калий или кальций, сера или селен, теллур или иод?
253. Назовите элементы, которые завершают периоды. К какому типу элементов они относятся и какие простые вещества образуют? Что вы знаете о химической активности этих веществ?

---

# 30

## Периодическая система и химические свойства соединений

---

**Материал параграфа поможет вам:**

- прогнозировать химические свойства высших оксидов и гидроксидов по положению элементов в периодической системе;
- узнать, как изменяется характер высших оксидов элементов в периодах и группах;
- выяснить химические свойства важнейших соединений элементов с Водородом.

**Оксиды.** Наиболее характерными для элементов являются *высшие оксиды*. В таком оксиде элемент проявляет максимально возможное для него значение валентности. Оно совпадает с номером группы периодической системы, где находится элемент.

Проследим, как изменяются свойства высших оксидов в зависимости от положения элементов в периодической системе.

Рассмотрим высшие оксиды элементов 2-го периода (табл. 5). Первый элемент этого периода — металлический Литий. Он образует основной оксид  $\text{Li}_2\text{O}$ . За Литием следует Бериллий, тоже металлический элемент. Его оксид  $\text{BeO}$  — амфотерный. Другие элементы этого периода принадлежат к неметаллическим элементам. Бор, Карбон и Нитроген образуют кислотные оксиды —  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . У первых двух соединений кислотные свойства выражены слабо, а у третьего — в полной мере. Оксида Оксигена, разумеется, не существует.



Таблица 5

Высшие оксиды элементов 2-го периода

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Формула оксида	$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$	—	—*	—
Тип оксида	Оснóв-ный	Амфо-терный	Кислотный			—		

\* Соединение  $\text{OF}_2$  не является оксидом; его название — оксиген фторид.

**В периодах кислотные свойства высших оксидов усиливаются слева направо, а оснóвные свойства — в противоположном направлении.**

- Напишите формулы высших оксидов элементов 3-го периода и сопоставьте оснóвные и кислотные свойства этих соединений. Подтверждается ли вывод, изложенный выше?

Свойства высших оксидов в главных подгруппах каждой группы элементов также изменяются постепенно. В качестве примера приводим оксиды элементов III группы (табл. 6).

**В главных подгруппах оснóвные свойства высших оксидов усиливаются сверху вниз, а кислотные свойства — в противоположном направлении.**



## Высшие оксиды элементов главной подгруппы III группы

Элемент	Формула оксида	Тип оксида
B	$B_2O_3$	Кислотный
Al	$Al_2O_3$	Амфотерный
Ga	$Ga_2O_3$	
In	$In_2O_3$	
Tl	$Tl_2O_3$	Основный

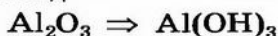
- Сопоставьте основные и кислотные свойства высших оксидов элементов главной подгруппы III группы. Подтверждается ли вывод, изложенный выше?



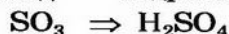
**Гидроксиды.** Гидроксид, или гидрат оксида, — это соединение оксида с водой. О соответствии свойств оксидов и гидроксидов упоминалось ранее (с. 37, 43, 87). Если гидроксид происходит от основного оксида, то он является основанием, если от амфотерного оксида — амфотерным гидроксидом, а если от кислотного — оксигенсодержащей кислотой:



оснóвный оксид      основание



амфотерный оксид      амфотерный гидроксид



кислотный оксид      кислота

Отсюда следует такой вывод: изменения основных и кислотных свойств гидратов оксидов в периодах и группах (главных подгруппах) должны быть такими же, как и для оксидов.

**В периодах кислотные свойства гидроксидов усиливаются слева направо, а основные свойства — в противоположном направлении.**

**В главных подгруппах основные свойства гидроксидов усиливаются сверху вниз, а кислотные свойства — в противоположном направлении.**

Проиллюстрируем эти выводы данными о химическом характере гидратов высших оксидов элементов 2-го и 3-го периодов (табл. 7).

Таблица 7

Гидроксиды элементов 2-го и 3-го периодов

Периоды	Группы						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH щелочь	Be(OH) <sub>2</sub> амф. гидроксид	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> слабая кислота	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> слабая кислота	HNO <sub>3</sub> сильная кислота	—	—
3	NaOH щелочь	Mg(OH) <sub>2</sub> основание	Al(OH) <sub>3</sub> амф. гидроксид	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> слабая кислота	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> кислота *	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> сильная кислота	HClO <sub>4</sub> сильная кислота

Примечание. Звездочкой обозначена кислота средней силы.

**Соединения элементов с Водородом.** Вам известны лишь несколько таких соединений, в частности хлороводород HCl, сероводород H<sub>2</sub>S. Однако они существуют для большинства элементов. Их строение и свойства неодинаковы, они изменяются в периодах и группах, но не так просто и наглядно, как свойства оксидов или гидроксидов.

Рассмотрим соединения элементов 3-го периода с Водородом (табл. 8).

Первый элемент в этом периоде — Натрий. Он образует соединение NaN (натрий гидрид), которое состоит из ионов Na<sup>+</sup> и N<sup>-</sup>. По строению, некоторым свойствам и даже внешнему виду (белое кристаллическое вещество) натрий гидрид напоминает соли, в частности натрий хлорид NaCl. Соединение Магния, следующего элемента в периоде, имеет формулу MgH<sub>2</sub>. Это также ионное вещество, которое сходно с солями. Соединение Аллюминия с

## Соединения элементов 3-го периода с Гидрогеном

Элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Формула соединения	NaH	MgH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—
Строение	Ионное		Атомное	Молекулярное				—
Агрегатное состояние в обычных условиях	Твердое			Газообразное				—

Гидрогеном AlH<sub>3</sub> имеет атомное строение и от солей отличается.

Силиций и Фосфор находятся в середине периода. Силан SiH<sub>4</sub> и фосфин PH<sub>3</sub> — газы, которые почти не растворяются в воде и не реагируют с ней. Эти вещества состоят из молекул.

Далее в периоде размещены Сульфур и Хлор. Их соединения с Гидрогеном — сероводород H<sub>2</sub>S и хлороводород HCl — являются молекулярными веществами. Это — газы, которые растворяются в воде; их растворы ведут себя как кислоты.

Строение и свойства большинства соединений элементов 2-го периода с Гидрогеном такие же, как и соединений элементов 3-го периода. Приведем несколько примеров. Литий гидрид LiH — ионное кристаллическое вещество, напоминающее соль (как и NaH). Метан CH<sub>4</sub> — газообразное молекулярное соединение, нерастворимое в воде (как и SiH<sub>4</sub>). Фтороводород HF — газ, который состоит из молекул. Его водный раствор проявляет кислотные свойства; это — фторидная кислота. Словом, фтороводород похож на хлороводород HCl.

Однако два соединения элементов 2-го периода с Гидрогеном — аммиак NH<sub>3</sub> и вода H<sub>2</sub>O — отличаются соответственно от фосфина PH<sub>3</sub> и сероводорода H<sub>2</sub>S. Аммиак хоть и является

**Это интересно**  
Жидкий аммиак ( $t_{\text{кип.}} = -33^\circ\text{C}$ ) реагирует со щелочными металлами как кислота (с выделением водорода).



газом, но его раствор напоминает очень разбавленный раствор щелочи. А вода — соединение нейтрального характера.

## ВЫВОДЫ

Существует связь между химическими свойствами высших оксидов, соответствующих гидроксидов и положением элементов в периодической системе.

Основные свойства высших оксидов и гидроксидов усиливаются в периодах справа налево, в главных подгруппах — сверху вниз, а кислотные свойства — в противоположном направлении.

Соединения типичных металлических элементов с Гидрогеном имеют ионное строение и напоминают соли. Соединения типичных неметаллических элементов с Гидрогеном состоят из молекул. Их водные растворы являются кислотами.



254. Содержит ли периодическая система информацию об оксидах? Если да, то какую именно и какой вариант таблицы — длинный, короткий?
255. Напишите химические уравнения, которые подтверждают амфотерность: а) бериллий оксида; б) хром(III) гидроксида.
256. У какого из соединений основные (кислотные) свойства должны быть выражены сильнее: а)  $\text{Li}_2\text{O}$  или  $\text{Na}_2\text{O}$ ; б)  $\text{SiO}_2$  или  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; в)  $\text{KOH}$  или  $\text{Ca(OH)}_2$ ; г)  $\text{H}_2\text{TeO}_4$  или  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ?
257. Какой оксид, основание и кислота имеют наибольшие массовые доли Оксигена среди соединений своего класса? Вычислите их значения.
258. Какой объем занимают при нормальных условиях такие оксиды: сернистый газ массой 4 г, вода массой 36 г?
259. Объясните наличие пропусков в строке периодической системы, название которой — «Летучие соединения с Гидрогеном».
260. Запишите формулы соединений Кальция с Гидрогеном и Арсена с Гидрогеном. Какое строение должно иметь каждое соедине-

ние — молекулярное, ионное? Предскажите некоторые физические свойства этих соединений.

261. Массовая доля Гидрогена в соединении с другим элементом составляет 10 %. Определите элемент и рассчитайте массовую долю Оксигена в оксиде этого элемента.

# 31

## Значение периодического закона.

### Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева

**Материал параграфа поможет вам:**

- понять значение периодического закона;
- узнать о жизненном пути выдающегося ученого Д. И. Менделеева.

**Значение периодического закона.** Современную химию невозможно представить без периодического закона и периодической системы элементов. Периодический закон, или закон периодичности, аккумулирует важнейшие знания о химических элементах, простых веществах и соединениях. Он позволяет объяснить многие химические факты, помогает осознать и обосновать различные закономерности в мире химических элементов, веществ и их превращений, предсказать возможности получения неизвестных соединений.

Открытие Д. И. Менделеевым периодического закона побудило к поискам причин периодичности среди элементов, простых веществ и однотипных соединений. Ученые сконцентрировали свои усилия на исследовании атомов, их природы. Обнаружение на рубеже XIX—XX вв. сложного строения атома, а позже — и атомного ядра привело к выяснению физической сути периодического закона. Менделеев писал, что «периодическо-

му закону будущее не грозит разрушением, а только надстройкой и развитием обещает».

Значение периодического закона для химической науки огромно. Его успешно используют и в других науках; этот закон помогает постичь научную картину материального мира. Ученые-биологи доказали, что подобные элементы и их соединения могут выполнять сходные функции в организме, иногда — заменять друг друга. На основании химического анализа горных пород, минералов, руд геологи обнаружили, что подобные элементы часто встречаются в природе вместе. Исследуя соединения аналогичного состава, физики установили сходство их строения и физических свойств.

Периодический закон и периодическая система являются основой неорганической химии. Ученикам и студентам не стоит запоминать состав и химические свойства большого количества веществ. Это и невозможно сделать. Нужно научиться выделять, понимать и прогнозировать главное об элементах и веществах, используя периодический закон и периодическую систему.

**Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева.** Дмитрий Иванович Менделеев родился в сибирском городе Тобольск в 1834 г. Его отец был учителем, затем — директором местной гимназии. Дмитрий, обучаясь в этой гимназии, больше всего интересовался математикой и физикой.

В 1850 г. Д. И. Менделеев поступил на физико-математический факультет Санкт-Петербургского главного педагогического института (рис. 73). Здесь он увлекся химией. В 1855 г. Менделеев закончил институт с золотой медалью и был направлен на работу учителем гимназии в г. Симферополь.

Из-за Крымской войны он переехал в Одессу, учительствовал в Ришельевской гимназии, а затем возвратился в Петербург, где защитил магистерскую диссертацию. В 1857 г. Менделееву присудили



**Рис. 73.**  
Д. И. Менделеев в студенческие годы



**Это интересно**  
Русский поэт А. Блок писал о Менделееве: «...Он давно все знает... Его знание наиболее полно. Оно происходит от гениальности...»

звание доцента; он читал лекции в Петербургском университете.

В 1859—1861 гг. Менделеев работал в Гейдельбергском университете (Германия), где исследовал физические свойства газов и жидкостей. Он установил, что существует температура (так называемая критическая температура кипения), выше которой вещество не может находиться в жидком состоянии даже при высоком давлении. Ученый вывел уравнение состояния идеального газа, которое ныне называют уравнением Менделеева — Клапейрона. В 1860 г. Менделеев принял участие в I Международном съезде химиков в Карлсруэ.

Возвратившись в 1861 г. в Петербург, ученый продолжает работать в университете, пишет учебник «Органическая химия», разрабатывает химическую теорию растворов. В 1865 г. Менделеев защищает докторскую диссертацию, а в 1868 г. становится профессором Санкт-Петербургского университета. Ученый инициирует создание Русского физико-химического общества (оно существует и по сей день и носит имя Менделеева). У него было много учеников — молодых химиков.

В 1869 г. в возрасте 35 лет Д. И. Менделеев открыл периодический закон. Периодическую систему он включил в свой знаменитый учебник «Основы химии» (рис. 74), в котором изложил важнейшие химические знания на основе периодического закона. Менделеев преобразовал совокупность химических элементов в стройную систему. С того времени наука химия приобрела целостность и логическое совершенство. «Основы химии» были изданы в России при жизни ученого 8 раз, а также во многих других странах. Автор постоянно дополнял и совершенствовал свой учебник.

Менделеев имел широкий круг научных интересов в различных областях естествознания и промышленности. Он выдвинул теорию минерального (неорганического) происхождения нефти, предложил промышленный способ



**Рис. 74.**  
Обложка учебника Д. И. Менделеева «Основы химии»



**Рис. 75.**  
Д. И. Менделеев  
в мантии  
профессора  
Эдинбургского  
университета  
(Англия).  
С картины  
художника  
И. Е. Репина



**Рис. 76.**  
Д. И. Менделеев  
в последние  
годы жизни

ее переработки, транспортировку нефти трубопроводом, изобрел способ изготовления бездымного пороха. Выдающийся ученый также исследовал изменение давления в атмосфере с высотой, совершенствовал технику разнообразных измерений, повышал точность взвешиваний, изменяя конструкции весов. Он организовал Главную палату мер и весов. Д. И. Менделеев постоянно давал полезные рекомендации относительно добычи нефти, выращивания зерновых культур, создал программу развития промышленности России, разрабатывал идеи развития различных областей хозяйства, настаивал на тщательном изучении природных ресурсов.

Ученый поддерживал тесные связи с Украиной, химиками Киевского и Харьковского университетов, был избран почетным членом советов Киевского, Харьковского и Одесского университетов. В 1898 г. Менделеев принял участие в создании Киевского политехнического института. Он изучал работу угледобывающей промышленности в Донбассе, предложил идею подземного превращения угля в газообразное топливо. Среди его друзей были известные украинские художники. Менделеев немного знал украинский язык.

Д. И. Менделеев был очень образованным, высококультурным человеком. Его избрали своим почетным членом свыше 70 академий наук и научных обществ разных стран. Ученому присвоили звание профессора Оксфордский, Кембриджский, другие престижные университеты мира (рис. 75). Полное собрание научных работ Менделеева насчитывает 25 томов.

В конце жизни Менделеев писал: «...периодический закон, исследование упругости газов, понимание растворов как ассоциаций, «Основы химии». Здесь все мое богатство. Оно не отнято у кого-то, а создано мной, это мои дети...» (рис. 76).



Умер Менделеев в 1907 г.

В честь выдающегося ученого, признавая его заслуги перед мировой наукой, было решено дать открытому американскими учеными в 1955 г. химическому элементу № 101 название *Менделевий*.

## ВЫВОДЫ

**Периодический закон — основной закон химии. Он устанавливает связь между всеми химическими элементами, позволяет предсказать их характер, свойства простых веществ и соединений.**

**Периодический закон используют физики, биологи, геологи, ученые других специальностей.**

**Изучать химию, не опираясь на периодический закон и периодическую систему элементов, невозможно.**

**Дмитрий Иванович Менделеев, открыв периодический закон и создав периодическую систему элементов, стал одним из выдающихся химиков. Он много сделал для развития химической науки, промышленности, образования, поддерживал тесные связи с Украиной.**



262. Почему периодический закон способствовал открытию новых химических элементов?
263. Каковы возможные причины нахождения подобных элементов в одном минерале?
264. Почему химику Д. И. Менделееву удалось сделать много полезного для различных отраслей промышленности, выдвинуть идеи рационального освоения природных ресурсов?
265. Узнайте из литературы, Интернета, какие высшие учебные заведения, научно-исследовательские институты названы именем Менделеева, какие почтовые марки и монеты выпущены в честь ученого, открытого им периодического закона и созданной периодической системы. Расскажите о результатах поиска на уроке химии.



# 4 раздел

## Химическая связь и строение вещества

Атомы почти всех элементов не могут долго существовать поодиночке. Они соединяются с такими же или другими атомами. Многие атомы металлического элемента, соединяясь вместе, образуют металл. Алмаз, графит, красный фосфор состоят из соединенных между собой атомов неметаллических элементов. Два атома Оксигена объединяются в молекулу  $O_2$ ; из таких молекул состоит газ кислород. Вода содержит молекулы  $H_2O$ , каждая из которых образована двумя атомами Гидрогена и одним атомом Оксигена. Натрий хлорид  $NaCl$  состоит не из молекул, а из ионов  $Na^+$  и  $Cl^-$ .

Соединение частиц любого типа происходит с выделением энергии.

**Взаимодействие между атомами, молекулами, ионами, благодаря которому частицы удерживаются вместе, называют химической связью.**

Почему и как соединяются атомы? Чем обусловлено превращение электронейтральных атомов в заряженные частицы — ионы? Как зависят физические свойства веществ от их строения? Ответы на эти и другие вопросы вы найдете в материале данного раздела. Узнаете и о том, что при образовании химической связи электронные оболочки атомов претерпевают определенные изменения.

# 32

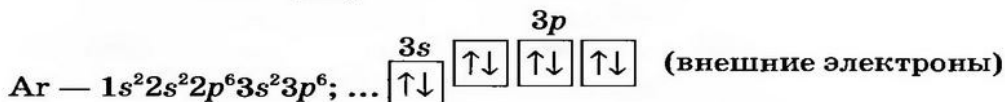
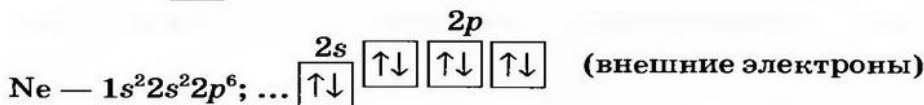
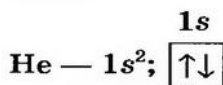
## Устойчивость электронных оболочек. Превращение атомов в ионы

Материал параграфа поможет вам:

- понять, какие электронные оболочки атомов и ионов являются самыми устойчивыми;
- определять электронное строение простых катионов и анионов;
- выяснить, чем ионы отличаются от атомов.

**Электронное строение атомов инертных элементов.** Среди всех простых веществ лишь инертные газы — гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон — состоят из отдельных атомов. Долгое время ученым не удавалось осуществить химические реакции с участием инертных газов; их атомы «не хотели» соединяться с атомами других элементов<sup>1</sup>. Причина химической пассивности этих веществ стала понятной позже, после открытия строения атомов.

Электронное строение атомов первых трех инертных элементов таково:



Два электрона в атоме Гелия заполняют первый энергетический уровень. Электронная

<sup>1</sup> Сравнительно недавно были получены некоторые соединения Криптона, Ксенона и Радона с Флуором и Оксигеном.

оболочка атома Неона состоит из двух заполненных уровней: первый содержит 2 электрона, а второй — 8. В атоме Аргона, кроме этих уровней, есть третий, незавершенный. На нем размещаются 8 электронов, которые заполняют 3s- и 3p-подуровни.

Атомы Криптона, Ксенона и Радона также имеют на последнем (незавершенном) энергетическом уровне по 8 электронов (среди них — два s-электрона и шесть p-электронов).

Учитывая химическую пассивность инертных газов и строение атомов соответствующих элементов, приходим к такому выводу: *внешняя 8-электронная оболочка является для атома выгодной и устойчивой*<sup>1</sup>. Ее часто называют *электронным октетом*<sup>2</sup>.

**Образование положительно заряженных ионов.** Натрий (элемент № 11) находится в периодической системе после инертного элемента Неона. Электронная формула атома Натрия —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . На последнем энергетическом уровне в атоме имеется лишь один электрон, а на предпоследнем — октет электронов ( $2s^2 2p^6$ ). Не удивительно, что атом Натрия легко теряет 3s-электрон. Какая же частица образуется при этом? Ядро атома не изменяется (а значит, и сам элемент). В нем содержится 11 протонов (заряд ядра равен +11), а электронов становится на один меньше, т. е. 10 (их суммарный заряд равен -10). Электронейтральный атом превращается в частицу, которая имеет заряд:  $+11 - 10 = +1$ . Это — ион Натрия  $\text{Na}^+$ . Его электронное строение такое же, как и атома инертного элемента Неона; ион Натрия является устойчивой частицей с внешним электронным октетом.

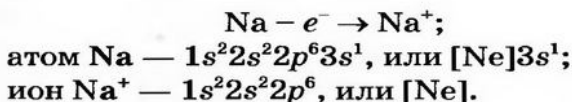
Запишем схему превращения атома Натрия в ион и электронные формулы этих частиц:

---

<sup>1</sup> Устойчивость атома Гелия обеспечивает единственная, заполненная двумя электронами, 1s-орбиталь.

<sup>2</sup> Слово происходит от латинского octo — восемь.





**Электронный октет мог бы образоваться иначе — в результате присоединения к единственному внешнему электрону атома Натрия еще семи. Однако этого не происходит. Очевидно, атому легче отдать один электрон, чем присоединить семь.**

Вы знаете, что положительно заряженные ионы называют катионами. В каждом катионе содержится больше протонов, чем электронов.

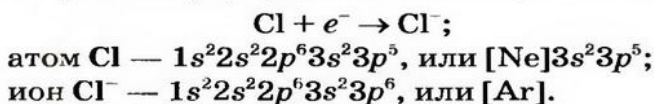
Катионы  $\text{Na}^+$  входят в состав почти всех соединений Натрия, среди которых — оксид  $\text{Na}_2\text{O}$ , гидроксид  $\text{NaOH}$ , различные соли.

- ▶ Напишите схему превращения атома Магния в соответствующий ион и приведите электронные формулы обеих частиц.

**Атомы металлических элементов имеют на внешнем энергетическом уровне небольшое количество электронов (как правило, от одного до трех) и способны отдавать их, превращаясь в катионы.**

**Образование отрицательно заряженных ионов.** В атоме элемента № 17 Хлора на внешнем энергетическом уровне находится 7 электронов ( $3s^2 3p^5$ ). Этот атом способен присоединить один электрон (который может отдать ему, например, атом Натрия) и превратиться в ион  $\text{Cl}^-$ . Электронное строение иона Хлора такое же, как и атома инертного элемента Аргона.

Схема превращения атома Хлора в ион и электронные формулы этих частиц таковы:



Отрицательно заряженные ионы называют анионами. В состав каждого аниона входит больше электронов, чем протонов.

Анионы  $\text{Cl}^-$  содержатся в солях хлоридной кислоты — натрий хлориде  $\text{NaCl}$ , кальций хлориде  $\text{CaCl}_2$  и др.

- Напишите схему превращения атома Оксигена в соответствующий ион и приведите электронные формулы обеих частиц.

**Атомы неметаллических элементов (кроме инертных) имеют на внешнем энергетическом уровне от четырех до семи электронов и способны присоединять дополнительные электроны, превращаясь в анионы.**

*Большинство простых (одноатомных) ионов содержат на внешнем энергетическом уровне октет электронов.*

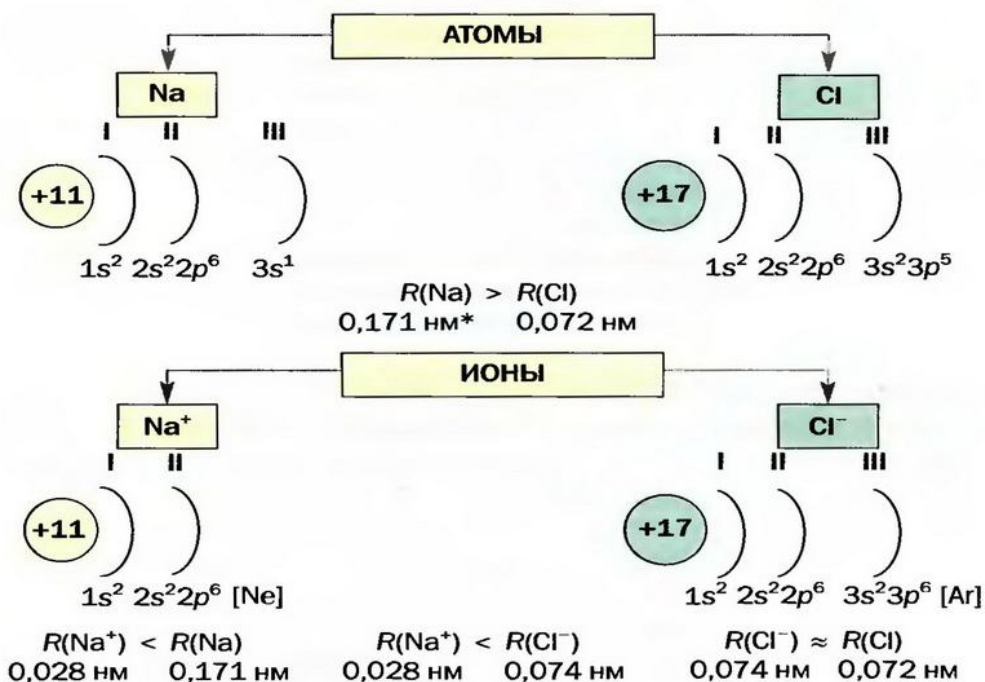
**Отличия ионов от атомов.** Катион и атом Натрия имеют одинаковые заряды ядер (+11), анион и атом Хлора — тоже (+17). Однако состав электронных оболочек, размеры (радиусы), свойства простого иона и атома каждого элемента различны. Кроме того, ионы — заряженные частицы, а атомы — электронейтральные.

Электронное строение атомов  $\text{Na}$  и  $\text{Cl}$ , ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , а также радиусы этих частиц приведены на схеме 18.

Сопоставив радиусы атомов и ионов, катионов и анионов, можно обнаружить такие закономерности:

- радиусы катионов меньше, чем радиусы соответствующих атомов;
- радиусы анионов и соответствующих атомов почти одинаковы;
- радиусы большинства анионов превышают радиусы катионов.

Сравним некоторые свойства катиона и атома Гидрогена. Ионы  $\text{H}^+$  содержатся в водном растворе кислоты и придают ему кислый вкус.



\* 1 нм (нанометр) составляет  $10^{-9}$  м.

**Схема 18.**  
Характеристики атомов и ионов Натрия и Хлора

Атомы Гидрогена таким свойством не обладают. В отличие от ионов, они легко соединяются друг с другом в молекулы  $\text{H}_2$ , из которых состоит простое вещество — водород.

## ВЫВОДЫ

Наиболее устойчивая внешняя электронная оболочка атома или простого иона содержит восемь электронов.

Атомы металлических элементов способны отдавать электроны внешней оболочки и превращаться в катионы, а атомы неметаллических элементов — присоединять электроны и превращаться в анионы.

Катионы имеют меньшие радиусы, чем соответствующие атомы. Радиусы анионов почти не отличаются от радиусов атомов.





266. Что общего в электронном строении атомов инертных элементов?
267. Какая частица содержит больше электронов: а) атом или соответствующий катион; б) атом или соответствующий анион?
268. Какие из элементов — Rb, Mg, Ar, S, N, Al — способны образовывать катионы, а какие — анионы? Определите заряд иона каждого элемента и напишите формулы этих частиц.
269. Составьте электронные формулы ионов  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{F}^-$  и  $\text{K}^+$ .
270. Назовите три катиона и два аниона, которые имеют такую же электронную оболочку, что и ион  $\text{F}^-$ .
271. Какой атом имеет такое же электронное строение, что и ион Алюминия? Напишите электронную формулу частицы и изобразите ее графический вариант.
272. В атоме какого элемента содержится на 2 электрона меньше, чем в ионе Магния?
273. Составьте электронную формулу частицы, которая имеет 16 протонов и 18 электронов. Назовите эту частицу.
274. Гидроген — единственный элемент, для которого известны и катион, и анион. Напишите химические формулы этих ионов и схемы их образования из атома. Какая частица имеет наименьший радиус — катион, анион или атом Гидрогена? Почему?
275. Укажите частицу с наибольшим и наименьшим радиусом: атом Ar, ионы  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ . Ответ обоснуйте.

## 33

### Ионная связь. Ионные соединения

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как соединяются ионы друг с другом;
- понять строение ионных веществ;
- объяснять физические свойства соединений, состоящих из ионов.

**Ионная связь. Ионные соединения.** Многие вещества состоят из ионов. Положительно заряженные ионы в результате действия элек-

тростатических сил соединяются с отрицательно заряженными.

### **Взаимодействие между противоположно заряженными ионами в веществе называют ионной связью.**

Катион и анион притягиваются друг к другу тем сильнее, чем больше заряд каждой частицы и чем меньше расстояние между ними, а в случае их контакта — чем меньше их радиусы. На это указывает один из законов физики, который вы будете изучать в 9 классе.

### **Соединения, состоящие из ионов, называют ионными соединениями.**

К ионным соединениям относятся основные и амфотерные оксиды, щелочи, соли. Все эти вещества содержат катионы металлических элементов (например,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ). Анионами в ионных оксидах являются ионы  $\text{O}^{2-}$ , в щелочах —  $\text{OH}^-$ , а в солях — ионы кислотных остатков ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и др.).

Отметим, что из ионов состоят некоторые другие бинарные соединения, образованные типичными металлическими элементами, например  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{Mg}_3\text{P}_2$ ,  $\text{NaN}$ . Вместе с тем ни одно соединение двух неметаллических элементов, например хлороводород  $\text{HCl}$ , углекислый газ  $\text{CO}_2$ , не содержит ионов.

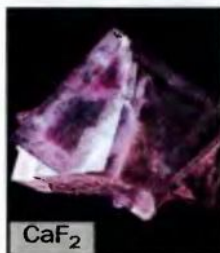
Вы уже научились составлять формулы ионных соединений — оксидов металлических элементов, оснований, солей. Напомним, что для этого нужно знать состав и заряды соответствующих катиона и аниона. Помните: *в ионном соединении сумма зарядов всех катионов и анионов равна нулю.*

► Составьте формулу феррум(III) сульфата.

Формула ионного соединения указывает на соотношение в нем катионов и анионов.



NaCl



CaF<sub>2</sub>



PbCO<sub>3</sub>

**Рис. 77.**  
Природные  
кристаллы

**Строение ионных соединений.** Все ионные соединения в обычных условиях являются, как правило, *кристаллическими* веществами. Кристаллическое строение имеют многие молекулярные и атомные вещества, а также металлы.

Из курса химии 7 класса вам известно, что кристалл — это естественное твердое тело, которое имеет плоские грани (поверхности) и прямые ребра (стыки поверхностей). Такая форма тела является результатом четкой последовательности в размещении атомов, молекул или ионов в веществе.

Кристаллы каждого вещества имеют характерную форму (рис. 77). Если посмотреть на поваренную соль через увеличительное стекло, то увидим множество бесцветных прозрачных кубиков.

Кроме кристаллических, существуют аморфные твердые вещества. К ним, в частности, относится стекло. Оно состоит из катионов  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  и анионов различных силикатных кислот. Даже в изготовленном стеклянном кубике или предмете другой правильной формы отсутствует порядок в расположении ионов. Если стеклянный предмет разбить, то получим осколки произвольной, несимметричной формы; их поверхности не будут плоскими, а ребра — прямыми.

В кристалле ионного вещества каждый катион находится в контакте с определенным количеством анионов, а анион — с таким же или другим количеством катионов. В любом направлении наблюдается строгое чередование катионов и анионов.

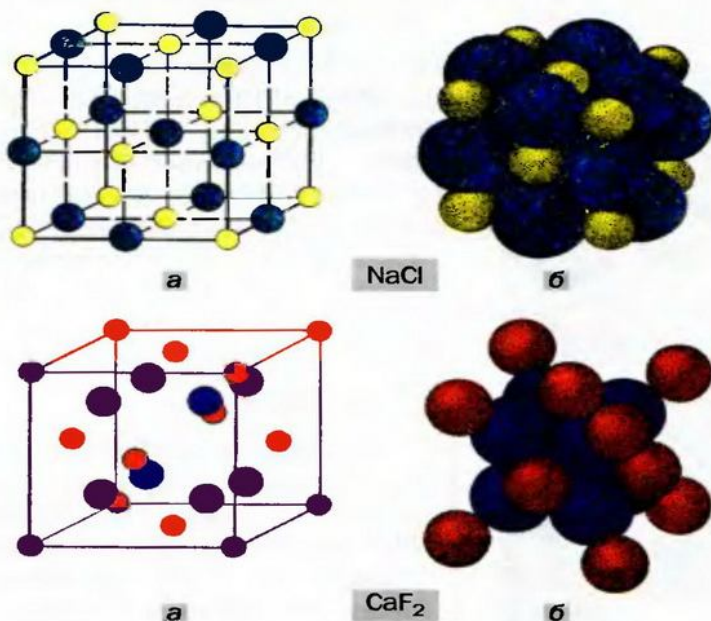
Последовательность размещения ионов внутри кристалла зависит от состава вещества, т. е. соотношения катионов и анионов, а также от соотношения радиусов этих частиц.

**Кристаллическая решетка.** Внутреннее строение кристаллов описывают с помощью модели, название которой — *кристаллическая*



решетка. Это схема или объемный макет размещения частиц в небольшой части кристалла (рис. 78). Исходя из такой модели, можно воспроизвести строение вещества в целом.

**Рис. 78.**  
Кристаллические  
решетки ионных  
соединений:  
а — упрощенные  
модели;  
б — масштабные  
модели.  
Желтые  
шарики —  
катионы  $\text{Na}^+$ ,  
«кирпичные» —  
 $\text{Ca}^{2+}$ ; зеленые —  
анионы  $\text{Cl}^-$ ,  
синие —  $\text{F}^-$



Шарики в кристаллической решетке имитируют частицы вещества — ионы, атомы, молекулы. Они размещены в так называемых *узлах кристаллической решетки*. В упрощенных моделях (рис. 78, а) шарики имеют произвольные радиусы и не касаются друг друга. Существуют еще и масштабные модели (рис. 78, б). В них радиусы шариков пропорциональны радиусам частиц и ближайшие шарики контактируют друг с другом (частицы, как правило, плотно «упакованы» в кристалле). Упрощенная модель является более наглядной, так как маленькие шарики в ней не мешают «заглянуть» внутрь кристалла. Ее мы будем использовать чаще.

**Физические свойства ионных соединений.** Ионы соединяются друг с другом достаточно прочно. Для того чтобы разрушить ионную

### **Это интересно**

Некоторые соли

Лития имеют невысокие температуры плавления:

$\text{LiNO}_3$  253 °С,

$\text{LiClO}_3$  129 °С,

$\text{LiClO}_4$  247 °С.

связь, необходимо затратить немалую энергию. Этим объясняют высокие температуры плавления и кипения большинства ионных веществ. При плавлении кристаллы разрушаются, связи между ионами ослабевают, а при кипении ионы отделяются друг от друга и «вылетают» из жидкости. Натрий хлорид  $\text{NaCl}$  плавится при температуре +801 °С (ее нельзя достичь, нагревая вещество с помощью спиртовки или лабораторной газовой горелки), а кипит при температуре 1440 °С. Температуры плавления и кипения другого ионного соединения — магний оксида  $\text{MgO}$  — еще выше: 2825 и 3600 °С. Объяснить это можно так. Ионы  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{O}^{2-}$  имеют большие заряды и меньшие радиусы, чем ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  соответственно, и потому прочнее соединяются. Для того чтобы расплавить магний оксид, нужно нагреть соединение до более высокой температуры.

Ионные вещества в твердом состоянии не проводят электрический ток, а в жидком (расплавленном) являются электропроводными.

*Известно, что электрический ток представляет собой направленное движение заряженных частиц (электронов, ионов). В кристалле ионы занимают фиксированные положения и перемещаться не могут. Во время плавления вещества кристаллы превращаются в жидкость, в которой ионы перемещаются в произвольных направлениях. При погружении в расплав электродов, соединенных с источником постоянного тока (аккумулятором), катионы начинают двигаться к отрицательно заряженному электроду, анионы — к положительно заряженному. Так в расплавленном ионном веществе возникает электрический ток.*

Вещества атомного и молекулярного строения в любом агрегатном состоянии не проводят электрический ток, поскольку состоят из электрически нейтральных частиц — атомов, молекул.

## Выводы

**Ионная связь** — это взаимодействие между противоположно заряженными ионами в веществе.

К ионным соединениям относятся многие оксиды металлических элементов, щелочи, соли, а также другие бинарные соединения типичных металлических элементов.

Большинство ионных соединений в обычных условиях находятся в кристаллическом состоянии. Их строение описывает модель — кристаллическая решетка. Каждый ион в кристалле ионного соединения окружен несколькими противоположно заряженными ионами.

Ионная связь довольно прочная. Поэтому ионные вещества имеют высокие температуры плавления и кипения. В расплавленном состоянии они проводят электрический ток.



276. Какую химическую связь называют ионной? Что такое ионные соединения?
277. Укажите химические формулы, принадлежащие ионным веществам:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{BaF}_2$ ,  $\text{Fe}$ . Объясните свой выбор.
278. Напишите формулы ионов, из которых состоят:
- а) оксиды  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;
  - б) основания  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$ ;
  - в) соли  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ .
279. Составьте формулы соединений, образованных такими ионами:
- а)  $\text{Ag}^+$  и  $\text{O}^{2-}$ ;
  - б)  $\text{Sr}^{2+}$  и  $\text{OH}^-$ ;
  - в)  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{NO}_3^-$ ;
  - г)  $\text{K}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ .
280. Что такое кристаллическая решетка? Какие частицы размещены в узлах кристаллических решеток таких веществ:  $\text{CaS}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{NaNH}$ ?
281. Из упрощенной модели кристалла натрия хлорида (рис. 78, а) видно, что анион  $\text{Cl}^-$ , который находится в центре куба, окружен шестью ближайшими катионами  $\text{Na}^+$ . Учítывая, что каждая из граней этого куба принадлежит и другому такому же кубу, скажите:



- а) сколько ионов  $\text{Cl}^-$  окружает ион  $\text{Na}^+$ , который находится в правой нижней вершине куба;
- б) сколько ионов  $\text{Na}^+$  контактирует с левым верхним ионом  $\text{Cl}^-$ ?
282. Какое из соединений, на ваш взгляд, имеет более высокую температуру плавления: а)  $\text{Li}_2\text{O}$  или  $\text{Na}_2\text{O}$ ; б)  $\text{MgO}$  или  $\text{MgF}_2$ ? Ответы обоснуйте.
283. Вычислите массовые доли ионов в таких соединениях:  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ .

# 34

## Ковалентная связь

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как соединяются атомы друг с другом;
- различать простую, двойную и тройную ковалентную связь.

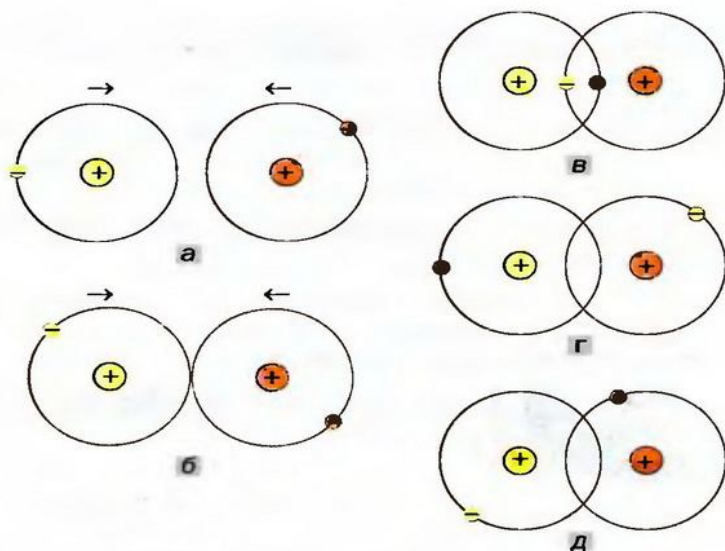
Соединяться могут не только противоположно заряженные ионы, но и электронейтральные атомы — одинаковые или разные. Благодаря этому существуют вещества молекулярного и атомного строения.

**Связь в молекуле  $\text{H}_2$ .** Рассмотрим, как образуется молекула водорода  $\text{H}_2$  из двух атомов Гидрогена. Каждый атом имеет один электрон (рис. 79, а). Электронная формула атома Гидрогена —  $1s^1$ , а ее графический вариант —  $1s \uparrow$ .

Для того чтобы образовалась молекула  $\text{H}_2$ , двум атомам Гидрогена необходимо сблизиться. С уменьшением расстояния между ними усиливается притяжение электронов каждого атома к ядру другого атома. В определенный момент орбитали двух атомов сконтактируют (рис. 79, б), а затем начнут проникать друг в друга. При этом будет возрастать отталкивание между одноименно (положительно) заряженными ядрами атомов. Когда силы притя-

**Это интересно**  
В металлах существует особая химическая связь. Ее название — металлическая.

**Рис. 79.**  
**Образование**  
**молекулы  $H_2$ :**  
**а** — два  
отдельных  
атома  
Гидрогена;  
**б** — контакт  
атомов;  
**в, г, д** —  
молекула  $H_2$   
с перекры-  
вающимися  
орбиталями  
и разным  
размещением  
электронов



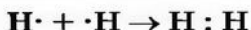
жения и отталкивания уравниются, атомы останутся (рис. 79, в). Через область перекрытия орбиталей электроны будут переходить от одного атома к другому (рис. 79, в, г, д). Так формируется общая для двух атомов электронная пара. Каждый атом Гидрогена «приобретает» дополнительный электрон и выгодную электронную оболочку (как у атома Гелия).

**Связь между атомами, обусловленную образованием общих электронных пар, называют ковалентной<sup>1</sup> связью.**

Связь в молекуле водорода изображают двумя способами:  $H : H$  или  $H-H$ . Первую запись называют *электронной формулой молекулы*; в ней каждый электрон обозначают точкой. Вторая запись — *графическая формула*; она знакома вам из курса химии 7 класса. Отныне вы будете знать, что черточкой обозначают общую электронную пару.

<sup>1</sup> Слово происходит от латинской приставки со (в переводе — с, вместе) и термина «валентность».

Образование молекулы водорода из атомов можно представить такой схемой:



Связь в молекуле HCl. Рассмотрим, как соединяются два разных атома — Гидрогена и Хлора.

► Запишите электронные формулы этих атомов.

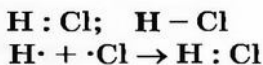
В атоме Гидрогена имеется один электрон, а в атоме Хлора на внешнем энергетическом уровне — 7 электронов, из которых один — неспаренный. Атомам выгодно получить по дополнительному электрону. Первый атом заполнит свой единственный энергетический уровень, а второй будет обладать внешним электронным октетом ( $3s^23p^6$ ).

В результате сближения атомов происходит перекрывание  $1s$ -орбитали атома Гидрогена и  $3p$ -орбитали атома Хлора (рис. 80); из соответствующих неспаренных электронов формируется общая электронная пара.

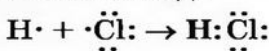
**Рис. 80.**  
Перекрывание орбиталей атомов при образовании молекулы HCl



Электронная и графическая формулы молекулы хлороводорода, а также схема образования молекулы из атомов таковы:



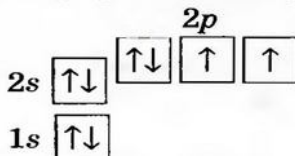
Формулу молекулы с обозначением общей электронной пары называют *упрощенной* электронной формулой. Если указать все внешние электроны каждого атома, то получим *полную* электронную формулу. Соответствующая схема образования молекулы хлороводорода имеет такой вид:





**Связь в молекулах O<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>.** Между атомами Оксигена в молекуле кислорода O<sub>2</sub> существует ковалентная связь, которая отличается от связей в молекулах H<sub>2</sub> и HCl.

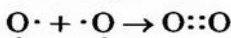
Электронная формула атома Оксигена — 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>, ее графический вариант —



### Это интересно

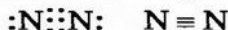
Двойную и тройную связи называют кратными связями.

В *p*-орбиталях атома находятся два неспаренных электрона. При соединении двух атомов Оксигена эти электроны образуют две общие электронные пары:

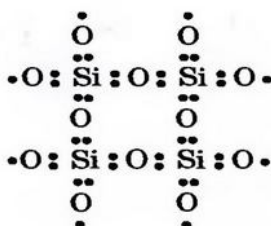


Теперь каждый атом имеет октет внешних электронов. Полная электронная формула молекулы кислорода —  $\ddot{O}::\ddot{O}$ , а графическая — O=O.

Ковалентную связь, реализуемую с помощью одной общей электронной пары (например, в молекулах H<sub>2</sub>, HCl), называют *простой* связью, а с помощью двух пар (в молекуле O<sub>2</sub>) — *двойной*. Существует еще и *тройная* связь, которая осуществляется за счет трех общих электронных пар. Ею соединены атомы в молекуле азота N<sub>2</sub>:

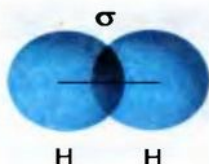


Из вышеизложенного следует, что необходимым условием для образования ковалентной связи между атомами является наличие у каждого из них одного или нескольких неспаренных электронов. Запомните: *ковалентной связью соединяются атомы неметаллических элементов.*



**Рис. 81.** Ковалентные связи в силиций(IV) оксиде SiO<sub>2</sub>

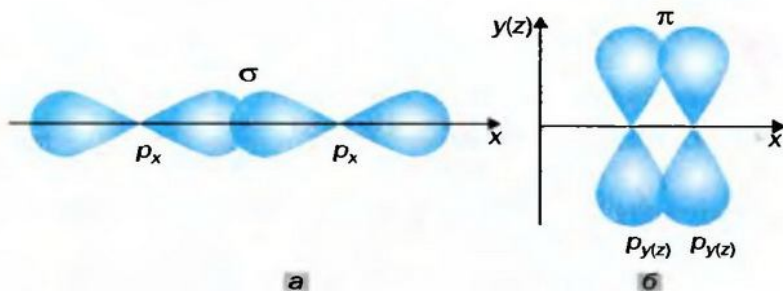
**Ковалентная связь существует в простых и сложных веществах не только молекулярного, но и атомного строения (рис. 81). Она отсутствует только в инертных газах.**



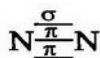
**Рис. 82.**  
σ-Связь  
в молекуле  
водорода

**σ-Связь<sup>1</sup> и π-связь.** В молекуле водорода  $H_2$  область перекрывания  $s$ -орбиталей атомов Гидрогена расположена на пути прямой, соединяющей центры атомов. Такую связь называют  $\sigma$ -связью<sup>1</sup> (рис. 82). Она существует и в молекуле  $HCl$ , где перекрываются  $s$ -орбиталь атома Гидрогена и  $p$ -орбиталь атома Хлора (рис. 80).

Рассмотрим, как перекрываются орбитали с неспаренными электронами в молекуле кислорода. Пара  $p$ -орбиталей, направленных друг к другу (рис. 83, а), образует один общий участок. Это  $\sigma$ -связь. Две  $p$ -орбитали, размещенные параллельно друг другу (рис. 83, б), перекрываются с образованием двух общих участков. Эти участки расположены над и под линией, соединяющей центры атомов. Такую связь называют  $\pi$ -связью.



**Рис. 83.**  
σ-Связь (а)  
и π-связь (б)  
в молекуле  
кислорода



Если простая связь всегда является  $\sigma$ -связью, то двойная связь состоит из одной  $\sigma$ -связи и одной  $\pi$ -связи. Составными частями тройной связи (например, в молекуле  $N_2$ ) являются одна  $\sigma$ -связь и две  $\pi$ -связи.

Область перекрывания орбиталей в случае  $\sigma$ -связи больше, чем в случае  $\pi$ -связи. А чем большая часть пространства одновременно принадлежит двум орбиталям, тем чаще электроны переходят от одного атома к другому. Поэтому  $\sigma$ -связь прочнее и выгоднее  $\pi$ -связи.

<sup>1</sup> Буква греческого алфавита  $\sigma$  читается «сигма».

## ВЫВОДЫ

Ковалентная связь реализуется вследствие образования одной, двух или трех общих электронных пар за счет неспаренных электронов атомов.

Связь между атомами с помощью одной общей электронной пары называют простой, двух пар — двойной, трех пар — тройной.

Ковалентными связями соединяются друг с другом атомы неметаллических элементов.

Если орбитали неспаренных электронов перекрываются на одном участке пространства, то связь называют  $\sigma$ -связью, а если на двух участках —  $\pi$ -связью. Простая ковалентная связь всегда является  $\sigma$ -связью, двойная связь состоит из  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи, а тройная — из  $\sigma$ -связи и двух  $\pi$ -связей.



284. Какую связь называют ковалентной? Между какими частицами она реализуется?
285. Почему не могут участвовать в образовании ковалентной связи: а) атом Магния; б) атом Неона?
286. Среди приведенных формул укажите те, которые принадлежат веществам с ковалентной связью:  $I_2$ ,  $H_2O$ ,  $NaBr$ ,  $BaS$ ,  $K_2O$ ,  $Ca_3N_2$ ,  $NH_3$ .
287. Запишите упрощенные и полные электронные формулы, а также графические формулы молекул  $F_2$ ,  $PH_3$  и  $SO_2$ .
288. Рассмотрите образование ковалентной связи при соединении двух атомов Хлора в молекулу  $Cl_2$ . Назовите орбитали, которые перекрываются. Опишите особенности этой связи.
289. Сколько существует вариантов перекрывания: а) двух  $s$ -орбиталей; б)  $s$ -орбитали и  $p$ -орбитали; в) двух  $p$ -орбиталей? Нарисуйте схемы перекрывания орбиталей, указав  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи.
290. Охарактеризуйте химическую связь в молекуле воды. Составьте схемы образования этой молекулы из атомов Водорода и Кислорода, используя упрощенные и полные электронные формулы частиц. Изобразите графическую формулу молекулы воды.



## Полярная и неполярная ковалентная связь. Электроотрицательность атомов

Материал параграфа поможет вам:

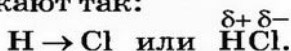
- понять, почему в молекуле на атомах разных элементов возникают электрические заряды;
- выяснить, какое свойство атома называют электроотрицательностью.

Сложных веществ существует значительно больше, чем простых. Поэтому ковалентная связь между разными атомами встречается чаще, чем между одинаковыми.

Может ли атом одного элемента «перетягивать» общую электронную пару от атома другого элемента?

Чтобы ответить на поставленный вопрос, рассмотрим молекулу хлороводорода  $\text{HCl}$ . В соответствии с результатами исследований в этой молекуле два электрона ковалентной связи чаще находятся в атоме Хлора, чем в атоме Гидрогена. Общая электронная пара оказывается смещенной к атому Хлора. Этот атом приобретает небольшой отрицательный заряд, который меньше единицы (он равен  $-0,2$ ), а атом Гидрогена — такой же заряд по значению, но положительный ( $+0,2$ ). Дробные заряды на атомах обозначают греческой буквой  $\delta$  («дельта») вместе со знаком «плюс» или «минус».

Рассмотренную особенность ковалентной связи изображают так:



**Ковалентную связь, в которой одна или несколько общих электронных пар смещены к одному из атомов, называют полярной связью, а при отсутствии такого смещения — неполярной.**

**Свойство атома элемента смещать в свою сторону электронную пару, общую с другим атомом, называют электроотрицательностью.**

Учитывая полярность ковалентной связи в молекуле HCl, можно утверждать, что Хлор — более электроотрицательный элемент, чем Гидроген.

Для количественной оценки электроотрицательности элементов используют таблицу, составленную американским ученым Л. Полингом (табл. 9). В соответствии с ней наименее электроотрицательным элементом является Цезий, а наиболее электроотрицательным — Флуор. Металлические элементы имеют более низкие значения электроотрицательности, чем неметаллические. Это и понятно, так как атомы металлических элементов способны терять электроны и превращаться в катионы, а атомы неметаллических элементов — присоединять электроны и превращаться в анионы.

Таблица 9

Значения электроотрицательности элементов 1—3 периодов

Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —

**В периодах электроотрицательность элементов возрастает слева направо, а в группах (главных подгруппах) — снизу вверх.**

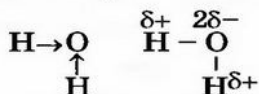
В таблице 9 отсутствуют значения электроотрицательности Гелия, Неона, Аргона. Атомы этих элементов не способны соединяться с дру-

**Это интересно**  
 Электрический заряд на каждом атоме Гидрогена в молекуле воды составляет +0,17, а на атоме Оксигена -0,34.

гими атомами, а также превращаться в катионы или анионы.

Предсказать полярность или неполярность ковалентной связи, пользуясь таблицей электроотрицательности, очень просто. Если атомы имеют одинаковую электроотрицательность, то связь между ними неполярная. Неполярные ковалентные связи существуют, например, в молекулах  $N_2$ ,  $PH_3$ ,  $CS_2$ . Атомы с разной электроотрицательностью соединяются полярными связями.

Рассмотрим молекулу воды  $H_2O$ . Между атомом Оксигена и каждым атомом Гидрогена существует простая ковалентная связь; таких связей в молекуле — две. Поскольку Оксиген имеет бóльшую электроотрицательность (3,5), чем Гидроген (2,1), то его атом смещает к себе общие электронные пары:



**Это интересно**  
 Химическая связь с максимальной полярностью — ионная связь.

Таким образом, ковалентные связи в молекуле воды являются полярными.

*Чем больше разница в электроотрицательности элементов, тем полярнее связь между атомами.*

## Выводы

Если ковалентная связь образуется между атомами разных элементов, то они обычно приобретают небольшие заряды. Их появление вызвано смещением общих электронных пар от одних атомов к другим. Такую ковалентную связь называют полярной. Если смещения общих электронных пар нет, то связь является неполярной.

Свойство атома смещать к себе электронную пару, общую с другим атомом, называют электроотрицательностью. Электроотрицательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в группах (главных подгруппах) — снизу вверх.



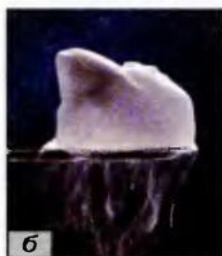


- различать простейшую и истинную формулы соединения;
- объяснять физические свойства веществ молекулярного строения.

**Межмолекулярное взаимодействие.** Вещество независимо от его строения может находиться в трех агрегатных состояниях. Твердое и жидкое состояния молекулярных веществ существуют благодаря тому, что молекулы притягиваются друг к другу. Это явление называют *межмолекулярным взаимодействием*.

В отличие от прочных ковалентной и ионной связей взаимодействие между молекулами довольно слабое. Оно состоит во взаимном притяжении атомов с небольшими положительными и отрицательными зарядами (§ 35), принадлежащих разным молекулам. Такое взаимодействие существует, например, в воде, кислотах, белках. Оно является важным условием для существования живых организмов на нашей планете.

**Физические свойства молекулярных веществ.** Вследствие того что молекулы слабо притягиваются друг к другу, вещества молекулярного строения существенно отличаются от ионных веществ по физическим свойствам. Для молекулярных веществ характерны летучесть, низкая твердость, невысокие температуры плавления и кипения. Некоторые молекулярные вещества при нагревании переходят из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое. Такое явление называют *сублимацией*<sup>1</sup>. Этим свойством обладают, например, иод  $I_2$ , карбон(IV) оксид  $CO_2$  (рис. 84).



**Рис. 84.**  
Сублимация  
иода (а)  
и карбон(IV)  
оксида (б)

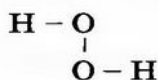
**Твердый карбон(IV) оксид называют «сухим льдом». При повышении температуры он пре-**

<sup>1</sup> Термин происходит от латинского слова *sublimare* — поднимать вверх.





но такого состава (а не НО) содержатся в этом веществе. Каждый атом Гидрогена соединен со «своим» атомом Оксигена простой ковалентной связью; такой же связью соединены и атомы Оксигена:



Формулу  $\text{H}_2\text{O}_2$ , которая показывает реальный состав молекулы, называют *истинной* (формула НО является *простейшей*).

Известны случаи, когда одна и та же простейшая формула отвечает нескольким молекулярным веществам с различными истинными формулами. Так, ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$  (газ, который используют для сварки металлов) и бензен  $\text{C}_6\text{H}_6$  (распространенный органический растворитель; его традиционное название — бензол) имеют одинаковые простейшие формулы — СН.

Для большинства молекулярных веществ истинные формулы совпадают с простейшими.

## ВЫВОДЫ

Молекулы притягиваются друг к другу, однако довольно слабо. Поэтому вещества молекулярного строения имеют низкие температуры плавления и кипения.

Для некоторых молекулярных соединений существуют две химические формулы — простейшая и истинная. Индексы в простейшей формуле показывают соотношение атомов элементов в молекуле.



300. Что такое межмолекулярное взаимодействие? Чем оно обусловлено?
301. Соединение X в обычных условиях находится в твердом состоянии, имеет запах, а при слабом нагревании плавится. Молеку-

лярным или ионным является это соединение? Какой тип химической связи в нем реализуется? К ответу дайте пояснения.

302. Укажите среди перечисленных веществ молекулярные: парафин, ацетон, кальцинированная сода, азот, олово, силиций(IV) оксид. Обоснуйте свой выбор.
303. Можно ли сделать вывод о строении вещества (ионном, молекулярном) по его внешнему виду, агрегатному состоянию? Ответ объясните.
304. Найдите соответствие:
- | формула вещества    | температура плавления, °C |
|---------------------|---------------------------|
| 1) $\text{NaN}_3$ ; | а) 638;                   |
| 2) $\text{HCl}$ ;   | б) $-114$ .               |

Дайте необходимое пояснение.

305. Попробуйте объяснить, почему простые вещества галогены в обычных условиях находятся в различных агрегатных состояниях: фтор  $\text{F}_2$  и хлор  $\text{Cl}_2$  — газы, бром  $\text{Br}_2$  — жидкость, иод  $\text{I}_2$  — кристаллическое вещество.
306. Как вы считаете, молекулярным или ионным веществом является гидразин  $\text{N}_2\text{H}_4$  (соединение используют в качестве ракетного горючего)? Приведите аргументы в пользу вашего предположения.
307. Газ этан — соединение Карбона с Гидрогеном. Его молекула содержит втрое больше атомов Гидрогена, чем Карбона. Найдите формулу этана, если относительная молекулярная масса соединения равна 30. Является ли эта формула простейшей?
308. Хлороводород  $\text{HCl}$  и фтор  $\text{F}_2$  имеют молекулы приблизительно одинаковой массы (подтвердите это), но существенно различаются по температурам кипения:  $-84$  °C ( $\text{HCl}$ ) и  $-187$  °C ( $\text{F}_2$ ). Объясните такое отличие.

---

## 37 Степень окисления

---

**Материал параграфа поможет вам:**

- выяснять, что называют степенью окисления элемента;
- составлять формулы соединений по значениям степеней окисления элементов;
- определять степени окисления элементов по химическим формулам соединений.

Известно, что атомы — электронейтральные частицы. Они остаются таковыми, соединяясь в молекулы простых веществ. Однако на атомах, входящих в состав сложных веществ, как правило, сосредоточиваются небольшие заряды — как положительные, так и отрицательные. Это является следствием смещения общих электронных пар к атомам более электроотрицательных элементов.

В § 35 была подробно рассмотрена молекула хлороводорода  $\text{HCl}$ . В ней существует ковалентная полярная связь; общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому Хлора ( $\text{H}:\text{Cl}$ ,  $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$ ). На этом атоме имеется небольшой отрицательный заряд, а на атоме Гидрогена — такой же по значению, но положительный заряд:  $\text{HCl}$  ( $\delta = 0,2$ ).

Если общую электронную пару полностью «передать» атому Хлора (тогда она уже не будет общей), то к этому атому вернется его электрон, который принимал участие в ковалентной связи, и поступит электрон от атома Гидрогена. За счет последнего атом Хлора получит заряд  $-1$ , а атом Гидрогена, потеряв свой единственный электрон, приобретет заряд  $+1$ .

**Условный целочисленный заряд атома в веществе называют степенью окисления элемента.**

Степень окисления обозначают в химической формуле над символом элемента, записывая сначала знак (плюс или минус), а затем — число:



**УПРАЖНЕНИЕ 1.** Вычислить степени окисления элементов в карбон(IV) оксиде.

**Решение**

Карбон(IV) оксид — молекулярное соединение. В молекуле  $\text{CO}_2$  четырехвалентный атом Карбона соединен двойными ковалентными связями с каждым атомом Оксигена:





Связь  $\text{C}=\text{O}$  является полярной, поскольку элементы отличаются по электроотрицательности: Кислород более электроотрицательный, чем Углерод (табл. 8). Передаем все четыре общие электронные пары двум атомам Кислорода. В результате каждый атом Кислорода получает заряд  $-2$ , ибо к нему, кроме двух своих электронов, поступают два «чужих» — от атома Углерода. Атом Углерода приобретает заряд  $+4$ , т. к. он теряет четыре электрона, передав их атомам Кислорода. Запишем формулу соединения с найденными степенями окисления элементов:



Если вещество является ионным и состоит из простых (одноатомных) ионов, то в нем степень окисления каждого элемента совпадает с зарядом соответствующего иона, т. е. является реальным зарядом частицы, а не условным. Например, степени окисления Натрия и Хлора в натрий хлориде  $\text{NaCl}$  равны соответственно  $+1$  и  $-1$ , Алюминия и Кислорода в алюминий оксиде  $\text{Al}_2\text{O}_3$  составляют  $+3$  и  $-2$ . Запишем формулы соединений вместе со степенями окисления элементов:



(Заряд иона, как известно, записывают сверху и справа от символа элемента, причем сначала указывают цифру (единицу опускают), а затем знак:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$ .)

**Сумма степеней окисления всех атомов в каждом веществе равна нулю.**

Это — *правило электронейтральности вещества*. О нем упоминалось ранее, но по отношению к ионным веществам. Приведенная выше его формулировка распространяется на вещества любого строения — ионного, молекулярного, атомного. Правило электронейтральности используют при составлении формул химических соединений или для их

**Это интересно**  
Нитроген может иметь в соединениях все возможные степени окисления от  $-3$  до  $+5$  (всего 9 значений).

проверки. Так, формулу алюминий оксида  $Al_2O_3$  следует считать правильной, поскольку сумма степеней окисления всех атомов (сумма зарядов всех ионов) в формульной единице соединения составляет  $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$ .

Степень окисления элемента может равняться и нулю. Нулевые значения степени окисления имеют элементы в простых веществах — водороде  $H_2$ , сере  $S_8$ , железе  $Fe$  и т. д. (объясните это), а также в соединениях, образованных элементами с одинаковой электроотрицательностью — фосфине  $PH_3$ , карбон(IV) сульфиде  $CS_2$  и др.

Чтобы определять степени окисления элементов в соединениях по их химическим формулам, а также составлять формулы соединений, необходимо знать такие закономерности:

1) металлические элементы имеют в соединениях только положительные степени окисления;

2) степень окисления Гидрогена в соединениях с неметаллическими элементами, как правило, составляет  $+1$ , а в соединениях с металлическими элементами равна  $-1$ ;

3) Кислород почти во всех соединениях имеет степень окисления  $-2$ ;

4) Флуор как самый электроотрицательный элемент всегда имеет в соединениях степень окисления  $-1$ ;

5) максимальная (положительная) степень окисления элемента совпадает с номером группы, в которой он находится;

6) минимальная (отрицательная) степень окисления неметаллического элемента равна номеру группы минус 8.

**УПРАЖНЕНИЕ 2.** Определить степени окисления элементов в калий дифосфате  $K_4P_2O_7$ .

**Решение**

Калий — металлический элемент. Его степень окисления в соединении должна быть положительной (закономерность 1) и равна  $+1$ , поскольку Калий — элемент I группы (закономерность 5). Степень окисления Кислорода в соединении составляет  $-2$

(закономерность 3). Степень окисления Фосфора определяем, воспользовавшись правилом электронейтральности вещества:

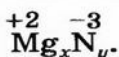
$$\begin{array}{c} +1 \quad x \quad -2 \\ \text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7; \end{array} \quad 4 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0; \quad x = (14 - 4) : 2 = 5.$$

Формула калий дифосфата с найденными степенями окисления элементов —  $\overset{+1}{\text{K}}_4\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$ .

**УПРАЖНЕНИЕ 3.** Составить формулу соединения Магния с Нитрогеном.

**Решение**

Магний — металлический элемент; он находится во II группе и в соединениях имеет степень окисления +2 (закономерности 1 и 5). Нитроген — неметаллический элемент; он принадлежит к V группе. В соединении с металлическим элементом Нитроген проявляет отрицательную степень окисления, равную  $5 - 8 = -3$  (закономерность 6). Записываем формулу соединения с неизвестными индексами и указываем степени окисления элементов:



Дальше действуем так, как при составлении формулы бинарного соединения по валентностям элементов. Находим наименьшее число, которое делится без остатка на значения степеней окисления элементов; это число 6. Разделив его на 2, получаем количество атомов Магния в формуле соединения ( $6 : 2 = 3$ ), а разделив на 3, получаем количество атомов Нитрогена ( $6 : 3 = 2$ ).

Формула соединения —  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .

Значения степени окисления и валентности элемента нередко совпадают (например, Гидрогена — в соединении HCl, Карбона — в соединении CO<sub>2</sub>). Тем не менее их нельзя путать и заменять одно другим, так как понятия «степень окисления» и «валентность» различны по смыслу. Степень окисления все чаще используют как универсальную величину, удобную для классификации веществ, хотя для веществ молекулярного и атомного строения она имеет условный характер. Понятие «валентность» постепенно теряет значение в химии, но останется в истории химической науки.



## ВЫВОДЫ

Степень окисления элемента — это условный целочисленный заряд атома в веществе. Его рассчитывают, полностью смещая общие электронные пары к атомам более электроотрицательных элементов. Степень окисления элемента в простом ионе совпадает с зарядом иона.

Сумма степеней окисления всех атомов в каждом веществе равна нулю. Это — правило электронейтральности. Его используют при составлении формул различных соединений.

Значения степени окисления и валентности элемента часто совпадают.



309. Что такое степень окисления элемента?
310. Какое минимальное и максимальное значение может принимать степень окисления: а) металлического элемента; б) неметаллического элемента?
311. Какие максимальные и минимальные степени окисления могут иметь Силиций, Калий, Манган, Селен, Неон, Фосфор?
312. Определите и укажите в приведенных формулах веществ степени окисления элементов:  $\text{NaH}$ ,  $\text{P}_2\text{S}_5$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$ ,  $\text{AlP}$ .
313. Составьте формулы: а) трех соединений Хлора с Оксигеном, в которых Хлор имеет степени окисления +1, +4 и +7; б) двух соединений Арсена с Сульфуром, в которых первый элемент имеет степени окисления +3 и +5, а второй –2.
314. Определите степени окисления элементов в соединениях по графическим формулам их молекул:
- а)  $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ ;      б)  $\begin{array}{c} \text{O}=\text{C}-\text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$ ;      в)  $\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{O}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ .
315. Определите степени окисления элементов в соединениях с такими формулами:  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
316. Чем отличаются понятия «валентность» и «степень окисления»?
317. Определите степени окисления элементов в гидроген пероксиде. Используйте приведенную в § 36 графическую формулу молекулы соединения. Каково значение валентности каждого элемента в гидроген пероксиде?

# Послесловие

Завершился учебный год, второй год изучения вами химии. Мы уверены, что вам было интересно на уроках по этому предмету.

Теперь вы знаете, что в химии порции веществ оценивают не только по их массе или объему, но и по количеству частиц — атомов, молекул, ионов. Вам стало известно об области химической науки, которую называют неорганической химией, а также о существовании важнейших классов неорганических соединений — оксидов, оснований, кислот, амфотерных соединений, солей. Надеемся, что каждый из вас научился составлять формулы этих соединений, прогнозировать их химические свойства, предлагать способы получения соединений, решать разнообразные задачи.

Вы выяснили, какая информация о химических элементах содержится в периодической системе Д. И. Менделеева, и поняли, насколько важно уметь ею пользоваться. Она иллюстрирует открытый выдающимся ученым Д. И. Менделеевым периодический закон — основной закон химии. Этот закон помогает открывать новые химические элементы, получать новые вещества, предсказывать их состав и свойства.

Строение атома уже не является для вас секретом. Знаете и о том, как и почему соединяются частицы вещества друг с другом. Читая учебник, вы «заглянули» внутрь кристаллов и убедились, что частицы вещества размещены в них в определенном порядке.

Материал по химии в 9 классе будет не менее интересным. Вы получите представление о растворах, узнаете об особенностях протекания химических реакций. Ознакомьтесь также с органическими веществами, многие из которых встречаются в живой природе — растениях, животных, человеке.

Желаем вам хорошо отдохнуть летом, а в 9 классе достичь новых успехов в изучении химии, получить удовлетворение от познания ее тайн и проведения интересных химических опытов.

*Авторы*

# Ответы к задачам и упражнениям

6. Нет — для простых веществ атомного строения; да — для сложных веществ, а также простых веществ молекулярного строения.
7.  $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{23}$ .
8.  $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/3$  моль.
9. а)  $n(\text{CH}_4) = 1$  моль; б)  $n(\text{CH}_4) = 0,3$  моль; в)  $n(\text{CH}_4) = 1$  моль.
10. а)  $n(\text{NaCl}) = 0,2$  моль; б)  $n(\text{NaCl}) = 3$  моль;  
в)  $n(\text{NaCl}) = 0,6$  моль.
22.  $N(\text{атомов}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$ .
24. Количество ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  наименьшее.
32.  $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$ .
35.  $\rho(\text{возд.}) = 1,295$  г/л.
40. Газ тяжелее метана в 1,06 раза.
42.  $D_{\text{N}_2}(\text{газа}) = 1,57$ .
51.  $V(\text{CO}_2) = 560$  л.
54.  $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1$  г.
59. В барий гидроксиде.
78. Больше всего ионов — в барий хлориде.
79. б.
84. а)  $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ ; б)  $\text{I}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .
94.  $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 32,8$  г.
97.  $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71$  г;  $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78\%$ .
98.  $m(\text{SO}_2) = 0,64$  г;  $m(\text{CO}_2) = 0,88$  г.
102. а)  $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
б)  $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ .
103. Возможны 3 реакции.
106.  $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3,8$  г.
107.  $V(\text{SO}_2) = 4,48$  л.
109.  $w(\text{NaOH}) = 31,9\%$ .
112. б)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
114. Возможны 3 реакции.
116. Примите во внимание свойства образующейся кислоты.
118.  $w(\text{Ag}) = 79,7\%$ .
119.  $m(\text{HNO}_3) = 25,2$  г.
121. а)  $\text{SnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
б)  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ ;  
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{CaO} = \text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ .
123.  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .
124.  $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8$  г.
125. Нет.
130. Происходят 3 реакции.



132. Да.
133.  $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ г.}$
134.  $m(\text{NaNO}_3) = 8,5 \text{ г; } m(\text{KNO}_3) = 20,2 \text{ г.}$
139. При нагревании разлагаются 5 соединений.
142.  $V(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ л; } V(\text{SO}_2) = 11,2 \text{ л.}$
143. Да.
144.  $D_{\text{возд.}}(\text{смеси}) = 1,49.$
145.  $w(\text{C}) = 75 \text{ \%}.$
150. Используйте амфотерность станнум(II) оксида.
152. Нет.
158.  $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,2 \text{ моль.}$
165. Можно, осуществив не одну, а две реакции.
167.  $m(\text{соли}) = 27,2 \text{ г.}$
168.  $w(\text{CaSiO}_3) = 63,5 \text{ \%}.$
175.  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ моль.}$
176.  $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1 \text{ г.}$
199. а) На Стронций похожи Кальций и Барий.
208. В ионе  $\text{S}^{2-}$  — 18 электронов.
209. В ионе  $\text{NH}_4^+$  суммарное количество протонов равно 11, а электронов — 10.
210.  ${}^{59}_{27}\text{Co}.$
214. Возможны 9 разновидностей молекул воды и пять значений массы молекул воды.
215. Учтите то, что атомы одинаковой массы имеют лишь 20 химических элементов.
216.  $A_r(\text{Mg}) = 24,32.$
219.  ${}^{60}_{27}\text{Co}.$
221.  $s$ -Орбиталь представляет собой сферу; она одинакова по всем направлениям.
225. Не всегда. Энергия  $4s$ -электрона немного меньше, чем  $3d$ -электрона.
231. Кислород, Магний.
238. Такие символы имеют 8 элементов.
257.  $\text{H}_2\text{O}, \text{LiOH}, \text{H}_3\text{BO}_3.$
261.  $w(\text{O}) = 47,1 \text{ \%}.$
272. В атоме Кислорода.
281. а) 6; б) 6.
282. б)  $\text{MgO}.$
298. а.
305. Температуры плавления и кипения веществ зависят от массы молекул (подумайте, как это можно объяснить).
307. Найденная формула этана не является простейшей.
314. а) в соединении  $\text{HCN}$  степень окисления Карбона +2;
315. В соединении  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  степень окисления Нитрогена +5.

# Словарик терминов

*Амфотерность* — способность соединения (оксида, гидроксида) проявлять основные и кислотные свойства.

*Анион* — отрицательно заряженный ион.

*Атомная доля нуклида* — отношение количества атомов нуклида к общему количеству атомов элемента.

*Безоксигеновые кислоты* — кислоты, в молекулах которых отсутствуют атомы Оксигена.

*Валентные электроны* — электроны, которые принимают участие в образовании химической связи.

*Внешние электроны* — электроны последнего энергетического уровня атома.

*Возбуждение атома* — процесс перехода электрона из одной орбитали в другую в пределах одного энергетического уровня.

*Высший оксид* — оксид, в котором элемент проявляет наибольшее значение валентности.

*Галогены* — элементы главной подгруппы VII группы периодической системы (Флуор, Хлор, Бром, Иод), а также соответствующие простые вещества.

*Генетическая связь* — взаимосвязь между веществами, которая основана на происхождении веществ и их химических свойствах.

*Группа (периодической системы)* — столбик в периодической системе.

*Двойная связь* — связь между атомами, образованная двумя общими электронными парами.

*Естественный ряд* — ряд элементов, составленный по возрастанию атомных масс.

*Изотопы* — нуклиды одного элемента, или виды атомов с одинаковым количеством протонов и разным количеством нейтронов.

*Индикатор* — вещество, изменяющее окраску в щелочной и кислой среде.

*Инертные элементы* — элементы главной подгруппы VIII группы периодической системы (Гелий, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон). Простые вещества этих элементов называют инертными газами.

*Ионная связь* — взаимодействие между противоположно заряженными ионами в веществе.

*Истинная формула* — формула, которая показывает реальный состав молекулы.

*Катион* — положительно заряженный ион.

*Кислота* — соединение, молекула которого содержит один или несколько атомов Гидрогена, способных при химических реакциях замещаться на атомы металлического элемента.

*Кислотный оксид* — оксид, который соответствует оксигенсодержащей кислоте.

*Кислотный остаток* — часть молекулы кислоты, соединенная с атомом (атомами) Гидрогена.

*Кислотообразующий элемент* — элемент, который образует кислоту.

*Классификация* — распределение объектов (предметов, организмов, явлений и т. п.) по группам или классам в зависимости от их общих признаков.

*Ковалентная связь* — связь между атомами, обусловленная существованием общих электронных пар.

*Количество вещества* — физическая величина, которая определяется количеством частиц (атомов, молекул, ионов) в порции вещества.

*Кристаллическая решетка* — модель строения кристаллического вещества.

*Моль* — единица измерения количества вещества; порция вещества, которая содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  его формульных единиц.

*Молярная масса* — масса 1 моль вещества. Молярная масса численно равна относительной атомной, молекулярной или формульной массе.

*Молярный объем* — объем 1 моль вещества.

*Нейтрон* — нейтральная частица, которая находится в ядре атома.

*Неорганическая химия* — область химической науки, которая изучает неорганические вещества.

*Неполярная ковалентная связь* — ковалентная связь, в которой отсутствует смещение одной или нескольких общих электронных пар к одному из атомов.

*Несолеобразующий оксид* — оксид, который не взаимодействует с кислотами, основаниями и не образует солей.

*Нормальные условия* — температура  $0^\circ\text{C}$  и давление  $101,3$  кПа ( $760$  мм рт. ст.).

*Нуклид* — какой-либо вид атомов.

*Нуклон* — общее название частиц (протона и нейтрона), из которых состоят ядра атомов.

*Нуклонное число* — суммарное количество протонов и нейтронов в атоме.

*Оксигенсодержащая кислота* — кислота, в молекуле которой содержатся атомы Оксигена.

*Оксид* — соединение, образованное двумя элементами, одним из которых является Оксиген.

*Орбиталь* — часть пространства в атоме, где пребывание электрона наиболее вероятно.



*Основание* — соединение, которое состоит из катионов металлического элемента  $M^{n+}$  и гидроксид-анионов  $\text{OH}^-$ .

*Основное состояние атома* — состояние атома, в котором орбитали заполнены электронами в соответствии с принципом наименьшей энергии.

*Основность* — характеристика кислоты, которая определяется количеством атомов Гидрогена в молекуле, способных замещаться на атомы металлического элемента.

*Оснóвный оксид* — оксид, который соответствует основанию.

*Относительная атомная масса* — отношение массы атома к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

*Относительная молекулярная масса* — отношение массы молекулы к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

*Относительная плотность газа по другому газу* — отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых температуре и давлении).

*Относительная формульная масса* — отношение массы формульной единицы вещества к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

*Период* — фрагмент естественного ряда элементов от щелочного элемента до инертного.

*Подгруппа* — часть группы периодической системы.

*Подуровень* — часть энергетического уровня с электронами одинаковой энергии.

*Полярная ковалентная связь* — ковалентная связь, в которой одна или несколько общих электронных пар смещены к одному из атомов.

*Простая связь* — связь между атомами, образованная одной общей электронной парой.

*Простейшая формула* — формула, которая отображает соотношение количества атомов или ионов в соединении.

*Протон* — положительно заряженная частица, которая находится в ядре атома.

*Протонное число* — количество протонов в атоме.

*Радиоактивный распад* — явление самопроизвольного распада ядер атомов на меньшие ядра, отдельные частицы.

*Радионуклид* — нуклид, способный к радиоактивному распаду.

*Радиус атома* — расстояние от центра ядра до сферической поверхности, которой касаются орбитали с электронами последнего энергетического уровня.

*Реакция замещения* — реакция между простым и сложным веществами, в результате которой образуются новые простое и сложное вещества.

*Реакция нейтрализации* — реакция между основанием и кислотой.

*Реакция обмена* — реакция между двумя соединениями, при которой они обмениваются своими составными частями.

*Ряд активности металлов* — ряд, в котором металлы размещены по уменьшению их химической активности.

*Солеобразующий оксид* — оксид, который взаимодействует с кислотами или (и) основаниями и образует соли.

*Соль* — соединение, в состав которого входят катионы металлического элемента и анионы кислотного остатка.

*Спин* — свойство электрона, которое условно принимают за вращение вокруг собственной оси.

*Степень окисления* — условный целочисленный заряд атома в веществе.

*Сублимация* — превращение твердого вещества в газ, минуя жидкое состояние.

*Тройная связь* — связь между атомами, образованная тремя общими электронными парами.

*Химическая связь* — взаимодействие между атомами, молекулами, ионами, благодаря которому частицы удерживаются вместе.

*Химический элемент* — вид атомов с определенным протонным числом (определенным зарядом ядра).

*Число Авогадро* —  $6,02 \cdot 10^{23}$  (количество формульных единиц в 1 моль вещества).

*Щелочноземельные элементы* — элементы главной подгруппы II группы периодической системы (Магний, Кальций, Стронций, Барий, Радий). Простые вещества этих элементов называют щелочноземельными металлами.

*Щелочные элементы* — элементы главной подгруппы I группы периодической системы (Литий, Натрий, Калий, Рубидий, Цезий, Франций). Простые вещества этих элементов называют щелочными металлами.

*Щелочь* — водорастворимое основание.

*Электрон* — отрицательно заряженная частица, составная часть атома.

*Электронная формула* — запись, отображающая электронное строение атома или молекулы.

*Электронный октет* — 8-электронная оболочка атома.

*Электроотрицательность* — свойство атома элемента смещать в свою сторону электронную пару, общую с другим атомом.

*Энергетический уровень* (электронная оболочка) — фрагмент современной модели атома, который объединяет электроны с почти одинаковой энергией.

*Ядерная реакция* — превращение, при котором изменяются ядра атомов.

# Предметный указатель

## А

- Амфотерность 86
- Амфотерные соединения 86
  - получение 108
- Анион 31, 201
- Атомная доля 151

## В

- Валентность 167

## Г

- Галогены 131
- Генетическая связь 122
- Гидроксид 55, 188
- Группа (периодической системы) 140

## Е

- Естественный
  - ряд элементов 136

## З

- Закон Авогадро 19

## И

- Изотопы 149, 150
- Индикатор 69
- Инертные газы 131

## К

- Катион 31, 200
- Кислоты 38
  - безоксигеновые 41
  - классификация 41
  - названия 42
  - оксигенсодержащие 41
  - получение 110
  - распространенность 44
  - сильные 42
  - слабые 42
  - состав 39
  - средней силы 42
  - физические свойства 76
  - химические свойства 77

- Кислотный остаток 39
- Кислотообразующий элемент 39
- Классификация 129
  - неорганических веществ 119
  - элементов 129, 173
- Количество вещества 6
- Кристаллическая решетка 205—206

## М

- Металлы 129
  - щелочноземельные 130
  - щелочные 130
- Моль 6, 153
- Молярная масса 12
- Молярный объем 17

## Н

- Нейтрон 145
- Неметаллы 129
- Нормальные условия 18
- Нуклид 151
- Нуклон 145
- Нуклонное число 146

## О

- Оксиды 30
  - амфотерные 87
  - высшие 32, 186
  - кислотные 43, 54
  - классификация 119
  - названия 33
  - несолеобразующие 119
  - основные 37, 52
  - получение 101
  - применение 57
  - солеобразующие 119
  - физические свойства 51
  - химические свойства 51
- Основания 35
  - названия 36



получение 106  
физические свойства 67  
химические свойства 68  
Орбиталь 158  
Относительная  
атомная масса 152  
Относительная  
молекулярная масса 152  
Относительная  
плотность газа 24  
Относительная  
формульная масса 152

## **П**

Период 140  
Периодическая  
система 136, 139  
Периодический закон 136, 171  
значение 192  
физическая суть 172  
Подгруппа 141  
Правило  
электронейтральности 224

Принцип наименьшей  
энергии 163—164

Протон 145  
Протонное число 146

## **Р**

Радиоактивный распад 147

Радионуклид 153

Радиус атома 174

Реакция

замещения 78

нейтрализации 71

обмена 54

Ряд активности металлов 78

## **С**

Связь

$\pi$ -связь 213

$\sigma$ -связь 213

двойная 212

ионная 203

ковалентная 210

неполярная 215

полярная 215

простая 212

тройная 212

Соли 46

названия 47

получение 114

физические свойства 91

химические свойства 92

Состояние атома

возбужденное 168

основное 167

Спин электрона 159

Степень окисления 223

## **Т**

Таблица растворимости 68

## **Х**

Химическая формула

истинная 221

простейшая 221

Химический элемент 146

характеристика 177

## **Э**

Электронная оболочка 160

Электронная формула

атома 161

графический вариант 161

молекулы 210

Электронные орбитали

(*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) 158, 159

Электронный октет 199

Электроны

внешние 165

неспаренные 159

спаренные 159

Электроотрицательность 216

Элементы

инертные 131

щелочноземельные 131

щелочные 131

Энергетический уровень 160

подуровень 160

# Содержание

Обращение к ученикам .....	3
----------------------------	---

## 1 раздел

### Количество вещества.

### Расчеты по химическим формулам

§ 1. Количество вещества .....	5
§ 2. Молярная масса .....	12
§ 3. Молярный объем. Закон Авогадро .....	16
<i>Для любознательных. Соотношение объемов газов</i> <i>в химических реакциях .....</i>	22
§ 4. Относительная плотность газа .....	23
<i>Для любознательных. О средней относительной</i> <i>молекулярной массе воздуха .....</i>	28

## 2 раздел

### Важнейшие классы

### неорганических соединений

§ 5. Оксиды .....	30
§ 6. Основания .....	35
§ 7. Кислоты .....	38
§ 8. Соли .....	46
§ 9. Свойства и применение оксидов.....	50
<i>Для любознательных. Кислотные осадки .....</i>	59
§ 10. Расчеты по химическим уравнениям.....	61
§ 11. Свойства и применение оснований .....	66
§ 12. Свойства и применение кислот .....	76
<i>Экспериментируем дома. Природные индикаторы....</i>	85
§ 13. Амфотерные оксиды и гидроксиды .....	86

§ 14. Свойства и применение солей .....	91
<i>Для любознательных. Кислые соли</i> .....	98
Практическая работа № 1.	
Изучение свойств важнейших классов	
неорганических соединений .....	99
Вариант I. Изучение химических	
свойств хлоридной кислоты .....	99
Вариант II. Изучение свойств	
никель(II) сульфата.....	100
§ 15. Способы получения оксидов .....	101
§ 16. Способы получения оснований	
и амфотерных гидроксидов .....	106
§ 17. Способы получения кислот .....	110
§ 18. Способы получения солей .....	114
§ 19. Обобщение знаний о важнейших классах	
неорганических соединений .....	118
Практическая работа № 2.	
Решение экспериментальных задач.....	124
Вариант I. Осуществление реакций	
по схеме химических превращений .....	125
Вариант II. Составление схемы химических	
превращений и осуществление реакций .....	125

## 3 раздел

# Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома

§ 20. Первые попытки классификации	
химических элементов .....	128
§ 21. Периодический закон .....	134
§ 22. Периодическая система химических элементов .....	139
§ 23. Строение атома.....	144
§ 24. Изотопы .....	149
<i>Для любознательных. Ядерные реакции</i> .....	157
§ 25. Современная модель атома.....	158
§ 26. Строение электронных оболочек атомов.....	163



§ 27. Периодический закон и электронное строение атомов .....	170
§ 28. Характеристика элемента по его положению в периодической системе и строению атома.....	176
§ 29. Периодическая система, химический характер элементов и свойства простых веществ .....	181
§ 30. Периодическая система и химические свойства соединений .....	186
§ 31. Значение периодического закона. Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева.....	192

## 4 раздел

### Химическая связь и строение вещества

§ 32. Устойчивость электронных оболочек. Превращение атомов в ионы .....	198
§ 33. Ионная связь. Ионные соединения.....	203
§ 34. Ковалентная связь .....	209
§ 35. Полярная и неполярная ковалентная связь. Электроотрицательность атомов .....	215
§ 36. Молекулярные вещества.....	218
§ 37. Степень окисления.....	222
Послесловие .....	228
Ответы к задачам и упражнениям .....	229
Словарик терминов .....	231
Предметный указатель .....	235

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович  
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

## **XІМІЯ**

Підручник для 8 класу  
загальноосвітніх навчальних закладів  
(російською мовою)

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за державні кошти.  
Продаж заборонено

Редактор А. А. Даниленко  
Технічний редактор Т. І. Семченко  
Коректор В. П. Мусяйченко  
Художнє оформлення В. М. Штогриня  
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Підписано до друку  
з оригінал-макета 26.08.2008.  
Формат 60×90/16.  
Папір офс. № 1.  
Гарнітура Шкільна.  
Друк офсетний.  
Ум.-друк. арк. 14,5.  
Обл.-вид. арк. 10,4.  
Наклад 62 500 прим.  
Зам. 8-465.

Видавничий центр «Академія».  
04119, м. Київ-119, а/с 37.  
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.  
E-mail: [academia-pc@svitonline.com](mailto:academia-pc@svitonline.com)  
Свідоцтво: серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

ВАТ «Білоцерківська книжкова фабрика».  
09117, м. Біла Церква, вул. Леся Курбаса, 4.