

# ХІМІЯ

8



# СОДЕРЖАНИЕ

## Повторение основных понятий курса химии 7 класса

### Тема 1

#### Количество вещества.

#### Расчеты по химическим формулам

- § 1. Количество вещества. Моль — единица количества вещества. Число Авогадро ..... 9
- § 2. Молярная масса. Определение молярной массы, массы и количества вещества по химической формуле ..... 14
- § 3. Молярный объем газов. Определение объема газа при нормальных условиях ..... 18
- § 4. Относительная плотность газов. Определение относительной плотности газов ..... 22
- § 5. Расчеты по химическим формулам ..... 26
- § 6. Вычисления с использованием числа Авогадро ..... 29

### Тема 2

#### Основные классы неорганических соединений

- § 7. Понятие об оксидах ..... 35
- § 8. Понятие о кислотах ..... 39
- § 9. Способность металлов вытеснять водород из кислот. Вытеснительный ряд металлов ..... 43
- § 10. Понятие о солях ..... 48
- § 11. Понятие об основаниях ..... 53
- § 12. Взаимодействие оксидов с водой. Гидроксиды ..... 55
- § 13. Общие свойства оксидов. Классификация оксидов ..... 61
- § 14. Оксиды в природе. Использование оксидов ..... 66
- § 15. Классификация кислот. Общие химические свойства кислот ..... 71
- § 16. Получение соляной кислоты и ее свойства ..... 77
- § 17. Химические свойства оснований ..... 82
- § 18. Понятие об амфотерных гидроксидах. Применение оснований ..... 86
- § 19. Химические свойства солей ..... 89
- § 20. Соли в природе. Применение солей ..... 93
- § 21. Общие способы получения оксидов, кислот, оснований и солей ..... 98
- § 22. Генетическая связь между классами неорганических соединений ..... 101



§ 23. Расчеты по химическим уравнениям массы, объема, количества вещества реагентов и продуктов реакций .....	105
§ 24. Значение экспериментального метода исследования в химии .....	111
§ 25. Решение экспериментальных задач .....	114

### Тема 3

#### Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома

§ 26. Исторические сведения о попытках классификации химических элементов .....	118
§ 27. Понятие о щелочных металлах .....	121
§ 28. Понятие о галогенах и инертных газах .....	125
§ 29. Периодический закон Д. И. Менделеева .....	131
§ 30. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева .....	136
§ 31. Строение атома. Состав атомных ядер .....	142
§ 32. Современная формулировка периодического закона. Изотопы .....	146
§ 33. Состояние электронов в атоме .....	151
§ 34. Строение электронных оболочек атомов. Понятие о радиусе атома .....	156
§ 35. Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. Электронные и графические электронные формулы атомов .....	160
§ 36. Взаимосвязь между размещением элементов в периодической системе и их свойствами .....	166
§ 37. Характеристика химических элементов по их положению в периодической системе и строению атома .....	171
§ 38. Значение периодического закона .....	174
§ 39. Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева .....	177

### Тема 4

#### Химическая связь и строение вещества

§ 40. Понятие о химической связи. Электроотрицательность элементов .....	181
§ 41. Химическая связь и строение электронных оболочек атомов .....	185
§ 42. Ковалентная связь, ее виды .....	188
§ 43. Ионная связь. Кристаллические решетки .....	193
§ 44. Степень окисления .....	198
Словарь химических терминов и понятий, которые изучались в 7 классе .....	203
Предметный указатель .....	205
Приложение .....	206



## ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ПОНЯТИЙ КУРСА ХИМИИ 7 КЛАССА

Для успешного изучения химии в 8 классе необходимо повторить важнейшие понятия химии, которые вы изучали в 7 классе. Чтобы актуализировать знания и восстановить умения применять их практически, воспользуйтесь приведенными ниже вопросами и заданиями.

*Дайте ответы на такие вопросы:*

1. Что изучает химия?
2. Из чего состоят вещества и какие классификации веществ вам известны?
3. В чем заключается отличие между: а) чистым веществом и смесью; б) простым веществом и сложным; в) металлами и неметаллами; г) органическими и неорганическими веществами; д) веществами молекулярного и немолекулярного строения? Ответы подтверждайте примерами.
4. Что называют: а) атомом; б) молекулой; в) ионом?
5. Что называют химическим элементом, на какие группы разделяют химические элементы? Приведите примеры известных вам химических элементов.
6. Что означают понятия: а) атомная единица массы; б) относительная атомная масса; в) относительная молекулярная масса?
7. Что представляет собой химическая формула? Как, пользуясь ею, вычислить относительную молекулярную массу вещества?
8. Как вычислить массовую долю элемента в веществе?
9. Что называют химическим уравнением?
10. Что отображает схема реакции, а что — химическое уравнение? Какое отличие между ними?
11. Что нужно знать для составления химического уравнения?
12. В чем отличие между физическими и химическими явлениями? Приведите примеры.
13. Какими физическими явлениями сопровождаются явления химические?
14. Чем закон отличается от других форм научного знания?
15. Какие вещества входят в состав воздуха?
16. Что такое валентность?
17. Какие элементы проявляют постоянную валентность? Приведите примеры.
18. Как определить валентность элемента в бинарном соединении?



4. Какие из указанных веществ состоят из атомов только одного элемента:

а) кислород; б) углекислый газ; в) алмаз; г) вода?

5. Установите соответствие между простыми веществами и их физическими свойствами:

**Вещества:**

**Свойства:**

1. Металлы

а) проводят электрический ток;

2. Неметаллы

б) в обычных условиях могут быть газами; в) пластичны; г) в твердом состоянии хрупкие.

6. Укажите символы металлических и неметаллических химических элементов и выпишите в тетрадь числа, присвоенные им в таблице. Если вы правильно выполнили задание, сумма чисел будет равна молекулярной массе гидроксида натрия NaOH.

Символ	Металлический элемент	Неметаллический элемент
C	1	2
Ca	3	4
O	5	6
Al	7	8
N	9	10
H	11	12

7. Вычислите, во сколько раз атом кислорода:

а) тяжелее атома водорода; б) легче атома меди.

8. Установите соответствие между соединениями и их относительными молекулярными массами:

**Соединение:**

**$M_r$ :**

1.  $H_2SO_4$

а) 47; б) 2; в) 108;

2. CaO

г) 98; д) 56; е) 342.

3.  $H_2$

4.  $Al_2(SO_4)_3$

9. Молекула сернистого газа состоит из одного атома серы и двух атомов кислорода. Запишите химическую формулу соединения, вычислите в ней массовую долю серы.

10. Установите соответствие между обозначениями и их содержанием:



**Обозначения:**

1.  $F_2$
2.  $2H_2O$
3.  $3N$
4.  $5Cl_2$
5.  $H_2$

**Содержание обозначения:**

- а) две молекулы воды;
- б) молекула водорода;
- в) три атома азота;
- г) молекула фтора;
- д) пять молекул хлора.

11. Разместите формулы соединений в порядке возрастания в них массовых долей металла:  $Fe_2O_3$ ,  $FeO$ ,  $Fe(OH)_3$ .

12. Во сколько раз массовая доля азота в гидроксиде аммония  $NH_4OH$  больше, чем в азотной кислоте  $HNO_3$ ?

13. Найдите формулы, в которых допущены ошибки, и исправьте их:  $MgO_2$ ,  $Al_2O_3$ ,  $KBr$ ,  $NaCl_2$ ,  $Na_2S$ ,  $SO_2$ ,  $Zn_2O_2$ .

14. Запишите формулы оксидов, валентность азота в которых равна V, IV, III, II, I.

15. По обозначенной над символами химических элементов валентностью составьте соответствующие формулы соединений:

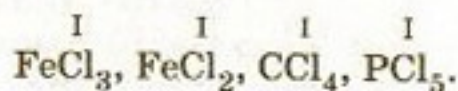
III    II    III    IV    VI    IV    III    II    III    II    VI  
 $AuCl$ ,  $CuO$ ,  $PO$ ,  $SO$ ,  $SO$ ,  $MnO$ ,  $PH$ ,  $NiO$ ,  $BO$ ,  $CdO$ ,  $WO$ .

16. Определите, в каких формулах металлы проявляют валентность II: а)  $PbO$ ; б)  $Cr_2O_3$ ; в)  $FeCl_2$ ; г)  $Al_2O_3$ ; д)  $PbO_2$ ; е)  $Na_2S$ ; ж)  $FeCl_3$ ; з)  $CuS$ ; и)  $K_2O$ .

17. Начертите в тетради таблицу и заполните ее формулами соединений данных элементов:

Н	К	Ва	Fe(III)	Ag(I)	
					O
					Cl
					S

18. Напишите формулы соединений элементов с кислородом, определив для этого их валентность в приведенных соединениях с хлором:





19. Есть такие соединения меди:

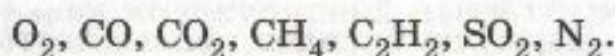
оксид меди(II), сульфид меди(I), оксид меди(I), сульфид меди(II).

В каких веществах содержание массовых долей Cu одинаково?

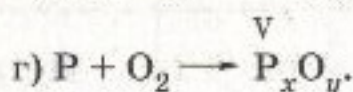
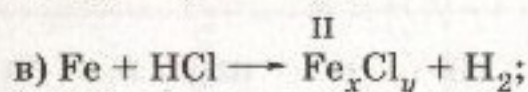
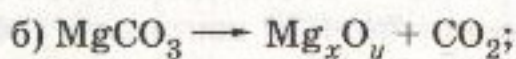
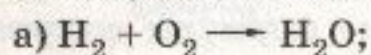
20. Два оксида азота имеют один и тот же состав: 30,43 % азота и 69,57 % кислорода. Относительная плотность их по водороду составляет соответственно 23 и 46. Выведите молекулярные формулы соединений.

21. По каким признакам составлен такой ряд символов химических элементов: Ca, Ba, Mg, Zn?

22. Отметьте общие характеристики веществ, формулы которых:



23. По данным схемам запишите химические уравнения. Как их нужно читать?






После повторения изученных в 7 классе начальных химических понятий для вас начинается новый этап познания химии. Это — количественные отношения веществ в химических реакциях, связь химических знаний с математическими.

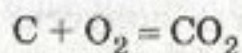
**Изучив тему, вы сможете:**

- называть единицу измерения количества вещества и характеризовать ее;
- устанавливать взаимосвязь между такими физическими величинами, как масса, объем, количество вещества;
- вычислять по химической формуле число атомов и молекул в определенной порции вещества, массу и объем веществ, относительную плотность газов.

### § 1. Количество вещества. Моль — единица количества вещества. Число Авогадро

Вы уже знаете, что существуют вещества молекулярного и немолекулярного строения, а их составными частицами могут быть атомы, молекулы, ионы. Абсолютные размеры этих структурных частиц очень малы, тогда как их количественные соотношения в химических уравнениях выражаются небольшими целыми числами, которые равны коэффициентам.

Рассмотрим взаимодействие вещества немолекулярного строения — углерода с веществом молекулярного строения — кислородом:



Как видно из уравнения реакции, 1 атом простого вещества углерода взаимодействует с 1 молекулой простого вещества кислорода и образуется 1 молекула сложного вещества оксида углерода(IV), или углекислого газа. Но для проведения этой реакции никогда не считают атомы углерода и молекулы кислорода, а оперируют такими величинами, как масса углерода и масса или объем кислорода. Как в таких случаях не ошибиться и взять столько каждого из веществ, чтобы их было достаточно для проведения реакции и получения продукта реакции необходимой массы или объема?

Вам известны такие физические величины — время, масса, длина, объем, плотность, температура. С ними в повседневной



жизни приходится довольно часто сталкиваться. Однако это не весь перечень характеристик, по которым сравнивают и отличают тела, вещества, явления.

**Количество вещества.** Порция воды объемом 18 мл (приблизительно одна столовая ложка) при комнатной температуре имеет массу 18 г, поскольку плотность воды составляет 1 г/мл. Это привычные для вас числа. А вот приходилось ли вам иметь дело с таким удивительно огромным числом, как 602 000 000 000 000 000 000 000? Именно столько молекул содержится в порции воды объемом 18 мл! Согласитесь, не так уж и удобно отсчитывать число молекул воды (или число любых структурных частиц других веществ) в определенной ее порции, ведь счетчики атомов или молекул еще не сконструированы. Во избежание этих неудобств и была введена физическая величина *количество вещества*.

**Количество вещества** — это физическая величина, которая характеризуется числом структурных частиц вещества в определенной ее порции.

Количество вещества обозначают буквой греческого алфавита  $\nu$  (читается «ню»).

В каких случаях используют эту физическую величину? Прежде всего, когда нужно количественно охарактеризовать реагенты или продукты реакции.

Для каждой физической единицы существует эталон, сравнивая с которым проводят измерения, и способы или приборы для измерений. Вводя ту или иную физическую величину, сразу предлагают и единицы ее измерения. Например, для измерения массы введен кг и производные от него — мг, г, т; для измерения длины — м (мм, см, км). Так, вы можете легко измерить длину медной проволоки или определить массу пакета поваренной соли и не допустить при этом ошибки.

А с чем сравнивать порцию вещества, определяя количество вещества в ней? В каких единицах измеряют эту физическую величину? Существует ли ее эталон?

За единицу измерения количества вещества принят *моль*. Если единицы большинства физических величин введены в оборот давно, то единицу количества вещества *моль* ввели лишь в 1971 году. В переводе «моль» означает множественное число.

**Моль** — это количество вещества, которое содержит столько структурных частиц (атомов, молекул и т. п.) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г более легкой разновидности атома углерода.



♦ Вспомните: изучая в 7 классе атомную единицу массы, вы узнали, что в природе преобладает более легкая разновидность атомов углерода, в ядрах которого есть по 6 протонов и нейтронов. В то же время более тяжелая разновидность углерода представлена атомами, ядра которых состоят из 6 протонов и 7 нейтронов, и в природе их мало.

**Из чего состоит 1 моль вещества.** Как показали расчеты, 12 г более легкой разновидности атомов углерода содержат 602 204 500 000 000 000 000 000 атомов. С введением физической величины *количество вещества* было принято, что это число показывает, сколько структурных частиц вещества содержится в одном моле любого вещества. В честь итальянского ученого Амедео Авогадро его назвали **числом Авогадро** (обозначается  $N_A$ ). Для практических расчетов достаточно брать приближенное значение 602 000 000 000 000 000 000 000. Это число трудно прочесть, а еще труднее представить, как оно велико. Так, если всю воду гидросферы нашей планеты измерять стаканами вместимостью 200 мл, то получим число, которое будет лишь миллиардной долей числа Авогадро! Это сравнение иллюстрирует, насколько велико число Авогадро и насколько малы размеры структурных частиц веществ.

Это — универсальное число, которое указывает на количество структурных частиц в одном моле вещества, независимо от его агрегатного состояния. Число Авогадро ( $N_A$ ) — одна из важнейших постоянных величин в естественных науках.

$$N_A = \frac{602000000000000000000000}{1 \text{ моль}} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ моль}^{-1}.$$

Единица измерения количества вещества моль обозначается так: **1 моль** воды, **2 моль** сахара, **5 моль** углекислого газа и т. п. Обратите внимание, что окончание не изменяется, если слово «моль» пишется после цифры. Если же запись сделана без цифры, то окончание изменяется согласно падежу. Например: «Сколько молей кислорода выделится, если разложить 4 моль перманганата калия?»; «В одном моле воды содержится число Авогадро молекул».

Поупражняемся в применении числа Авогадро относительно конкретных структурных частиц разных веществ — атомов, молекул и др.

**Пример 1.** Графит С — вещество атомного строения.

Следовательно один моль этого вещества состоит из 602 000 000 000 000 000 000 000 атомов углерода.

**Пример 2.** Вода  $H_2O$  — вещество молекулярного строения.

Следовательно один моль этого вещества состоит из 602 000 000 000 000 000 000 000 молекул  $H_2O$ .



**Пример 3.** Хлорид натрия  $\text{NaCl}$  — вещество ионного строения. Каковы его структурные частицы? Сколько таких частиц в 1 моль этого вещества?

В 7 классе вы записывали химическую формулу поваренной соли, или хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , и объясняли, что атомы натрия и атомы хлора, превращаясь в катионы  $\text{Na}^+$  и анионы  $\text{Cl}^-$ , соединяются в соотношении 1:1.

Относительно хлорида натрия число Авогадро означает число **формульных единиц вещества** в 1 моль этого вещества.

**Формульная единица вещества — это совокупность его частиц, которая отображена химической формулой.**

Для веществ, структурными частицами которых являются атомы, формульная единица вещества — атом. Для веществ, структурными частицами которых являются молекулы, формульная единица — молекула. А для веществ, структурными частицами которых являются ионы, формульная единица — *совокупность ионов, которая отображена в химической формуле вещества*. Например, в поваренной соли  $\text{NaCl}$  такая совокупность представлена одним катионом натрия и одним анионом хлора, в хлориде кальция  $\text{CaCl}_2$  — одним катионом кальция и двумя анионами хлора.

Поэтому правильно говорить, что в 1 моль хлорида натрия насчитывается 1 моль катионов  $\text{Na}^+$  и 1 моль анионов  $\text{Cl}^-$ . Тогда как в 1 моль хлорида кальция — 1 моль катионов кальция  $\text{Ca}^{2+}$  и 2 моль анионов хлора  $\text{Cl}^-$ .

Вы уже умеете оперировать такими физическими величинами, как масса и объем веществ и тел. Умеете пользоваться и приборами для их измерения. Для измерения же количества вещества приборов не существует (рис. 1).

Как же тогда отмерить, например, порцию воды количеством вещества 2 моль? Чтобы получить ответ на этот вопрос, необходимо выяснить сущность понятия «молярная масса».



**ПРИБОРА ДЛЯ ИЗМЕРЕНИЯ КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА НЕ СУЩЕСТВУЕТ**

Рис. 1. Приборы для измерения физических величин





**Задание 1.** Составьте план проведения эксперимента определения плотности веществ, из которых изготовлены металлические и пластмассовые скрепки.

**Задание 2.** Если у вас есть такие скрепки и есть возможность сделать все необходимые измерения, реализуйте свой план на практике и выясните, во сколько раз плотность одного материала больше плотности другого.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Для характеристики веществ используют различные физические величины. Одна из них — количество вещества ( $\nu$ ).
- Физическая величина *количество вещества* введена для обозначения числа структурных частиц вещества в определенной его порции.
- Количество вещества измеряется в молях. Моль — это количество вещества, которое содержит число Авогадро структурных частиц (атомов, молекул или других формульных единиц) этого вещества.
- 1 моль любого вещества содержит число Авогадро структурных частиц вещества.
- Число Авогадро обозначается  $N_A$  и равно 602 000 000 000 000 000 000 000.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Амедео Авогадро (1776—1856 гг.) — итальянский химик и физик, первым стал систематически исследовать количественный и качественный состав веществ на основе соотношения объемов газообразных веществ, из которых они образованы. Ему принадлежат правильные записи формул: воды ( $H_2O$  вместо  $HO$ ), углекислого газа ( $CO_2$  вместо  $CO$ ), угарного газа ( $CO$  вместо  $C_2O$ ) и др.

В 1811 г. Авогадро открыл закон, который до сих пор является общепризнанным: *в одинаковых объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.* Закон носит имя своего первооткрывателя.

Ученый первым предсказал, что молекулы водорода, кислорода, азота двухатомны. В его честь число формульных единиц, которое содержится в 1 моль вещества, назвали числом Авогадро.

Один из минералов металлического элемента цезия (в периодической системе находится в ячейке под номером 55) — *авогадрит* также назван в честь ученого.



Амедео Авогадро



1. Назовите известные вам физические величины и единицы их измерения.
2. Что означает физическая величина *количество вещества* и в каких единицах она измеряется?
3. Что обозначают числом Авогадро?
4. В чем заключается особенность физической величины *количество вещества* по сравнению с другими физическими величинами, которые используются для характеристики веществ?
- 5\*. Составьте формулу бинарного соединения водорода и серы, в которой валентность серы равна II. Какое число формульных единиц насчитывается в составе 4 моль этого вещества и почему оно равно количеству вещества атомов водорода в нем?

## § 2. Молярная масса. Определение молярной массы, массы и количества вещества по химической формуле

Понятие *молярная масса* введено для определения соотношения количества вещества ( $\nu$ ) и массы ( $m$ ), которые характеризуют порцию вещества.

**Молярная масса ( $M$ )** — это отношение массы некоторой порции вещества к количеству вещества в этой порции.

Молярную массу вычисляют по формуле:  $M = \frac{m}{\nu}$ .

То есть, молярная масса — это величина, которая характеризует конкретное вещество и измеряется в килограммах на моль (кг/моль) или в граммах на моль (г/моль). Следует отметить, что в химии преимущественно используют единицу г/моль.

Если взять порции различных веществ, массы которых численно равны их относительным молекулярным массам, например 12 г углерода (C), 18 г воды ( $H_2O$ ), 58,5 г хлорида натрия (NaCl), и массу каждой порции разделить на абсолютную массу в граммах структурной частицы вещества, то частное от деления составит 602 000 000 000 000 000 000 000, то есть будет равно числу Авогадро.

Таким образом, несмотря на разную относительную молекулярную массу веществ  $M_r$ , в их порциях, массы которых численно равны относительным молекулярным массам этих веществ, содержится число Авогадро структурных частиц.

**Масса одного моля любого вещества численно равна его относительной молекулярной массе и содержит число Авогадро структурных частиц (формульных единиц) вещества.**



Для определения молярной массы вещества нет необходимости каждый раз делить массу порции вещества на количество вещества в ней. Достаточно вычислить ее относительную молекулярную массу и найденное число выразить в единицах молярной массы, то есть в г/моль.

**Пример 1.**  $M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$ .  
 $M(\text{CO}_2) = 44$  г/моль.

Таким образом, один моль углекислого газа — вещества молекулярного строения — имеет массу 44 г и содержит число Авогадро молекул.

**Пример 2.**  $M_r(\text{CuO}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{O}) = 64 + 16 = 80$ .  
 $M(\text{CuO}) = 80$  г/моль.

Таким образом, один моль оксида меди (II) CuO — вещества немолекулярного строения — имеет массу 80 г и также содержит число Авогадро формульных единиц вещества CuO.

Зная массу порции любого вещества и количество вещества в ней, по формуле  $M = m/\nu$  вычисляют молярную массу вещества.

**Пример 3.** Вычислить молярную массу бинарного соединения серы с кислородом, если в порции массой 32 г количество вещества равно 0,5 моль.

Д а н о:	$M = \frac{m}{\nu}$
$m(\text{S}_x\text{O}_y) = 32$ г	
$\nu(\text{S}_x\text{O}_y) = 0,5$ моль	
$M(\text{S}_x\text{O}_y) = ?$	

Р е ш е н и е:

$$M(\text{S}_x\text{O}_y) = 32 \text{ г} : 0,5 \text{ моль} = 64 \text{ г/моль.}$$

О т в е т: молярная масса соединения равна 64 г/моль.

**Производные формулы**  $M = \frac{m}{\nu}$ . Формула  $\nu = \frac{m}{M}$  дает возможность определять количество вещества, если известны масса порции вещества и молярная масса этого вещества.

**Пример 4.** Определить количество вещества в порции оксида алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  массой 20,4 г.

Д а н о:	$\nu = \frac{m}{M}$
$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4$ г	$A_r(\text{Al}) = 27$
$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$	$A_r(\text{O}) = 16$

Р е ш е н и е:

$$1) M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102;$$

$$2) M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль};$$



$$3) \nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4 \text{ г} : 102 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

О т в е т: количество вещества в порции оксида алюминия массой 20,4 г составляет 0,2 моль.

Формула  $m = M \cdot \nu$  дает возможность вычислять массу ( $m$ ) порции вещества, если известны молярная масса вещества и количество вещества в порции.

**Пример 5.** Определить массу порции оксида серы(VI) количеством вещества 4 моль.

Д а н о: $\nu(\text{SO}_3) = 4 \text{ моль}$ $m(\text{SO}_3) = ?$	$m = M \cdot \nu$ $A_r(\text{S}) = 32; A_r(\text{O}) = 16$
---	---

Р е ш е н и е:

$$1) M_r(\text{SO}_3) = 1 \cdot 32 + 3 \cdot 16 = 80; \quad M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль};$$

$$2) m(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 320 \text{ г}.$$

О т в е т: масса порции оксида серы(VI) количеством вещества 4 моль равна 320 г.

**Как вычислить число структурных частиц вещества.** Вам известно, что формулы многих веществ содержат индексы. Это дает возможность, характеризуя количественный состав вещества, отмечать число структурных частиц в формульной единице вещества. Число структурных частиц вещества в одном моле вещества принято помечать  $N$  (читается «эн»).

**Пример 6.** Вычислить, сколько атомов фосфора и сколько атомов кислорода содержится в одном моле оксида фосфора(V)  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

Анализируя химическую формулу  $\text{P}_2\text{O}_5$ , видим, что одна формульная единица вещества состоит из 2 атомов фосфора и 5 атомов кислорода. Поэтому в 1 моль этого вещества содержится 2 моль атомов фосфора и 5 моль атомов кислорода. А поскольку 1 моль вещества содержит число Авогадро структурных частиц, то можно записать:

$$1) N(\text{P}) = 2 \cdot 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 1\,204\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ атомов}.$$

$$2) N(\text{O}) = 5 \cdot 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 3\,010\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ атомов}.$$

И снова имеем дело с большими числами. На уроках математики вы также будете выполнять действия с очень большими или очень малыми числами. Для удобства их записывают в стандартном виде, то есть в виде  $a \cdot 10^n$ , где  $1 \leq a < 10$  и число  $n$  целое.



Таковыми числами удобно пользоваться для обозначения числа Авогадро. Вы легко убедитесь в том, что, умножив  $6,02 \cdot 100\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$ , в произведении будем иметь число Авогадро. Это же число можно выразить по-другому:  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Как видим, у записи вместо множителя с 23-мя нулями значится множитель  $10^{23}$ . В дальнейшем для удобства мы будем пользоваться записью числа Авогадро в виде  $6,02 \cdot 10^{23}$ .



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

Наверное, у каждого из вас дома есть мерная посуда для сыпучих или жидких веществ, а также приборы для взвешивания.

**Задание 1.** Воспользовавшись мерной посудой и прибором для взвешивания, отмерьте порции нескольких веществ, формулы которых вам известны (например, поваренная соль, питьевая сода, вода и т. п.), количеством вещества 1 моль.

**Задание 2.** Сравните массы порций и выясните, один моль какого вещества самый легкий, а какого — самый тяжелый. Одинаковый или разный объем этих порций?

Делая вывод, объясните, почему, имея одинаковое число формульных частиц, отмеренные вами порции веществ имеют различные массы.

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Молярная масса  $M$  — это масса одного моля вещества. Численно она равна его относительной молекулярной массе.
- Молярную массу вещества можно определить, разделив массу порции вещества  $m$  на количество вещества  $\nu$  в ней:  $M = \frac{m}{\nu}$ .
- 1 моль любого вещества содержит одинаковое число —  $6,02 \cdot 10^{23}$  — формульных единиц вещества (атомов, молекул и др.). Это — число Авогадро.
- Производными формулами от формулы для вычисления молярной массы вещества являются:  $\nu = \frac{m}{M}$  и  $m = \nu \cdot M$ .



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В примере 3 § 2 мы ограничились найденным ответом 64 г/моль относительно молярной массы неизвестного вещества. Но вам, наверное, интересно знать, что это за бинарное соединение серы с кислородом? Для этого необходимо установить неизвестные индексы «х» и «у» в формуле  $S_xO_y$ .

Рассуждаем так: если бы  $x = 2$ , то относительная масса двух атомов серы в формульной единице вещества равнялась бы  $32 \cdot 2 = 64$ . Но такую же массу имеет вся формульная единица вещества, в которую также входит кислород. Поэтому делаем вывод о наличии в со-



ставе химической формулы одного (то есть  $x = 1$ ) атома серы и продолаем определять  $y$ :

$$M_r(S_xO_y) = 1 \cdot A_r(S) + y \cdot A_r(O);$$

$$y \cdot A_r(O) = M_r(S_xO_y) - 1 \cdot A_r(S);$$

$$y = \frac{M_r(S_xO_y) - 1 \cdot A_r(S)}{A_r(O)} = \frac{64 - 32}{16} = 2.$$

О т в е т: формула бинарного соединения —  $SO_2$ .

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Что называют молярной массой вещества и какова зависимость между молярной и относительной молекулярной массой вещества?
2. Вычислите молярные массы веществ по таким данным:
  - а) масса порции вещества — 22,4 г, что соответствует количеству вещества 0,4 моль;
  - б) масса порции вещества — 120 г, что соответствует количеству вещества 3 моль.
3. Какова масса 3 моль аммиака  $NH_3$ ?
4. Вычислите массу 5 моль сахара, молекула которого состоит из 12 атомов углерода, 22 атомов водорода и 11 атомов кислорода.
5. Определите количество вещества в порции метана массой 8 г, молекула которого состоит из 1 атома углерода и 4 атомов водорода.
- 6\*. Какой должна быть масса порции поваренной соли, чтобы в ней содержалось столько же формульных единиц вещества ( $NaCl$ ), сколько молекул содержится в 1 кусочке сахара массой 5 г?

## § 3. Молярный объем газов. Определение объема газа при нормальных условиях

Как известно, вещества могут находиться в твердом, жидком и газообразном агрегатных состояниях. Особенность газообразного состояния заключается в том, что между структурными частицами (молекулами) газов расстояния в тысячи раз больше, чем расстояния между структурными частицами жидкого, а тем более твердого вещества. Так, один моль воды при комнатной температуре и нормальном атмосферном давлении занимает объем 18 мл (приблизительно 1 столовая ложка). Объем 1 моль мелкокристаллического хлорида натрия втрое больше объема 1 моль воды, а объем 1 моль сахара — больше почти в 20 раз (рис. 2). А для одного моля азота при тех же условиях необходим сосуд приблизительно в 1240 раз вместительнее, чем столовая ложка.

Следовательно, объем одного моля газообразного вещества азота существенно отличается от объема одного моля жидкого или твердого вещества, в то время как разница объемов одного моля жидкости воды и твердого вещества хлорида натрия или сахара незначительная.



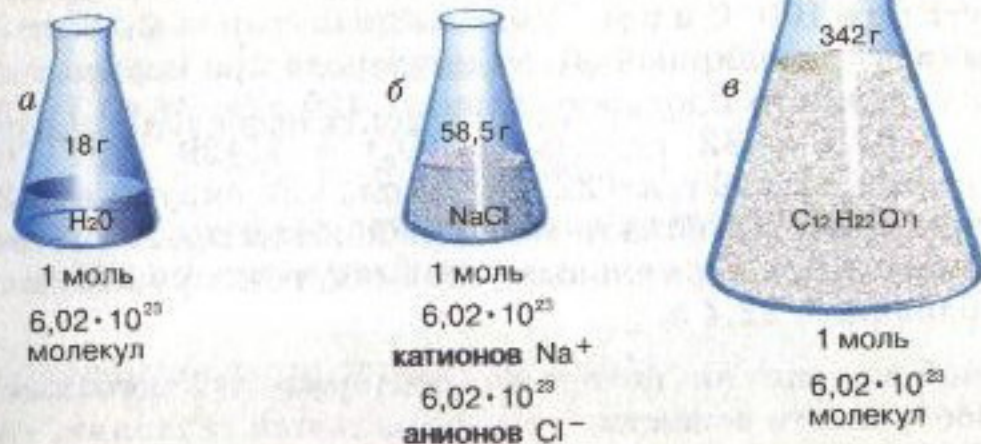


Рис. 2. Один моль различных жидких и твердых веществ занимает разный объем: а) вода; б) хлорид натрия; в) сахар

Вычислим объем 1 моль азота и некоторых других газообразных веществ в литрах. Для этого воспользуемся такой физической характеристикой вещества, как *плотность* ( $\rho$ ), и формулой для ее определения:

$$\rho = \frac{m}{V}. \text{ Отсюда } V = \frac{m}{\rho}.$$

Поскольку давление и температура существенно влияют на объем газообразных веществ, принято проводить определения при температуре ( $0^\circ\text{C}$ ) и давлении 1 атм (101,3 кПа).

**Температура  $0^\circ\text{C}$  и давление 101,3 кПа получили название нормальные условия.**

Нормальные условия сокращенно обозначаются их первыми буквами с точкой после каждой в круглых скобках — (н.у.).

Вычисление объема 1 моль азота начнем с нахождения его относительной молекулярной массы  $M_r$ :

$$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 = 28.$$

Поскольку молярная масса численно равна относительной молекулярной, то

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}.$$

При нормальных условиях плотность азота 1,25 г/л.

Подставляем значение молярной массы 28 г/моль и плотности азота 1,25 г/л в формулу  $V = \frac{m}{\rho}$  и находим молярный объем азота при нормальных условиях:

$$V(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль} : 1,25 \text{ г/л} = 22,4 \text{ л/моль}.$$

Итак, 1 моль азота при нормальных условиях занимает объем 22,4 л. Заметим, что при других условиях, он будет иметь и другие значения. Так, при  $20^\circ\text{C}$  (комнатной температуре) и



давлении 101,3 кПа 1 моль азота занимает объем 24 л, а при температуре 100 °С и при таком же давлении — 30,6 л.

Вычислим молярный объем кислорода при нормальных условиях, если его плотность равна 1,429 г/л:  $M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32$ ;  $M(\text{O}_2) = 32$  г/моль;  $\rho(\text{O}_2) = 1,429$  г/л.  $V(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} : 1,429 \text{ г/л} = 22,39 \text{ л/моль}$ , или округленно 22,4 л.

Если бы мы вычисляли молярный объем других газообразных веществ при нормальных условиях, то получили бы значения, близкие к 22,4 л.

**Одной из величин, которая характеризует 1 моль любого газообразного вещества при нормальных условиях, является молярный объем газов ( $V_m$ ).**

Следовательно,  $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$  (н. у.).

Из рисунка 3 видно, что 1 моль кислорода (а), 1 моль углекислого газа (б), 1 моль метана (в), 1 моль гелия (г), при нормальных условиях занимают одинаковый объем и содержат одинаковое число молекул.

*Подумайте* и сделайте вывод — одинаковую ли массу они при этом имеют.

Вы, очевидно, обращали внимание на то, что определяющей физической величиной для жидкостей является объем, тогда как для твердых веществ — масса. Это потому, что твердые вещества сохраняют свою форму, а жидкие — нет, они приобретают форму сосуда, в котором содержатся. В этом отношении газы похожи на жидкости, поскольку собственной формы у них также нет.

Рассмотрим примеры вычислений с использованием молярного объема газов.

**Пример 1.** Вычислить объем азота количеством вещества 0,5 моль при нормальных условиях.

**Решение**

Воспользуемся формулой  $V = \nu \cdot V_m$ ;

$$V(\text{N}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л}.$$

**О т в е т:** объем азота количеством вещества 0,5 моль составляет 11,2 л.

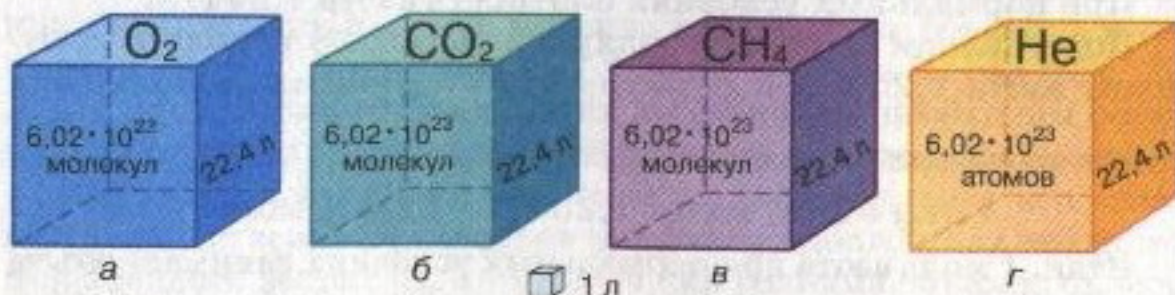


Рис. 3. Один моль различных газообразных веществ занимает объем приблизительно 22,4 л



**Пример 2.** Какому количеству вещества оксида углерода(II) отвечает 112 л этого вещества (н.у.)?

**Решение**

Воспользуемся формулой  $v = V : V_m$ ;

$$v(\text{CO}) = 112 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 5 \text{ моль}.$$

**О т в е т:** количество вещества оксида углерода(II) в порции объемом 112 л составляет 5 моль.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** Как, не открывая сосуды, определить, в каком из них содержится кислород, а в каком — углекислый газ, если оба сосуда до заполнения газообразными веществами имели одинаковую массу и одинаковый объем, а после заполнения их плотно закрыли притертыми пробками?

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Газообразные вещества, как и жидкости, не имеют собственной формы, а приобретают форму сосуда, в который их поместили.
- При различных температурах и давлении 1 моль одного и того же газообразного вещества занимает разный объем.
- При температуре 0 °С и давлении 101,3 кПа порция любого газообразного вещества количеством вещества 1 моль занимает объем 22,4 л (округленно). Эти условия получили название *нормальные условия* (н.у.), а объем — *молярный объем*  $V_m$ .
- Для вычисления объема порции газообразного вещества нужно количество вещества в этой порции умножить на молярный объем:  $V = v \cdot V_m$ .



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Теперь вы знаете, что количество вещества  $v$  для газа можно вычислить, если известна масса или объем его порции. То есть, для одной и той же порции газообразного вещества существуют 2 формулы:

$$v = \frac{m}{M} \quad \text{и} \quad v = \frac{V}{V_m}.$$

Приравняем их правые части:  $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}.$

Отсюда можно определить массу порции вещества и ее объем, а также молярную массу вещества:

$$m = \frac{MV}{V_m} \quad (1); \quad V = \frac{mV_m}{M} \quad (2); \quad M = \frac{mV_m}{V} \quad (3).$$



Все три формулы широко применяются в химической практике. Например, если в формулу 1 подставить значение объема известного вещества, то сразу вычислим массу порции этого вещества. Если же в формулу 2 подставить значение массы порции известного вещества, то вычислим объем ее порции. Молярную массу неизвестного вещества можно вычислить с помощью одного действия по формуле 3. Для этого нужно знать массу и объем порции вещества.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Вычислите молярный объем водорода при нормальных условиях, если его плотность равна 0,089988 г/л.
2. Какое количество вещества кислорода, измеренного при нормальных условиях, содержится в сосуде объемом 56 л?
3. Какой объем при нормальных условиях занимают 88 г углекислого газа?
- 4\*. Какой объем (н.у.) занимает порция азота, который содержит  $24,16 \cdot 10^{23}$  атомов?

## § 4. Относительная плотность газов.

### Определение относительной плотности газов

При изучении веществ и явлений не обойтись без сравнений. Их проводят по разным характеристикам — массе, плотности, размерам, зарядам структурных частиц, физическим или химическим свойствам веществ и т. п.

Для газообразных веществ сравнения часто проводят по относительной плотности газов (обозначается буквой латинского алфавита  $D$ , произносится «дэ»).

Относительная плотность одного газа по другому газу ( $D$ ) — это отношение плотности одного газа ( $\rho_1$ ) к плотности другого газа ( $\rho_2$ ):  $D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$ .

Поскольку плотность — это масса одного объема вещества, а молярный объем всех газов при нормальных условиях одинаков и составляет 22,4 л, делаем вывод, что плотности газов относятся между собой, как и их молярные массы. Вам известно, что молярные массы численно равны относительным молекулярным массам веществ. Отсюда относительная плотность газов может быть вычислена по формуле:

$$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}},$$

где  $M_{r1}$  — относительная молекулярная масса одного газа;  $M_{r2}$  — относительная молекулярная масса второго газа, плотность по которому определяют.



Внизу справа после буквы  $D$  пишут формулу газа, относительно которого вычисляют плотность другого газа. Например, плотность по водороду обозначается  $D_{H_2}$ , по кислороду —  $D_{O_2}$ .

Из формулы для вычисления относительной плотности одного газа по другому следует, что необходимо знать относительные молекулярные массы обоих газообразных веществ. Как и относительная молекулярная масса, относительная плотность газа — величина безразмерная, потому что показывает, во сколько раз один газ легче или тяжелее другого.

Относительную плотность газов можно вычислить по любому газу — водороду, кислороду, углекислому газу и др., а также по газообразным смесям (рис. 4). Чаще всего ее вычисляют по водороду и воздуху. Если говорят о газообразных смесях веществ, то речь идет о *средней относительной молекулярной массе смеси*, определенной при нормальных условиях в объеме 22,4 л. Так, средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29.

Рассмотрим на примерах, как вычисляется относительная плотность газов и как, воспользовавшись формулой для ее вычисления, находят относительную молекулярную и молярную массы газообразного вещества.

**Пример 1.** Вычислить относительную плотность кислорода по водороду.

**Решение**

$$M_r(O_2) = 2 \cdot 16 = 32; \quad M_r(H_2) = 1 \cdot 2 = 2; \quad D_{H_2} = \frac{32}{2} = 16.$$

**О т в е т:**  $D_{H_2}$  кислорода по водороду равна 16.

Вычисляя относительную плотность газа по водороду, в знаменателе всегда записывают число 2 (относительная молекулярная масса водорода). Отсюда формулу для вычисления относительной плотности газов по водороду можем подать в таком виде:

$$D_{H_2} = \frac{M_r(\text{газа})}{2}.$$

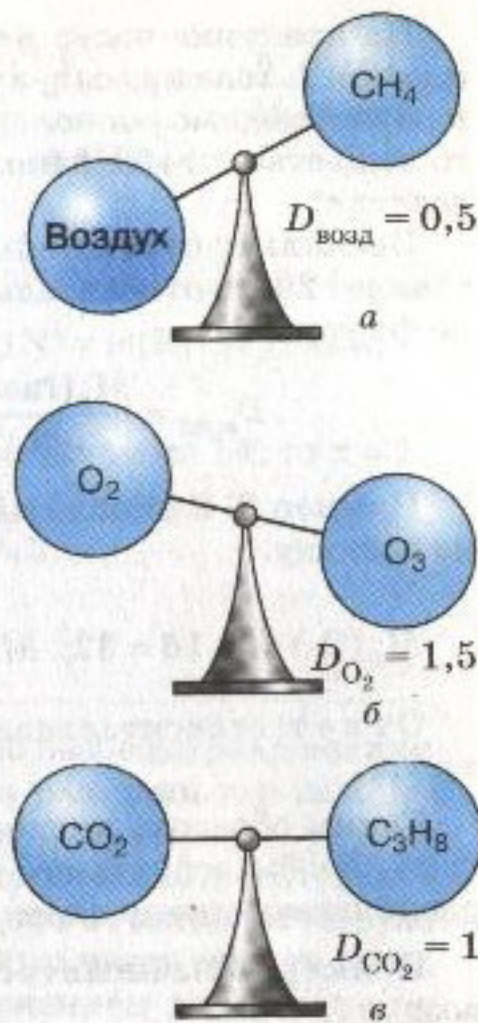


Рис. 4. Относительные плотности газов:  
а) метана по воздуху; б) озона по кислороду; в) пропана по углекислому газу



На практике часто необходимо определить относительную плотность газа по воздуху. Вспомните: в 7 классе вы выясняли, как необходимо располагать сосуд для собирания газообразного вещества, чтобы наполнить его газом способом вытеснения воздуха.

Поскольку относительная молекулярная масса воздуха составляет 29, то относительную плотность по воздуху вычисляют по формуле:

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_r(\text{газа})}{29}. \text{ Отсюда } M_r = D_{\text{возд}} \cdot 29.$$

**Пример 2.** Вычислить относительную плотность кислорода по воздуху.

Р е ш е н и е

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32; M_r(\text{возд}) = 29; D_{\text{возд}} = \frac{32}{29} = 1,1.$$

О т в е т: относительная плотность кислорода по воздуху равна 1,1.

Таким образом, кислород несколько тяжелее воздуха и потому, чтобы собрать его способом вытеснения воздуха, сосуд располагают книзу дном.

**Пример 3.** Вычислить относительную плотность водорода по воздуху.

Р е ш е н и е

$$M_r(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2; M_r(\text{возд}) = 29; D_{\text{возд}} = \frac{2}{29} = 0,07.$$

О т в е т: относительная плотность водорода по воздуху равна 0,07.

В рассмотренных примерах кислород тяжелее водорода и воздуха, а водород легче воздуха. Эти и другие примеры доказывают, что если относительная плотность газа больше единицы, то газ тяжелее того газа, с которым его сравнивают. И наоборот, если полученная величина меньше единицы, то газ легче того газа, с которым его сравнивают.

Производными относительной плотности газов являются такие формулы:

$$M_{r_2} = \frac{M_{r_1}}{D} \quad (1);$$

$$M_{r_1} = D \cdot M_{r_2} \quad (2)$$

**Пример 4.** Бинарное соединение азота с водородом имеет относительную плотность по водороду 8,5. Установить химическую формулу вещества, если массовая доля азота в ней равна 82 %.



Д а н о:

$$D_{\text{H}_2}(\text{N}_x\text{H}_y) = 8,5$$

$$w(\text{N}) = 82\%, \text{ или } 0,82$$

$$x - ? \quad y - ?$$

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{газа})}{2}; \quad w(\text{E}) = \frac{n \cdot A_r(\text{E})}{M_r(\text{газа})};$$

$$A_r(\text{N}) = 14; \quad A_r(\text{H}) = 1.$$

Р е ш е н и е

$$M_r(\text{N}_x\text{H}_y) = D_{\text{H}_2} \cdot 2 = 8,5 \cdot 2 = 17; \quad x \cdot A_r(\text{N}) = w(\text{E}) \cdot M_r(\text{газа});$$

$$x \cdot A_r(\text{N}) = 0,82 \cdot 17 = 14.$$

Поскольку относительная атомная масса азота 14, то  $x = 1$ :

$$y \cdot A_r(\text{H}) = M_r(\text{N}_x\text{H}_y) - x \cdot A_r(\text{N}) = 17 - 14 = 3.$$

$$y = 3 : A_r(\text{H}) = 3 : 1 = 3.$$

О т в е т: формула соединения  $\text{NH}_3$ .

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Относительная плотность газов — это безразмерная величина, которая показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого.
- Для вычисления относительной плотности газа относительную молекулярную или молярную массу одного газа делят на относительную молекулярную или молярную массу другого газа.
- Выбирают способ сбора газов вытеснением воздуха по результатам вычисления относительной плотности газов по воздуху: если она больше единицы, то сосуд для наполнения газом держат книзу дном, а если меньше — вверх дном.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Перенасыщение углекислым газом опасно для организма человека и животного. Установлено, что когда содержание углекислого газа в воздухе превышает 10 %, наступает потеря сознания и даже смерть.

В Италии есть пещера, названная «Собачьей». В нее не рекомендуют заходить с собаками, потому что она почти в половину человеческого роста заполнена углекислым газом. Если вы определите относительную плотность углекислого газа по воздуху, то поймете, почему человек может находиться в этой пещере определенное время, тогда как собака вскоре начинает задыхаться и может даже погибнуть.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Вычислите относительную плотность хлора, молекула которого двухатомна, по водороду и воздуху.
2. Вычислите относительную плотность по воздуху метана, молекула которого состоит из одного атома углерода и четырех атомов во-



дорода, и оксида азота(IV). Объясните, как следует держать пробирку при наполнении ее каждым из этих газов.

3. Какие из перечисленных газов подходят для наполнения аэростатов: водород, кислород, гелий, углекислый газ? Ответ поясните.

4. Что тяжелее: 1 л кислорода или 1 л угарного газа CO?

5\*. Легче или тяжелее воздуха газообразная смесь, которую изготовили из 10 л водорода и 10 л оксида серы(IV) (н.у.)?

## § 5. Расчеты по химическим формулам

Изучая химию, вы, наверное, обратили внимание, насколько важная для характеристики вещества информация содержится в его химической формуле. Обобщая эти знания, можно сделать вывод, что химическая формула содержит сведения о молекуле или другой формульной единице вещества, а также о количестве вещества.

Химическая формула информирует о:

- качественном составе вещества (какие элементы его образуют);
- количественном составе вещества (сколько атомов каждого элемента входит в состав его формульной единицы массы);
- принадлежности вещества к простым или сложным.

Пользуясь химической формулой, можно осуществлять расчеты:

- относительной молекулярной массы вещества;
- молярной массы вещества;
- отношения масс элементов в веществе;
- массовой части элемента в веществе;
- числа структурных частиц вещества в определенной его порции;
- молярной массы, количества и объема вещества;
- относительной плотности газов.

Частью этих расчетов вы уже овладели, ознакомимся с другими расчетами.

**Расчеты отношения масс элементов в веществе.** Химическая формула, как вам известно, состоит из символов химических элементов и индексов. Индексы являются теми числами, которые передают количественный состав вещества. Это дает возможность по химической формуле вычислять *соотношение масс элементов*. Рассмотрим такие расчеты на примере.

**Пример 1.** Вычислить соотношение масс элементов в оксиде фосфора(V).

**Р е ш е н и е**

Составляем формулу соединения по валентности фосфора:  $P_2O_5$ . Из формулы видно, что в веществе на каждых 2 атома фосфора приходится 5 атомов кислорода. Следовательно, соот-



ношение масс элементов равно отношению относительных атомных масс двух атомов фосфора и пяти атомов кислорода:

$$m(\text{P}) : m(\text{O}) = 2A_r(\text{P}) : 5A_r(\text{O}) = (2 \cdot 31) : (5 \cdot 16) = \\ = 62 : 80 = 31 : 40.$$

**О т в е т:** отношение масс элементов фосфора и кислорода в оксиде фосфора(V) составляет 31 : 40.

В 7 классе вам демонстрировали горение фосфора в кислороде. Теперь вы знаете, что эти два вещества реагируют полностью, без остатка, если их взять в отношении масс 31 : 40. Это может быть, например, 3,1 г фосфора и 4 г кислорода, или 155 г фосфора и 200 г кислорода. В обоих случаях вещества прореагируют полностью и ни одно не будет в остатке, т. к. выдержано соотношение 31 : 40. В первом случае образуется 7,1 г  $\text{P}_2\text{O}_5$ , во втором — 355,5 г.

**Пример 2.** Какие вещества образуются в закрытом сосуде после сжигания в нем фосфора массой 93 г в кислороде массой 160 г?

Не будем строить прогнозы, а проведем четкие математические расчеты. Сначала вычислим, сколько кислорода необходимо, чтобы прореагировал весь фосфор. Для этого составим уравнение, в левой части которого запишем отношение масс элементов фосфора и кислорода **по формуле**, а в правой — **по условию задачи**, обозначив массу кислорода  $x$ :

$$31 : 40 = 93 : x. \text{ Отсюда } x = \frac{40 \cdot 93}{31} = 120 \text{ (г)}.$$

Расчеты показали, что для полного взаимодействия порции фосфора массой 93 г достаточно 120 г кислорода. Его же было 160 г. Следовательно, после прекращения реакции в сосуде еще остается:  $160 \text{ г} - 120 \text{ г} = 40 \text{ г}$  кислорода, а также образуется:  $93 \text{ г} + 120 \text{ г} = 213 \text{ г}$  оксида фосфора(V).

**О т в е т:** после сжигания в сосуде будет 213 г оксида фосфора(V) и 40 г кислорода.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** Сожгите свечу в воздухе и определите объем и массу образованного углекислого газа.

Вам п о н а д о б я т с я: стеклянная банка емкостью 1 л, свеча, спички, крышка из термоустойчивого материала (его могут заменить фарфоровое блюдо или керамическая плитка небольшого размера).

1. Поставьте свечу на дно банки.

2. Зажгите свечу и быстро накройте банку крышкой.



3. Наблюдайте за горением свечи; выясните, на сколько минут хватит кислорода для горения свечи в закрытой однолитровой банке.

4. Воспользовавшись зажженной спичкой, проверьте наличие углекислого газа.

5. Подумайте, как можно, не выполняя взвешивания и не измеряя объем, установить массу и объем образовавшегося углекислого газа.

6. Определите массу и объем образовавшегося углекислого газа.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

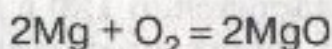
- Химическая формула вещества отображает ее качественный и количественный состав и дает возможность вычислять количество вещества, относительную молекулярную массу, молярную массу, объем и массу порции вещества, число структурных частиц вещества в определенной его порции.
- По химической формуле вычисляют также массовые доли элементов и отношения масс элементов в веществе.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Химики часто устанавливают не только отношения масс элементов по химической формуле вещества, но и отношения количества вещества реагентов и продуктов реакции. Так, если нужно установить массу или объем продуктов реакции, лучше воспользоваться физической величиной количество вещества. Это потому, что **коэффициенты** (если их правильно расставить) **показывают, сколько молей одного вещества реагирует, а другого — образуется**.

Из уравнения реакции окисления магния



следует, что 2 моль магния вступают в реакцию соединения с 1 моль кислорода и образуют 2 моль оксида магния.

Для этой реакции отношение количества вещества реагентов и продуктов реакции является таким:

$$\nu(\text{Mg}) : \nu(\text{O}_2) : \nu(\text{MgO}) = 2 : 1 : 2.$$

Это значит, что, взяв определенное количество вещества магния, мы получим столько же молей оксида магния, тогда как израсходованное количество вещества кислорода будет вдвое меньшим.

Это учитывают на химических заводах по производству различных веществ и всегда проводят необходимые вычисления.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. В тетрадях заполните таблицу сведениями о веществах на основании их химических формул:



№ п/п	Характеристика вещества	Формула вещества			
		$\text{Cu}_2\text{O}$	$\text{SO}_3$	$\text{FeSO}_4$	$\text{N}_2$
1	Качественный состав				
2	Количественный состав				
3	Относительная молекулярная масса				
4	Молярная масса				
5	Соотношение масс элементов				
6	Массовые доли элементов				
7	Простое или сложное вещество				

2\*. Газообразное вещество, молекула которого состоит из атомов углерода и водорода, имеет плотность по водороду 22. Выведите его химическую формулу, если известно, что массовая доля углерода в этом веществе равна 81,82 %.

## § 6. Вычисления с использованием числа Авогадро

К вычислениям по химическим формулам относятся также определение числа структурных частиц в данном количестве вещества, установление молярной массы вещества, массы или объема определенной порции вещества, по известному числу структурных частиц, из которых оно образовано. Рассмотрим конкретные примеры таких вычислений.

**Определение числа атомов (молекул) в данном количестве вещества.**

**Пример 1.** Определить число молекул в порции сульфида водорода  $\text{H}_2\text{S}$  количеством вещества 2 моль.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Дано:} \\ \nu(\text{H}_2\text{S}) = 2 \text{ моль} \\ N(\text{H}_2\text{S}) = ? \end{array} \right\} \begin{array}{l} \nu = \frac{N}{N_A} \\ N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \end{array}$$

**Решение**

$$N(\text{H}_2\text{S}) = \nu \cdot N_A = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ (молекул).}$$

**О т в е т:** в порции сульфида водорода количеством вещества 2 моль содержится  $12,04 \cdot 10^{23}$  молекул.

Усложним условие предыдущей задачи.



**Пример 2.** Определить число молекул в порции сульфида водорода  $H_2S$  объемом 11,2 л (н.у.).

Д а н о:

$$V(H_2S) = 11,2 \text{ л}$$

$$N(H_2S) = ?$$

$$V = V_m \cdot \nu$$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Р е ш е н и е

1. Для определения числа молекул необходимо знать количество вещества. Поэтому из формулы  $V = V_m \cdot \nu$  выводим формулу для вычисления  $\nu$ :

$\nu = \frac{V}{V_m}$  и определяем количество вещества в порции сульфида водорода объемом 11,2 л:

$$\nu = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

2. Определяем число молекул в порции сульфида водорода количеством вещества 0,5 моль:

$$N(H_2S) = \nu \cdot N_A = 0,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}.$$

О т в е т: в порции сульфида водорода  $H_2S$  объемом 11,2 л (н.у.) содержится  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул.

**Пример 3.** Определить, где больше молекул — в порции углекислого газа массой 88 г или в порции газа пропана  $C_3H_8$  такой же массы?

Д а н о:

$$m(CO_2) = 88 \text{ г}$$

$$m(C_3H_8) = 88 \text{ г}$$

$$N(CO_2) = ?$$

$$N(C_3H_8) = ?$$

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

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

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

Р е ш е н и е

1. Вычислим относительные молекулярные и молярные массы углекислого газа и пропана:

$$M_r(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44;$$

$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль};$$

$$M_r(C_3H_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44;$$

$$M(C_3H_8) = 44 \text{ г/моль}.$$

2. Вычислим количество вещества в порции углекислого газа массой 88 г:

$$\nu = 88 : 44 = 2 \text{ (моль)}.$$



3. Вычислим количество вещества в порции пропана массой 88 г:

$$\nu = 88 : 44 = 2 \text{ (моль)}.$$

Количество вещества в обеих порциях одинаково, следовательно, число молекул также одинаково.

О т в е т: число молекул в порциях углекислого газа и пропана массой 88 г каждая одинаковое.

**Пример 4.** Вычислить молярную массу соединения серы с кислородом и найти его формулу, если масса  $1,505 \cdot 10^{23}$  молекул этого вещества составляет 16 г, а массовая доля серы в нем равна 50 %.

Д а н о:

$$m(\text{S}_x\text{O}_y) = 16 \text{ г}$$

$$N(\text{S}_x\text{O}_y) = 1,505 \cdot 10^{23}$$

$$\omega(\text{S}) = 50 \%, \text{ или } 0,5$$

$$M(\text{S}_x\text{O}_y) = ?$$

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

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

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

#### Р е ш е н и е

Для вычисления молярной массы соединения нужно знать его химическую формулу. Если же химическая формула неизвестна, можно прибегнуть к вычислениям молярной массы вещества по таким формулам:

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad M_1 = D \cdot M_2; \quad M = \frac{m \cdot N_A}{N}.$$

1. По формуле  $M = \frac{m \cdot N_A}{N}$  вычислим молярную массу вещества:

$$M(\text{S}_x\text{O}_y) = \frac{16 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1,505 \cdot 10^{23}} = 64 \text{ (г/моль)}.$$

2. По массовой доле серы находим, сколько атомов этого элемента обозначено в формуле буквой  $x$ :

$$\omega(\text{S}) = \frac{x \cdot A_r(\text{S})}{M_r(\text{вещ})},$$

$$\text{отсюда } x \cdot A_r(\text{S}) = \omega(\text{S}) \cdot M_r(\text{вещ}) = 0,5 \cdot 64 = 32; \quad x(\text{S}) = 32 : 32 = 1.$$

3. Находим, сколько атомов кислорода обозначено в формуле буквой  $y$ :

$$y \cdot A_r(\text{O}) = M_r(\text{вещ}) - x A_r(\text{S}) = 64 - 32 = 32; \quad y = 32 : 16 = 2.$$

О т в е т: молярная масса соединения серы с кислородом равна 64 г/моль, а ее формула —  $\text{SO}_2$ .





**Задание.** Предложите последовательность действий, которые дадут возможность отобрать порции воды, поваренной соли, графита (из него изготовлены стержни простых карандашей) и сахара, с одинаковым числом структурных частиц в каждой порции, например  $0,602 \cdot 10^{23}$ .

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Используя число Авогадро, определяют числа структурных частиц вещества в данной его порции, устанавливают молекулярную формулу вещества.
- Вычисления с применением числа Авогадро проводят по формулам:  $\nu = \frac{N}{N_A}$ ;  $M = \frac{m \cdot N_A}{N}$ ;  $V = \frac{V_m \cdot N}{N_A}$ .



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Физическую величину *количество вещества* можно применить не только к индивидуальным веществам, но и к их смесям. Это дает возможность проводить расчеты по более сложным химическим формулам, чем те, которые были приведены в параграфе. В частности, можно вычислять содержимое компонентов в составе газообразной смеси, а также массовые и объемные части газов в смеси.

**Пример.** Вычислить массовые и объемные доли газов в смеси оксида углерода(II) и оксида углерода(IV), относительная плотность по водороду которой равна 18,8.

- Объемная доля компонента  $\varphi$  (читается «фи») в смеси показывает, какую долю от общего объема смеси составляет объем данного газообразного ее компонента:  $\varphi = \frac{V_{\text{компонента}}}{V_{\text{смеси}}}$ .

Объемную долю вычисляют в процентах или в долях от единицы.

Д а н о:

$$D_{H_2} (\text{смеси CO и CO}_2) = 18,8$$

$$w(\text{CO}) - ? \quad w(\text{CO}_2) - ?$$

$$\varphi(\text{CO}) - ? \quad \varphi(\text{CO}_2) - ?$$

$$w(\text{компонента}) = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})}$$

$$\varphi = \frac{V_1}{V_2}$$

Решая эту задачу, важно помнить, что физическую величину *количество вещества* ( $\nu$ ) можно применять для обозначения порции атомов, молекул, ионов, смеси веществ и т. п.



# Решение

Вычислим молярную массу смеси по формуле:  $D_{H_2} = \frac{M}{2}$ .

$$M(\text{смеси}) = 2 \cdot 18,8 = 37,6 \text{ (г/моль)}.$$

Обозначим содержимое оксида углерода(II) в 1 моль смеси буквой  $x$ , тогда количество вещества оксида углерода(IV) будет равно  $(1 - x)$  моль.

Данными сведениями заполним таблицу:

Компонент	Формула	$M_r$	$M$	$\nu$ в составе смеси	$m$ в составе смеси
Оксид углерода(II)	CO	28	28 г/моль	$x$ моль	$28x$ г
Оксид углерода(IV)	CO <sub>2</sub>	44	44 г/моль	$(1 - x)$ моль	$44(1 - x)$ г

} 37,6 г

Составим алгебраическое уравнение и решим его:

$$28x + 44(1 - x) = 37,6;$$

$$28x + 44 - 44x = 37,6;$$

$$28x - 44x = 37,6 - 44;$$

$$-16x = -6,4;$$

$$x = 0,4 \text{ (моль)}.$$

Вычислим массу каждого компонента смеси:

$$m(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль} \cdot 0,4 \text{ моль} = 11,2 \text{ г};$$

$$m(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} \cdot (1 - 0,4) \text{ моль} = 26,4 \text{ г}.$$

Вычислим массовые доли компонентов смеси:

$$w(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{m(\text{смеси})} = \frac{11,2}{37,6} \approx 0,3, \text{ или } 30\%;$$

$$w(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{смеси})} = \frac{26,4}{37,6} \approx 0,7, \text{ или } 70\%.$$

Находим объемные доли компонентов смеси. Поскольку в молярном объеме смеси объемные доли каждого компонента равны его количеству вещества, то:

$$\varphi(\text{CO}) = 0,4, \text{ или } 40\%;$$

$$\varphi(\text{CO}_2) = (1 - 0,4) = 0,6, \text{ или } 60\%.$$

О т в е т: массовые и объемные доли газов в смеси составляют:

$$w(\text{CO}) = 30\%; \quad w(\text{CO}_2) = 70\%;$$

$$\varphi(\text{CO}) = 40\%; \quad \varphi(\text{CO}_2) = 60\%.$$



1. Заполните в тетрадах пропуски в таблице, руководствуясь данными в ней сведениями о веществах:

Формула вещества	Сведения о веществе						
	$M_r$	$M$	$m$	$V$	$\nu$	$N$	абсолютная $m$ формульной единицы вещества
$\text{CO}_2$				22,4 л			
$\text{FeS}$			8,8 г				
$\text{BaCO}_3$						$3,01 \cdot 10^{23}$	
$\text{Mg}(\text{OH})_2$					2 моль		
$\text{CH}_4$					0,5 моль		

2. Где больше молекул: в порции газа ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$  объемом 13,44 л (н.у.) или в порции газа метана  $\text{CH}_4$  массой 12,8 г?

3. Чему равна масса порции железа, в которой содержится столько же атомов, сколько и в порции водорода объемом 5,6 л (н.у.)?

4. Какой объем при нормальных условиях займут  $24,08 \cdot 10^{23}$  молекул кислорода?

5. Одинаковую ли массу имеют  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул водорода и столько же молекул кислорода?

6\*. Относительная плотность по водороду газообразного соединения азота с кислородом равна 23, а массовая доля кислорода в ней составляет 69,56 %. Выведите формулу соединения. Вычислите массу порции этого вещества, которое содержит  $12,04 \cdot 10^{23}$  молекул.

7\*. Относительная плотность по водороду смеси кислорода и азота равна 15,5. Определите массовую и объемную доли азота в составе смеси.



# ТЕМА 2

## Основные классы неорганических соединений

Материал этой темы обеспечит закрепление знаний о количестве вещества, совершенствование умения проводить расчеты по химическим формулам, а также расширит сведения о неорганических веществах, с которыми вы ознакомились на уроках природоведения в 5—6 классах и на уроках химии в 7 классе. Разнообразие сложных неорганических веществ представлено в виде четкой классификации — оксиды, основания, кислоты, соли. Химическая речь пополняется современной научной терминологией неорганических соединений.

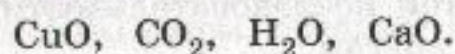
### Изучив тему, вы сможете:

- составлять и правильно называть оксиды, основания, кислоты, соли;
- характеризовать основные классы неорганических соединений по составу и свойствам веществ;
- обосновывать возможность применения веществ в зависимости от их физических и химических свойств;
- прогнозировать свойства сложных неорганических веществ и устанавливать между ними генетическую связь;
- вычислять по химическим уравнениям массу, объем, количество вещества реагентов и продуктов реакции.

## § 7. Понятие об оксидах

Благодаря способности атомов по-разному и в неодинаковых количествах соединяться между собой существует свыше 10 млн сложных веществ. О том, что они разделяются на две большие группы — органические и неорганические вещества — вы уже знаете из курса природоведения и уроков химии в 7 классе (*вспомните, что лежит в основе этой классификации*).

**Состав оксидов.** Остановимся более детально на изучении формул оксидов и рассмотрим такие примеры:



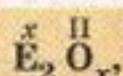
Как видим, каждая формула состоит из атомов двух химических элементов, один из которых — кислород. Изучая свойства кислорода в 7 классе, вы узнали, что его бинарные соединения с металлическим или неметаллическим химическим элементом называются *оксидами*. Качественный состав приведенных веществ свидетельствует об их принадлежности к оксидам. А в



составе формул отмечаем наличие и металлических, и неметаллических химических элементов.

**Оксиды** — это бинарные соединения любого химического элемента с кислородом.

Обозначим металлический или неметаллический элемент буквой Е и запишем в общую формулу оксидов:



где  $x$  — валентность элемента, а II — валентность кислорода. Если  $x$  — четное число, то индексы сокращают на 2, например:

IV II  
 $\text{C}_2\text{O}_4$ . После сокращения на 2 получаем формулу оксида  $\text{CO}_2$ .

**Номенклатура оксидов.** До введения правил составления, написания и чтения названий веществ, т. е. их номенклатуры, оксиды, как и многие другие вещества, называли произвольно. В настоящее время пользуются современной научной номенклатурой оксидов:

название каждого оксида состоит из двух слов в именительном падеже. Первое слово — *оксид*, а второе — название химического элемента. Если элемент имеет переменную валентность, ее указывают в круглых скобках после названия элемента, без промежутка. Оба слова пишутся с маленькой буквы.

Поупражняемся в составлении названий оксидов на примере конкретных формул.

$\text{CuO}$  — оксид меди(II),  $\text{CO}_2$  — оксид углерода(IV),  $\text{H}_2\text{O}$  — оксид водорода,  $\text{CaO}$  — оксид кальция.

*Обратите внимание! Между названием элемента и записанным в скобках значением валентности промежутка нет.*

До сих пор мы имели дело только с молекулярными формулами веществ, но существуют еще и структурные формулы. В отличие от молекулярных, они показывают последовательность соединения атомов в веществе.

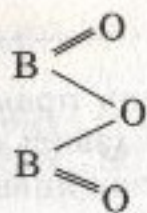
**Структурные формулы** — это формулы, в которых черточками показывают валентность, а символы химических элементов записывают в той последовательности, в которой атомы соединяются друг с другом.

**Пример 1.** Оксид углерода(II) имеет молекулярную формулу  $\text{CO}$  и структурную



**Пример 2.** Оксид бора(III) имеет молекулярную формулу  $\text{B}_2\text{O}_3$  и структурную





Обратите внимание на то, что в этой формуле атомы бора соединены атомом кислорода.

**Физические свойства оксидов.** При нормальных условиях оксиды различны по агрегатному состоянию. Так, оксид меди(II) — твердое вещество,  $\text{CO}_2$  — газ,  $\text{H}_2\text{O}$  — жидкость. И все же среди оксидов преобладают твердые вещества, которые чаще всего белого цвета (например, оксид цинка, оксид алюминия, оксид кальция). Бесцветны при н. у. газообразные соединения: оксид углерода(II), оксид углерода(IV), оксид серы(IV) и некоторые другие. Встречаются оксиды и других цветов: оксид магния — белый, оксид хрома(III) — темно-зеленый, оксид азота(IV) — бурый.

С такими физическими свойствами оксидов, как агрегатное состояние, цвет и др., вы ознакомитесь во время выполнения задания рубрики *Страница естествоиспытателя*.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**З а д а н и е.** Исследуйте физические свойства таких оксидов: оксид водорода, оксид железа(III), оксид марганца(IV), оксид цинка, оксид кремния(IV) (оксиды могут быть дополнены или заменены другими, имеющимися в химическом кабинете).

Вам п о н а д о б я т с я : химические стаканы, стеклянные палочки для перемешивания веществ, магнит, вода, оксиды.

1. Определите агрегатное состояние оксидов при нормальных условиях.

2. Проверьте растворимость оксидов в воде при комнатной температуре. Для этого поместите в химический стакан немного оксида, долейте к нему 50 мл воды, тщательно размешайте стеклянной палочкой и наблюдайте, растворилось ли вещество. Проведите этот опыт с каждым из оксидов.

3. Определите плотность каждого оксида. Сначала опытным путем выясните, оксид легче или тяжелее воды, а затем в справочной литературе найдите величину его плотности.

4. Установите опытным путем, обладает ли оксид магнитными свойствами.

Результаты наблюдений оформите в виде таблицы:

№ п/п	Название оксида	Формула оксида	Агрегатное состояние	Растворимость в воде	Плотность	Магнитные свойства



- Номенклатура — перечень правил, которых придерживаются, когда необходимо назвать соединение.
- Оксиды — это бинарные соединения элемента с кислородом, их формула имеет такой общий вид:  $\overset{x}{E}_2O_x$ .
- В оксидах кислород проявляет валентность II.
- Состав оксидов можно передать не только молекулярными, но и структурными формулами.
- Почти все элементы периодической системы могут соединяться с кислородом, образуя оксиды.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Кроме оксидов, существуют и другие группы бинарных соединений элементов с кислородом, в частности пероксиды (приставка *пер* означает избыток, сверх). То есть, пероксид содержит в своем составе больше атомов кислорода, чем их должно быть, исходя из правил определения валентности элементов в бинарных соединениях. Так, известный вам пероксид водорода  $H_2O_2$  (перекись водорода) имеет на один атом кислорода больше, чем молекула оксида водорода  $H_2O$  (вода). Кажется, что кислород в этом соединении одновалентен. Но это лишь на первый взгляд. В действительности же в оксидах и пероксидах кислород проявляет одинаковую валентность, и это хорошо видно из структурной формулы пероксида водорода:

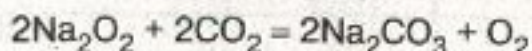


Сравним структурную формулу пероксида водорода со структурной формулой оксида водорода и выясним, в чем отличие между этими группами сложных кислородсодержащих неорганических веществ.

Отличие заключается в том, что в оксидах атомы кислорода между собой не соединены:  $O = C = O$ ,  $H - O - H$ , а в пероксиде есть кислородная цепочка:  $-O - O-$ . За счет одной единицы валентности атомы кислорода соединяются между собой, а вторая используется для соединения с атомом другого химического элемента.

Пероксиды находят разнообразное применение. Так, пероксид водорода незаменим в производстве отбеливателей бумаги, текстильных материалов, синтетических моющих средств, используется как антисептическое средство, для реставрации произведений живописи на основе свинцовых красок, как окислитель ракетного топлива и источник кислорода (вспомните получение кислорода из пероксида водорода).

Пероксид натрия применяют на подводных лодках для очистки воздуха от углекислого газа и увеличения содержания кислорода:





1. В предложенном ряду формул отметьте формулы оксидов металлов и неметаллов:  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{KOH}$ .

2. Назовите оксиды, формулы которых указаны в задании 1, пользуясь современной научной номенклатурой.

3. Составьте формулы таких оксидов: оксид калия, оксид серы(VI), оксид фосфора(III), оксид хлора(I), оксид свинца(IV). Почему в одних названиях оксидов обозначена валентность, а в других — нет?

4. Заполните в тетрадах таблицу, составив формулы оксидов данных элементов и записав их названия.

Элемент	Формула оксида	Название оксида
Li		
Ba		
S(VI)		
P(V)		

5. Составьте уравнения реакций окисления простых веществ кислородом, в результате которых образуются: а) оксид магния; б) оксид азота(II); в) оксид меди(II). К какому типу реакций они относятся?

6. Вычислите плотность по воздуху таких оксидов: а) оксид азота(IV); б) оксид углерода(IV); в) оксид серы(IV).

7\*. Состав изумрудно-зеленого минерала малахита выражается химической формулой  $\text{Cu}_2\text{CH}_2\text{O}_5$ . Какие оксиды образуются в результате реакции разложения малахита, если после завершения реакции твердый остаток приобретает черный цвет? Напишите уравнение этой реакции.

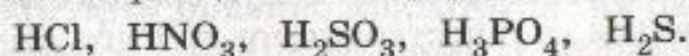
## § 8. Понятие о кислотах

**Кислоты и их состав.** Из курса природоведения вы знаете об уксусной кислоте, в 7 классе упоминалась серная кислота. Кислый вкус лимонам придает именно лимонная кислота. Обратите внимание, слово «кислота» есть в каждом из этих словосочетаний. Это потому, что эти вещества принадлежат к одной группе сложных веществ — кислотам. При этом, серная кислота — неорганическое вещество, а уксусная и лимонная — органические.

Что же представляют собой кислоты?

Кислоты — сложные вещества. Подобно оксидам, они состоят из двух частей, а объединить их в одну группу позволяет наличие атомов водорода.

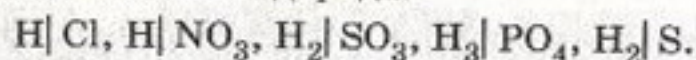
Ознакомимся с приведенными формулами кислот:



Качественный состав этих формул подтверждает наличие одного или нескольких атомов водорода.



Разделим формулы кислот черточкой на две части так, чтобы в первой были атомы водорода:



Оставшуюся часть называют **кислотным остатком**.

Вторая часть формул кислот отличается от первой части по составу.

Атомы водорода есть и в составе аммиака  $\text{NH}_3$ , но он не относится к классу кислот. Ведь кислотам свойственен еще один общий признак — *способность атомов водорода замещаться атомами металлов и образовывать при этом соли*.

**Кислоты** — это сложные вещества, которые содержат атомы водорода, способные замещаться металлом, и кислотный остаток.

**Названия кислот.** Ознакомьтесь с *таблицей 1*, в нее внесены неорганические кислоты, с которыми вы будете сталкиваться чаще всего.

Неорганические кислоты

Таблица 1

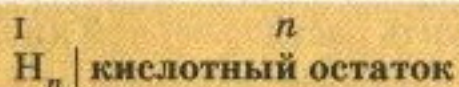
Кислота		Кислотный остаток		
Формула	Название тривиальное	Формула	Валентность	Название
$\text{HCl}$	соляная	$\text{Cl}$	I	хлорид
$\text{HNO}_3$	азотная	$\text{NO}_3$	I	нитрат
$\text{H}_2\text{SO}_4$	серная	$\text{SO}_4$	II	сульфат
$\text{H}_2\text{SO}_3$	сернистая	$\text{SO}_3$	II	сульфит
$\text{H}_2\text{S}$	сероводородная	$\text{S}$	II	сульфид
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	кремниевая	$\text{SiO}_3$	II	силикат
$\text{H}_2\text{CO}_3$	угольная	$\text{CO}_3$	II	карбонат
$\text{H}_3\text{PO}_4$	ортофосфорная	$\text{PO}_4$	III	ортофосфат

До сих пор вы рассматривали валентность как способность атомов одного химического элемента соединяться или замещать определенное количество атомов другого элемента. Отныне ваши знания об этой физической характеристике атомов пополнятся информацией о *валентности кислотных остат-*



ков. Оказывается, что кислотные остатки также способны замещать определенное количество атомов или групп атомов.

Запись общей формулы кислот имеет такой вид:



Таким образом, валентность кислотного остатка равна количеству атомов водорода.

**Физические свойства кислот.** Неорганические кислоты, в основном, — жидкости. Среди них совсем мало твердых веществ (из приведенных в таблице 1 лишь ортофосфорная), нет газообразных.

Кислоты бесцветны, плотность всех кислот больше единицы. Они хорошо растворяются в воде (за исключением некоторых, в частности кремниевой).

И название класса соединений — *кислоты*, и восприятие вкусового ощущения — *кислый* — слова однокоренные. И это не случайно, ведь кислоты, в основном, кислые на вкус. Вы это знаете из собственного опыта, употребляя кисломолочные продукты (кефир, йогурт), фрукты, квашеные и свежие овощи (лимоны, яблоки и т. п.).

**Запомните! В химическом кабинете ни в коем случае нельзя пробовать кислоты и любые другие вещества на вкус! Это очень опасно!**

Кислоты повреждают слизистые оболочки органов пищеварения, при вдыхании паров раздражают слизистые оболочки органов дыхания, попадая на кожу, вызывают покраснения, болевые ощущения, а при большой концентрации — тяжелые ожоги. Кислоты портят одежду — на месте их попадания сразу или со временем появляется дыра. Некоторые кислоты имеют резкий неприятный запах, например соляная, серная, азотная.

Однако работа с кислотами в школьном химическом кабинете безопасна, так как учащиеся работают с разбавленными кислотами, а не с чистыми веществами. При этом нельзя допускать попадания кислот на одежду или тело и особенно в глаза.

Плотности всех кислот больше единицы, то есть они тяжелее воды. Существует правило приготовления растворов кислот: кислоту льют в воду (не наоборот!) небольшими порциями, помешивая стеклянной палочкой. Почему именно так? Имея плотность большую, чем плотность воды, кислота про-



ходит сквозь толщу воды на дно сосуда и смешивается с водой. Если же сделать наоборот — воду лить в кислоту, — вода будет скапливаться на поверхности кислоты, от сильного разогревания (в результате химического взаимодействия) она закипит, а ее брызги могут попасть на тело или одежду. Если так приготовить раствор серной кислоты, то в результате сильного разогревания стеклянный сосуд может даже треснуть.

Однако кислоты не разрушают стекло (исключение — плавиковая кислота  $\text{HF}$ ), некоторые пластмассы и резину. Поэтому во время работы с кислотами вам не помешает передник из поливинилхлоридного материала.

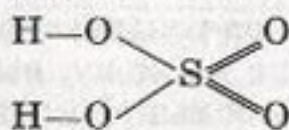
**Запись состава кислот с помощью структурных формул.** Как вы уже знаете, структурные формулы показывают не только количественный и качественный состав молекул, но и порядок соединения атомов в них. Как записывать структурные формулы кислот?

**Пример 1.** Записать структурную формулу соляной кислоты  $\text{HCl}$ .

Зная, что одна черточка в структурной формуле соответствует одной единице валентности, а водород и кислотный остаток этой кислоты одновалентны, записываем:  $\text{H}-\text{Cl}$ .

**Пример 2.** Записать структурную формулу серной кислоты.

Чтобы правильно записать структурную формулу кислоты, молекулярная формула которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , следует помнить, что в молекулах кислородсодержащих кислот атомы водорода соединены с атомами кислорода:



### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Кислоты — класс неорганических соединений, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, и кислотного остатка.
- Валентность кислотного остатка определяется количеством атомов водорода, которые могут быть замещены атомами металла.
- Работая с кислотами, необходимо помнить об их химических свойствах и строго придерживаться правил безопасной работы с ними.





Тривиальные названия кислот (серная, соляная и др.) появились в последнем десятилетии XVIII ст., когда в 1792 году о них сообщил от имени своих коллег-химиков французский ученый Антуан Лавуазье на заседании Парижской академии. А до этого кислоты назывались произвольно. Среди нескольких названий серной кислоты было и название «купоросная», карбонатной — «воздушная».

Новая химическая номенклатура внедрялась медленно. В России к предложенным названиям обратились лишь через 100 лет. В частности, еще в 1875 г. в Петербургской академии наук обсуждалась возможность применения для кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  названия «Водород серович четырехкислов», подобно фамилии, имени и отчеству человека.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Запишите в тетрадь формулы и названия известных вам неорганических кислот. Сверьте свои записи с таблицей 1.
2. Как определить валентность кислотного остатка по формуле кислоты?
3. В приведенном ряду формул отметьте формулы кислот:  $\text{KBr}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ .
4. Напишите структурные формулы сернистой, сероводородной и кремниевой кислот.
5. Охарактеризуйте физические свойства кислот.
- 6\*. Объясните, почему атомы водорода в молекуле серной кислоты замещаются одним атомом цинка, а не двумя.

## § 9. Способность металлов вытеснять водород из кислот. Вытеснительный ряд металлов

Вернемся к определению кислот как сложных веществ, в молекулах которых атомы водорода способны замещаться атомами металлов, и подтвердим это опытным путем.

**Опыт 1.** Поместим в пробирку немного магниевых опилок, дольем к ним воды и будем наблюдать. При комнатной температуре никаких изменений не происходит.

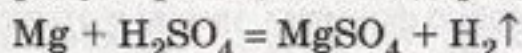
**Опыт 2.** Поместим в пробирку немного магниевых опилок, дольем к ним разбавленного раствора серной кислоты (1 часть кислоты и приблизительно 5 частей воды) и быстро закроем пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При комнатной температуре магний активно взаимодействует с кислотой, о чем свидетельствует выделение пузырьков газообразного вещества.

Соберем газ способом вытеснения воды и испытаем его. Для этого наполненную газом пробирку закроем под водой стеклянной пластиной и извлечем пробирку из сосуда.



Выясним, какой газ мы собрали. Вам известно, что кислород поддерживает горение и в сосуде с ним горящая спичка или тлеющая щепка ярко загорятся. Наличие водорода также можно установить с помощью горящей спички — пламени ее достаточно, чтобы поджечь водород. Исходя из того, что в составе серной кислоты есть и атомы водорода, и атомы кислорода, проверим, какой газ — водород или кислород — мы собрали: поднеся зажженную спичку к отверстию пробирки, услышим приглушенный хлопок (взрыв). Окисление водорода спровоцировало небольшой взрыв, а яркого горения спички не наблюдалось.

Магний вытеснил из кислоты не кислород, а водород, о чем свидетельствует продукт реакции — водород:



Следовательно, в результате реакции образовалось простое газообразное вещество. Оно не имеет запаха и цвета, потому мы и обнаружили его только после сжигания образовавшегося водорода.

Проанализируйте состав другого продукта этой реакции и сделайте вывод, простое это вещество или сложное. Образованное вещество относится к классу неорганических соединений — *солям*. С представителем этого класса соединений — поваренной солью  $\text{NaCl}$  — вы уже встречались, разделяя смесь соли и воды испарением. Воспользуемся этим способом и проверим опытным путем наличие соли в растворе. Для этого несколько капель образовавшегося после реакции раствора выпарим на стеклянной пластине. После испарения воды на ней останется небольшое количество соли белого цвета.

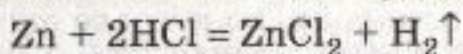
Продолжим исследование способности атомов металлических элементов замещать атомы водорода в молекулах кислот, но уже на примере других металлов, и сделаем опыт с соляной кислотой и цинком.

*Опыт 3.* Поместим (*осторожно!*) на дно пробирки несколько гранул металла цинка, дольем к ним разбавленную соляную кислоту и будем наблюдать. Довольно быстро поверхность гранул покроется пузырьками газообразного вещества. Подогреем содержимое пробирки, и газ станет выделяться активнее. (*Вспомните, как определяется относительная плотность газов по воздуху. Вычислите плотность водорода по воздуху и предложите, как нужно правильно держать пробирку, чтобы она наполнилась водородом.*) Расчеты подтверждают, что водород в 14,5 раза легче воздуха. Следовательно, чтобы наполнить пробирку водородом, ее нужно держать вверх дном. Соберем водород в сухую пробирку способом вытеснения воздуха и испытаем его.

Как и в предыдущем опыте, раздается приглушенный хлопок. Следовательно, цинк вытеснил атомы водорода из



молекул соляной кислоты, из атомов образовались молекулы водорода, и опыт это только что подтвердил:



На стенках пробирки появились капельки воды — продукта окисления водорода:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Запомните!** Реакция горения водорода сопровождается взрывом. Поэтому для безопасности ее проведения объем водорода не должен превышать  $1/3$  вместимости пробирки.

**Опыт 4.** К медным опилкам добавим разбавленную соляную кислоту. Наблюдение показывает, что реакции не происходит: цвет меди и раствора не изменился, образования газообразного вещества не наблюдается. Подогреем содержимое пробирки и еще раз убедимся в отсутствии каких-либо изменений, т. е. медь не вытесняет водород из кислоты.

Таким образом, опытным путем мы выяснили, что одни металлы способны вытеснять водород из кислот, другие — нет. Это свойство металлов исследовал русский ученый Николай Николаевич Бекетов и по способности металлов вытеснять водород из кислот составил в 1863 г. *вытеснительный ряд металлов, или ряд активности металлов*:



Николай Николаевич Бекетов (1827—1911) — известный ученый в области физики и химии, русский по происхождению. Много лет работал профессором Харьковского университета (в настоящее время Харьковский национальный университет имени В. Н. Каразина). Ученый стоял у истоков одной из отраслей химической науки — физической химии. Ему принадлежит открытие одного из способов добычи металлов из руд-оксидов — алюмино-термия. При этом способе используют свойства алюминия при определенной температуре вступать в реакцию с оксидом металла с последующим окислением. В результате выделяется металл в виде простого вещества высокой степени чистоты. Так добывают высокой чистоты железо, хром, кобальт, никель, марганец.

В 1863 г. Бекетов составил вытеснительный ряд металлов (ряд активности металлов).

Все металлы, расположенные в ряду активности металлов слева от водорода, вытесняют водород из кислот. Эта способность металлов ослабевает от лития к свинцу. Металлы, расположенные в вытеснительном ряду после водорода, не вытесняют водород из кислот, т. е. не взаимодействуют с кис-



Н. Н. Бекетов



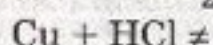
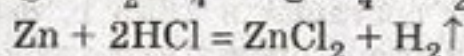
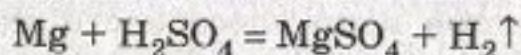
лотами. Эта закономерность не распространяется на азотную кислоту, которая взаимодействует с металлами, расположенными не только до водорода, но и после него, однако одним из продуктов реакции является не водород, а вода. Аналогично реагирует с металлами и концентрированная серная кислота.

Наличие в ряду активности металлов водорода дает возможность сделать вывод о том, будет ли взаимодействовать металл с кислотой.

Следует также знать, что металлы Li, K, Ba, Sr, Ca, Na вытесняют водород не только из кислот, но и из воды, в которой кислота растворена, поэтому запись лишь одного уравнения (металл + кислота) не всегда отвечает действительности.

В проведенных нами опытах активность металлов изменялась так:  $Mg > Zn > Cu$ .

Выясним место металлов Mg, Zn, Cu в ряду активности и убедимся, что результаты этих опытов отвечают закономерности, установленной М. М. Бекетовым. Поэтому можем представить полученные результаты в виде химических уравнений:



**Понятие об индикаторах.** *Индикаторами* называют вещества или тела, с помощью которых обнаруживают конкретный признак другого вещества, тела или материала. Например, у электромонтеров есть прибор, который называется индикатором электрического тока. В химической лаборатории, а также лабораториях, где проверяют качество продуктов питания, также нужны индикаторы — вещества, с помощью которых определяют наличие кислот или оснований в растворе.

В школьной химической лаборатории пользуются в основном такими индикаторами: *лакмусом, метиловым оранжевым (метилоранжем), фенолфталеином*. Используют или их растворы, или индикаторные бумажные полоски (пропитанная индикатором бумага с последующим ее высушиванием).

На чем основывается применение индикаторов? Они приобретают различную окраску в воде, растворах кислот и оснований.

**В воде лакмус приобретает фиолетовый цвет, метилоранж, — оранжевый, фенолфталеин — бесцветен.**

Под воздействием кислот или оснований индикаторы изменяют свой цвет. При этом происходят сложные химические реакции, уравнения которых мы записывать не будем. А вот явлением, которое их сопровождает — изменением цвета, — воспользуемся уже при выполнении лабораторного опыта 1.



**Лабораторный опыт 1. Действие растворов кислот на индикаторы**

Вам выданы растворы кислот, например соляной и серной, а также растворы индикаторов — лакмуса, метилового оранжевого и универсальный бумажный индикатор.

Во время лабораторного опыта два вещества — лакмус и метиловый оранжевый, а также универсальный бумажный индикатор помогут обнаружить наличие кислоты в растворе. Как именно, это вы установите опытным путем.

1. В три пробирки налейте по 1—2 мл одной из кислот, а еще в три — дистиллированной воды.

2. В одну пробирку с кислотой и в одну пробирку с водой добавьте несколько капель лакмуса и наблюдайте за изменением цвета. Результаты наблюдения запишите в тетрадь.

3. Во вторую пробирку с кислотой и во вторую пробирку с водой добавьте несколько капель метилового оранжевого и наблюдайте за изменением цвета в обеих пробирках. Результаты наблюдения запишите в тетрадь.

4. В третью пробирку с кислотой и в третью пробирку с водой поместите универсальный бумажный индикатор и наблюдайте за изменениями его цвета в двух пробирках. Результаты наблюдения запишите в тетрадь.

5. Повторите проведенные опыты со второй кислотой и выясните, одинаковый ли цвет имеет каждый индикатор в растворах двух кислот.

Сделайте вывод относительно действия растворов кислот на индикаторы и о том, какой цвет каждый из индикаторов приобретает в кислой среде (так говорят о растворе, в котором содержится кислота).

Рассмотренные индикаторы достаточно чувствительны — необходимо 1—2 капли, чтобы они изменили цвет.

**ПОДВЕДЕМ ИТОГИ**

- Вытеснительный ряд металлов, или ряд активности металлов — это ряд, в котором металлы расположены по их способности вытеснять водород из кислот.
- Металлы, расположенные в ряду активности до водорода, вытесняют водород из кислот, металлы, расположенные в ряду активности после водорода, — не вытесняют.
- Качественной реакцией на водород является его взаимодействие с кислородом, во время которого слышится приглушенный хлопок — взрыв. Чтобы эта реакция состоялась, достаточно зажженную спичку поднести к отверстию пробирки с водородом.
- Кислоту в растворе можно обнаружить с помощью индикаторов лакмуса и метилового оранжевого.





Как было выяснено опытным путем, в растворах разных кислот все индикаторы имеют одинаковый цвет. Это свидетельствует о том, что к изменению цвета индикаторов причастен водород, потому что он входит в состав всех кислот, тогда как кислотные остатки у них разные. Действие на индикаторы оказывают не нейтральные атомы водорода, а его положительно заряженные ионы  $H^+$ . (Вспомните, как в 7 классе вы научились различать атомы и ионы.) Если вы были внимательны, то обратили внимание на то, что в каждом опыте использовались водные растворы кислот, потому что чистые кислоты не действуют на индикаторы. Вода нужна для того, чтобы молекула кислоты распалась на положительно заряженные ионы (катионы) водорода и негативно заряженные ионы (анионы) кислотного остатка. При этом число образованных из одной молекулы кислоты катионов водорода равно числу его атомов в составе молекулы кислоты, в то время как анион кислотного остатка образуется один:  $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$ ;  $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$ .

Стрелки в обоих направлениях вместо знака «равенства» означают, что происходит не только образование ионов, но и обратный процесс, — ионы объединяются в молекулы.

Обратите внимание: каким бы сложным не был кислотный остаток, он образует единый ион и сохраняет свою целостность.

Итак, с помощью лакмуса, метилового оранжевого, универсального бумажного индикатора можно определить присутствие в растворе катионов водорода, или созданную ими кислую среду.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Чем объяснить, что в вытеснительном ряду металлов присутствует простое газообразное неметаллическое вещество водород?

2. В ряду данных формул укажите формулы веществ, которые вытесняют водород из кислот:  $KCl$ ,  $Cl_2$ ,  $Mn$ ,  $Pb$ ,  $Hg$ ,  $C$ ,  $Cd$ ,  $Pt$ . Запишите соответствующие уравнения химических реакций, если в образованных сложных веществах элементы, которые замещают водород в кислотах, двухвалентны.

3. Как узнать, в какой из пробирок без этикеток находится вода, а в какой — кислота?

4. Можно ли с помощью индикатора распознать, в какой пробирке находится соляная кислота, а в какой — серная? Ответ обоснуйте.

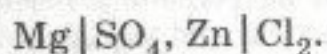
5\*. Подумайте, какой из металлов — цинк или олово — за одно и то же время и при одинаковых условиях вытеснит больший объем водорода из соляной кислоты. Ответ обоснуйте.

## § 10. Понятие о солях

В предыдущем параграфе продукты замещения атомов водорода атомами металла имели формулы  $MgSO_4$  и  $ZnCl_2$ . Сравним состав этих формул и выясним, что в них общего.



Для этого разделим каждую формулу черточкой на две части:

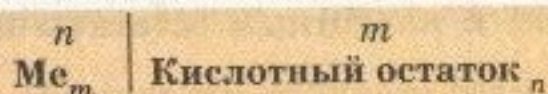


Легко заметить, что первая составная часть формулы представлена металлическими элементами, а вторая — кислотными остатками. Кроме рассмотренных примеров, существует много веществ, формулы которых содержат металлические и кислотные остатки. Все они относятся к классу соединений, который получил название *соли*.

**Соли** — это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками

В отличие от кислот, представители класса солей имеют немолекулярное строение, их структурными частями являются ионы — катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Формулу солей в общем виде можно записать так:



**Номенклатура солей** (речь пойдет о так называемых *средних солях*, которые соответствуют приведенной общей формуле и являются продуктами полного замещения атомов водорода в кислоте). Название солей состоит из двух слов: названия металлического элемента и названия кислотного остатка в именительном падеже, например  $\text{NaCl}$  — хлорид натрия.

Если металл имеет переменную валентность, ее указывают в круглых скобках после его символа без интервала, например:  $\text{FeSO}_4$  — сульфат железа(II).

Кроме современных названий солей, которые отвечают указанным правилам, за некоторыми солями сохранились исторические названия, например:  $\text{NaCl}$  — поваренная соль.

**Определение валентности металлов в формулах солей и составление формул солей по валентности.** Определяя валентность металла в формуле соли или составляя формулы солей, придерживаются общего правила, как при определении валентности элементов в бинарных соединениях и составлении их формул.

**Сумма единиц валентности одной части формулы соли (атомов металла) равна сумме единиц валентности второй ее части (кислотного остатка).**

**Пример 1.** Определить валентность хрома в солях, формулы которых: а)  $\text{CrSO}_4$ ; б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , и назвать их.

**Решение**

Обе соли содержат двухвалентный кислотный остаток серной кислоты.



Сумма единиц валентности кислотного остатка в первой формуле равна 2. Такой же должна быть и сумма валентностей атомов хрома. Поскольку атом хрома в этой формуле один, то обе валентности принадлежат ему. Следовательно, хром в формуле  $\text{CrSO}_4$  двухвалентен.

Во второй формуле кислотных остатков — три. Поэтому сумма единиц их валентностей составляет 6 ( $2 \cdot 3 = 6$ ). Атомов хрома в этой формуле два, а сумма единиц их валентностей также равна 6. Значит, валентность одного атома хрома в соединении составляет  $6 : 2 = 3$ .

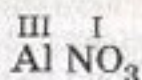
II                      III

О т в е т: а)  $\text{CrSO}_4$ ; б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .

**Пример 2.** Составить формулу нитрата алюминия.

Р е ш е н и е

1. Записываем символы металла и кислотного остатка:  $\text{AlNO}_3$ .
2. Над металлом и кислотным остатком проставляем валентность:



3. Для единиц валентности металла и кислотного остатка находим наименьшее общее кратное: это число 3.

4. Делением общего кратного 3 на валентность металла и кислотного остатка находим индексы:

- а)  $3 : 3 = 1$  (индекс алюминия);
- б)  $3 : 1 = 3$  (индекс кислотного остатка).

Полученные индексы вписываем в формулу нитрата алюминия:  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

О т в е т:  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .

Из общей формулы солей следует, что индекс металла совпадает с валентностью кислотного остатка, а индекс кислотного остатка — с валентностью металла. Однако, как и у оксидов, в формулах кислот четных индексов нет. Поэтому при составлении формул кислот по валентности проводят сокращение четных индексов.

**Физические свойства солей.** При нормальных условиях соли находятся только в твердом состоянии. Это тугоплавкие кристаллические вещества, поэтому, чтобы перевести их в жидкое состояние, а тем более в парообразное, нужны высокие температуры. Так, температура плавления сульфида бария равна  $2200^\circ\text{C}$ .

По способности растворяться в воде соли делят на *растворимые* (хлорид натрия, нитрат калия), *малорастворимые* (сульфит магния, хлорид свинца(II)) и *нерастворимые* (карбонат



кальция, сульфат бария). Информация о растворимости солей и кислот содержится в таблице растворимости этих соединений в воде (см. Приложение).

Соли — это вещества без запаха, разного вкуса. Может показаться, что класс веществ «Соли» получил такое название благодаря соленому вкусу его соединений. В действительности же с «чистым» соленым вкусом существует лишь одна соль, и вам она хорошо известна, это — хлорид натрия. Врачи предостерегают от избыточного употребления поваренной соли, однако в жизненно необходимых порциях хлорида натрия нуждается организм и человека, и животных. Она нужна для поддержания состава крови, а также вырабатывания желудочного сока. Физраствор, который используется для лечения больных, — ничто иное, как раствор хлорида натрия.

Соли бериллия — сладкие на вкус, соли магния — горькие, карбонат кальция (мел) — безвкусный. В большинстве своем соли имеют смешанный вкус — кисло-сладкий, горько-соленый.

**Помните! В химическом кабинете соли ни в коем случае не пробуют на вкус!**

Большинство солей белого цвета. Цвет перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  фиолетовый, хлорида железа(III)  $\text{FeCl}_3$  — коричнево-красный, ортофосфата серебра  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  — желтый.

Внимательно рассмотрите образцы солей, которые учитель демонстрирует вам на уроке, и определите цвет и растворимость каждой из них.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание 1.** Исследуйте физические свойства солей, которые есть у вас дома (это могут быть перманганат калия, хлорид натрия (поваренная соль), гидрокарбонат натрия (питьевая сода), сульфат меди(II) (входит в состав медного купороса), карбонат кальция (основная составная часть мела) и др.), по такому плану: 1) агрегатное состояние; 2) растворимость в воде; 3) цвет; 4) запах. Результаты запишите в тетрадь.

**Задание 2.** Опытным путем установите, к легкоплавким или тугоплавким веществам относится поваренная соль. Для этого поместите столовую ложку соли на сухую чистую сковороду, нагревайте ее на плите и наблюдайте, что происходит. Удалось ли вам расплавить соль? Какой вывод можно сделать относительно ее тугоплавкости или легкоплавкости (на бытовой плите можно достичь температуры около  $800^\circ\text{C}$ )?

**Задание 3.** Проведите исследование растворимости в воде при разных температурах двух солей натрия — поваренной соли и питьевой соды. Опишите последовательность проведения опыта и полученные результаты.



- К классу солей относятся сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.
- В формулах солей сумма единиц валентности металла равна сумме единиц валентности кислотного остатка.
- Составляя формулу соли, необходимо знать валентность металла и кислотного остатка.
- По современной номенклатуре, названия солей образуют из названия металла и названия кислотного остатка и проставляют валентность металлов, у которых она имеет несколько значений.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Наиболее распространенной из солей угольной кислоты является карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ . Кроме того, что эта соль — основная составляющая мрамора, мела, известняка, доломита, существует также несколько необычная форма нахождения ее в природе — из карбоната кальция и незначительного количества других веществ в теле некоторых моллюсков формируются жемчужины. Это округлые, гладкие, с перламутровым отблеском образования, в состав которых входит 86—90 % карбоната кальция, 6—12 % органического клейкого вещества конхиолина, выделяемого моллюском, когда в его раковину попадет посторонний предмет, и вода. Конхиолин крепко склеивает тоненькие пластинки карбоната кальция.

Жемчужина формируется в раковине моллюска вокруг раздражителей — чаще всего песчинок — и приблизительно за 12 лет вырастает величиной с горошину. Большие жемчужины правильной формы — чрезвычайная редкость.

Жемчуг издавна используют в качестве украшений. Особенно ценятся жемчужины правильной шарообразной формы. Они очень дорогостоящие: жемчужина диаметром 1 см стоит около 4000 долларов.

Средняя продолжительность хранения жемчужин составляет от 250 до 500 лет, после чего они теряют блеск и их легко измельчить в порошок.

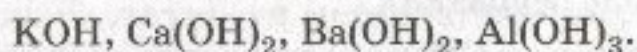
Скелет других водных обитателей — коралловых полипов — по составу близок к жемчугу. Большие скопления коралловых полипов образуют коралловые рифы. В результате археологических раскопок обнаружилось, что люди издавна изготавливают украшения из кораллов (так называется скелет коралловых полипов). Благодаря несколько иному составу, чем у жемчужин, такие изделия сохраняются дольше. В зависимости от содержания органических веществ, кораллы бывают разного цвета: розовые, красные и даже черные. Изготовленные из таких кораллов украшения — ожерелья, серьги, кольца — считаются самыми дорогими. Владельцам кораллов нужно знать, что даже при легком нагревании эти драгоценности теряют свой цвет.



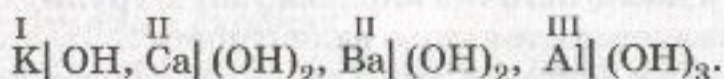
1. Дайте определение солей и опишите их физические свойства.
2. В ряду формул отметьте формулы солей:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{FeCO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Назовите соли, пользуясь современной номенклатурой.
3. Составьте формулы солей: сульфата марганца(II), карбоната кальция, сульфита натрия, сульфата железа(III).
4. Определите валентность металлов в составе таких солей:  $\text{LiCl}$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NiCO}_3$ .
- 5\*. Предложите способ распознавания в сосудах без этикеток трех солей: хлорида натрия, перманганата калия, карбоната кальция.

## § 11. Понятие об основаниях

**Состав оснований.** Основания, как и оксиды, кислоты и соли, относятся к сложным неорганическим веществам. Выясним, из каких частей состоит формула любого основания, воспользовавшись таким рядом формул:



Разделим формулы черточкой на две части, отделив символ металлического элемента от остальных символов, и напомним над металлом его валентность:



Общим для всех формул является наличие группы атомов  $\text{OH}$ , которая имеет название **гидроксильная группа**. В первой формуле она записана без скобок, а в остальных формулах заключена в скобки, после которых стоит соответствующий индекс.

Как вы уже знаете, понятие валентности распространяется на группы атомов, в частности на кислотные остатки. Имеет свою валентность и гидроксильная группа  $\text{OH}$ . Она одновалентна. Обратите внимание на валентность металла в приведенных формулах, и станет понятно, что наличие индексов связано с валентностью металла. Действительно, одновалентный калий соединен с одной гидроксильной группой, двухвалентные кальций и барий — с двумя, а трехвалентный алюминий — с тремя. Поэтому, чтобы соблюдать правило относительно одинаковой суммы единиц валентностей обеих частей формулы сложного вещества, и ставят соответствующие индексы.

Теперь можем сформулировать определение оснований:

**Основания** — это сложные вещества, образованные металлическим элементом и гидроксильными группами.



Запишем формулу оснований в общем виде:



Следует отметить, что основания, как и соли, — вещества не молекулярного, а ионного строения, поэтому их формулы отображают соотношения ионов металла  $\text{Me}^{n+}$  и ионов гидроксильной группы  $\text{OH}^-$  в веществе.

**Номенклатура оснований.** По современной номенклатуре название оснований состоит из двух слов: слова *гидроксид* и названия металлического элемента, например: КОН — гидроксид калия. Если металл проявляет переменную валентность, ее указывают в круглых скобках после названия металла без интервала:  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  — гидроксид хрома(II).

У некоторых оснований сохранились также исторические названия: КОН — едкое кали, NaOH — едкий натр.

**Составление формул оснований и определение валентности металла в формуле основания.** Рассмотрим на примерах, как составлять формулы оснований и определять валентность металла по формуле основания.

**Пример 1.** Составить формулу гидроксида магния.

Решение

Исходя из определения оснований, первым записываем символ металла, а после него — гидроксильную группу OH: Mg(OH). Магний проявляет постоянную валентность 2. Поэтому и гидроксильных групп в формуле этого основания будет две.

О т в е т: формула основания —  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

**Пример 2.** Определить валентность меди в формулах оснований CuOH и  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Решение

Известно, что в формуле основания валентность металла совпадает с количеством гидроксильных групп. Первая формула содержит одну гидроксильную группу, вторая — две. Поэтому в первой формуле медь одновалентна, а во второй — двухвалентна.

О т в е т: I CuOH и II  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

**Физические свойства и классификация оснований.** Основания — твердые вещества, преимущественно белого цвета, хотя встречаются и других цветов. Например, гидроксид меди(II) — голубой, гидроксид железа(III) — коричневый.

По способности растворяться в воде основания, как и соли, бывают *растворимые*, *малорастворимые* и *нерастворимые*. Преобладают нерастворимые. Среди хорошо растворимых — гидроксид натрия, гидроксид калия. Их растворы мыльные на ощупь.



Растворимые в воде основания получили название **щелочи**. По таблице растворимости солей, оснований и кислот можно узнать, к какой группе по способности растворяться в воде принадлежит то или иное основание.

Итак, по физической характеристике — способности растворяться в воде — основания разделяют на растворимые, или щелочи, и нерастворимые.

Существует еще одна классификация оснований — по химическим свойствам. Согласно ей их разделяют на типичные основания и амфотерные гидроксиды. Но об этом речь пойдет позже.

Основания, хорошо растворимые в воде, — тугоплавкие вещества. Основания, нерастворимые в воде, при нагревании разлагаются с выделением воды и образованием оксида.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Основания — сложные вещества немолекулярного строения, химическая формула которых состоит из одного атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп.
- Число одновалентных гидроксильных групп в формуле основания равно валентности металла, поэтому в общем виде формула оснований имеет вид  $Me(OH)_n$ .
- Современное название основания состоит из слова *гидроксид* с добавлением к нему названия металла. Если металл проявляет переменную валентность, то ее указывают после названия металла в скобках.
- При обычных условиях основания находятся в твердом состоянии, часть из них хорошо растворяется в воде. Растворенные в воде основания называются щелочами.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. В данном ряду формул укажите формулы оснований:  $Co(OH)_2$ ,  $CO$ ,  $H_3PO_4$ ,  $Sr(OH)_2$ ,  $H_2S$ ,  $Ni(OH)_2$ .
2. Определите валентность металлов по формулам оснований:  $CsOH$ ,  $La(OH)_3$ ,  $Th(OH)_3$ ,  $Cd(OH)_2$ ,  $CuOH$ .
3. Запишите формулы оснований по их названиям: гидроксид лития, гидроксид магния, гидроксид железа(II).
4. Составьте формулы оксидов, соответствующие основаниям, формулы которых  $Cr(OH)_2$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $Mn(OH)_2$ .

## § 12. Взаимодействие оксидов с водой.

### Гидроксиды

Изучая химию в 7 классе, вы убедились, насколько активным веществом является кислород. Способны ли оксиды — продукты взаимодействия кислорода с простыми и сложными вещества-

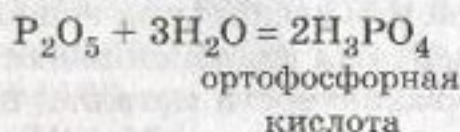


ми — к взаимодействию с другими веществами? Выясним это на опытах и начнем со взаимодействия оксидов с самым распространенным в природе оксидом — оксидом водорода, или водой.

**Опыт 1.** Получим оксид фосфора(V)  $P_2O_5$ , сжигая фосфор в кислороде (рис. 5). К колбе, в которой содержится образовавшийся оксид (твердое вещество белого цвета), добавим 5—7 мл горячей воды, которой ополоснем стенки колбы, чтобы образовавшийся оксид растворился. После этого к полученному раствору прибавим несколько капель лакмуса. Наблюдаем, как цвет раствора в колбе становится розовым. Это свидетельствует о том, что в растворе присутствует кислота (индикатор настолько чувствителен, что обнаруживает даже незначительные количества кислоты в растворе).

Как образовалась кислая среда, если в колбу доливали воду? Вывод один — кислота образовалась из оксида фосфора(V) и воды.

Действительно, часть воды вступила во взаимодействие с оксидом фосфора(V) по уравнению:



Воды было добавлено в избытке, поэтому оставшаяся ее часть растворила в себе образовавшуюся кислоту, раствор которой мы и обнаружили с помощью индикатора.

Немало оксидов неметаллов, а также оксиды некоторых металлов с высоким значением валентности (V, VI, VII), подобно оксиду фосфора(V), взаимодействуя с водой, образуют кислоты. Из известных вам оксидов неметаллов не реагирует с водой оксид кремния(IV) — составляющая песка. В образовавшихся кислотах валентность кислотообразующего элемента равна его валентности в оксиде. Так, валентность серы в  $SO_3$  равна 6. Поэтому и в образовавшейся из нее кислоте она не изменяется.

Химический элемент сера есть как в сернистой  $H_2SO_3$ , так и в серной  $H_2SO_4$  кислотах. Какая из них образуется из оксида

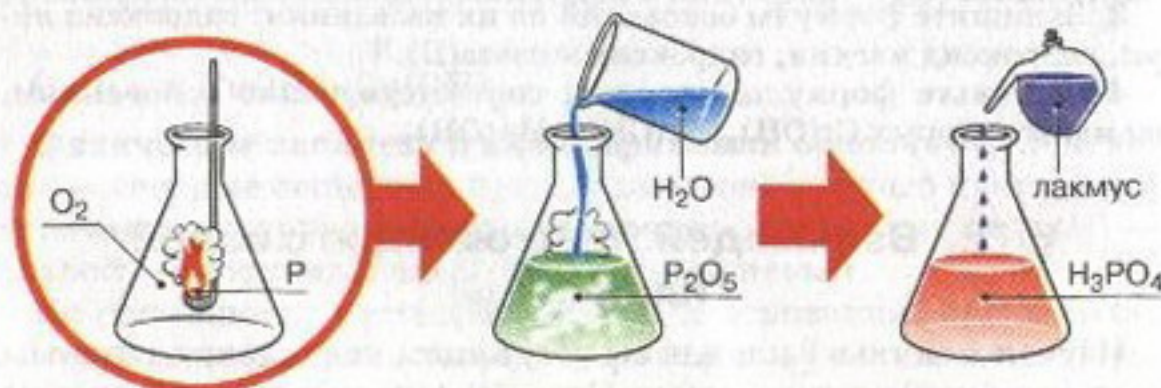


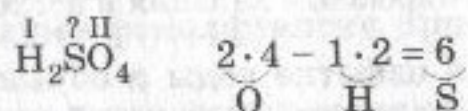
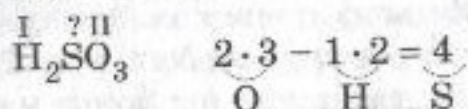
Рис. 5. Получение оксида фосфора(V) и исследование его свойств



серы(IV)? Для ответа на поставленный вопрос определим валентность серы в каждой из названных кислот.

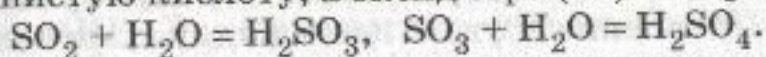
Существует правило: чтобы определить валентность кислотообразующего элемента в молекуле кислородсодержащей кислоты, необходимо от суммы единиц валентности кислорода отнять сумму единиц валентности водорода.

Воспользуемся этим правилом и определим валентность серы в сернистой и серной кислотах.



Вычисления показали, что сера в сернистой кислоте четырехвалентна, а в серной — шестивалентна.

Следовательно, вступая в реакцию с водой, оксид серы(IV) образует сернистую кислоту, а оксид серы(VI) — серную:

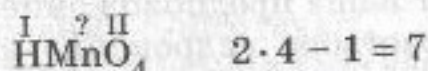


Вам известна соль перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (бытовое название — марганцовка). Поскольку в состав формулы входит один атом калия, который проявляет постоянную валентность 1, делаем вывод, что кислотный остаток  $\text{MnO}_4$  также одновалентен, а формула марганцевой кислоты —  $\text{HMnO}_4$ . На ее примере поупражняемся в составлении формул оксидов, соответствующих определенной кислоте.

**Пример.** Составить формулу оксида, соответствующего марганцевой кислоте.

#### Решение

1. Воспользовавшись данным правилом, определим валентность марганца в марганцевой кислоте:



2. Составим формулу семивалентного оксида марганца.

Наименьшее общее кратное для единиц валентности марганца и кислорода — 14. По очереди разделив его на 7 (валентность марганца) и на 2 (валентность кислорода), получим индексы 2 и 7.

О т в е т:  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .

**Опыт 2.** В фарфоровую чашку поместим немного негашеной извести, или оксида кальция и осторожно дольем немного воды (рис. 6, а). Наблюдается «вскипание» образовавшейся смеси (рис. 6, б). Оно вызвано тем, что негашеная известь активно реагирует с водой и реакция сопровождается сильным разогревом. По окончании этой реакции содержимое фарфоровой

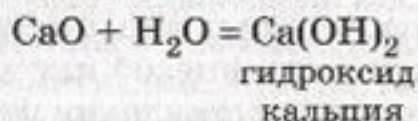




Рис. 6. Получение гидроксида кальция и исследование его свойств

чашки растворим в избытке воды и образовавшуюся неоднородную смесь отфильтруем. В дальнейшем будем работать с прозрачным фильтратом, который разделим на 3 пробирки. В первую пробирку добавим несколько капель лакмуса и будем наблюдать, как раствор сразу же начнет синеть. До этих пор вы знали, что в растворах кислот лакмус приобретает розовый цвет. Появление другого цвета индикатора свидетельствует о наличии в растворе другого вещества.

Рассмотрим уравнение реакции между оксидом кальция и водой и выясним, что это за вещество:



Таким образом, в растворе есть основание. Выдвигаем гипотезу (предположение), что лакмус можно использовать в качестве индикатора для обнаружения оснований. Чтобы проверить это, проведем следующий опыт.

**Опыт 3.** Нальем в пробирку 1—2 мл раствора гидроксида натрия NaOH и добавим к нему несколько капель лакмуса. Результат подтверждает наше предположение: раствор приобрел такой же, как у раствора гидроксида кальция цвет — синий. Следовательно, лакмус является индикатором для обнаружения оснований, растворенных в воде.

**В растворе оснований лакмус изменяет свой цвет на синий.**

**Опыт 4.** Во вторую пробирку с гидроксидом кальция, полученным в опыте 2, добавим несколько капель метилового оранжевого. Наблюдается появление желтой окраски раствора.

**Опыт 5.** Прибавим несколько капель метилового оранжевого к раствору гидроксида натрия или любого другого растворимого в воде основания. Наблюдаем такой же результат — раствор приобретает желтый цвет.

**В растворе оснований метиловый оранжевый приобретает желтый цвет.**



Есть еще одно вещество, чувствительное к наличию в растворе оснований. Это — фенолфталеин. Вспомните, раствор этого вещества в воде бесцветен. Проведем опыт.

**Опыт 6.** В пробирку с водой добавим несколько капель раствора фенолфталеина. Цвет раствора не изменился.

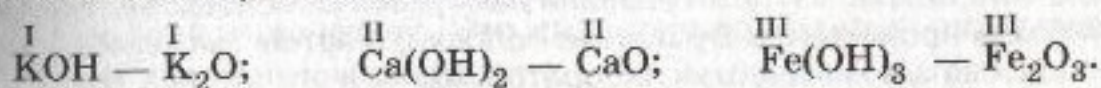
**Опыт 7.** В третью пробирку с раствором гидроксида кальция, полученного в опыте 2, добавим несколько капель фенолфталеина — раствор сразу становится ярко-малинового цвета.

**Опыт 8.** Добавим несколько капель фенолфталеина к раствору гидроксида натрия или любого другого растворимого в воде основания. Наблюдаем такой же результат, как и в опыте 7.

**В растворе оснований фенолфталеин приобретает малиновый цвет.**

**Опыт 9.** Поместим в химический стакан немного оксида меди(II), дольем к нему воды, тщательно перемешаем, после чего отфильтруем. К прозрачному фильтрату добавим несколько капель фенолфталеина. Появления малиновой окраски не наблюдается. Аналогичный результат будем иметь и в случае с оксидом железа(III). Это доказывает, что не все оксиды при прямом взаимодействии с водой образуют гидроксиды — такое общее название имеют кислоты и основания. Но и не значит, что гидроксиды для таких оксидов не характерны. Так, всем хорошо известна ржавчина —  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Это нерастворимое в воде основание гидроксид железа(III). А получают его иным способом, чем растворимые основания.

Валентность металла в основании равна валентности металла в соответствующем оксиде:



Таким образом, одни оксиды металлов взаимодействуют с водой и образуют растворимые основания, или щелочи, другие с водой не взаимодействуют, но соответствующие им нерастворимые в воде основания существуют.

Большинство оксидов неметаллов взаимодействуют с водой при обычных условиях и образуют кислоты.

Оксиды, которые взаимодействуют с водой и образуют основания, и оксиды, которые не взаимодействуют с водой, но им соответствуют основания, называют **основными**.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

Среди растений есть такие, которые можно использовать вместо индикаторов.

**Задание.** Исследуйте, как изменяется цвет сока столовой свеклы в кислой среде; щелочной среде; воде.



Вам понадобятся: уксус, лимонная кислота или разбавленный водой сок лимона, раствор хозяйственного мыла.

Результаты наблюдений запишите в тетрадь и сделайте соответствующие выводы.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Оксиды способны к взаимодействию с другими веществами.
- Оксидам отвечают гидроксиды — кислоты и основания.
- Валентность кислотообразующего элемента в кислоте равна его валентности в соответствующем оксиде.
- Валентность металла в основании совпадает с его валентностью в соответствующем оксиде.
- Присутствие щелочи в растворе (щелочной среды) обнаруживают с помощью индикаторов: лакмуса, фенолфталеина, метилового оранжевого.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Первый индикатор был изготовлен из природного сырья. Случилось это так. Как-то английскому ученому Роберту Бойлю (1627—1691 гг.) понадобился сосуд, в котором он изготовил водную настойку лакмусового лишайника. Он освободил сосуд от настойки, налил в нее соляной кислоты и заметил, что бесцветный до этого раствор кислоты стал красным. Потом он добавил несколько капель настойки в раствор гидроксида натрия. Теперь раствор стал синим. Так был открыт и впервые использован индикатор для определения кислой и щелочной среды, который называли лакмусом. Впоследствии настойкой стали пропитывать бумажные полоски, а затем высушивать их и использовать в химических лабораториях.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Установите соответствие между формулами оксидов и формулами гидроксидов, записав их попарно в тетрадь:

формулы оксидов

$\text{CuO}$   
 $\text{Cu}_2\text{O}$   
 $\text{CrO}$   
 $\text{Cr}_2\text{O}_3$   
 $\text{CrO}_3$

формулы гидроксидов

$\text{CuOH}$   
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$   
 $\text{H}_2\text{CrO}_4$   
 $\text{Cr}(\text{OH})_2$   
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$

2. Назовите как можно больше характеристик, по которым составлен этот ряд формул оксидов:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ?

3. Какая формула является «лишней» в каждом ряду и почему:

а)  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ;

б)  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;

в)  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?



4. Есть три пробирки без этикеток, на треть наполненные одинаковыми на вид жидкостями. Известно, что в одной содержится вода, в другой — раствор кислоты, а в третьей — раствор основания. Как опытным путем выяснить, в какой из пробирок находится каждое вещество?

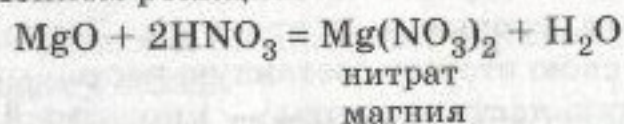
5\*. По схеме химических реакций запишите соответствующие уравнения реакций:  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ .

## § 13. Общие свойства оксидов. Классификация оксидов

Из предыдущего параграфа вы узнали о взаимодействии оксидов с водой и образовании гидроксидов. Следует уточнить, что при обычных условиях взаимодействуют с водой и образуют щелочи лишь оксиды металлов, расположенных в вытеснительном ряду от лития до натрия включительно (Li, K, Ba, Sr, Ca, Na).

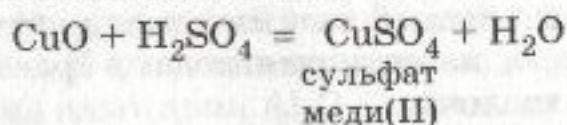
**Взаимодействие оксидов металлов с кислотами.** Если в реакцию с кислотами вступают лишь металлы, расположенные в вытеснительном ряду до водорода, то относительно оксидов металлов таких ограничений не существует. С кислотами взаимодействуют как оксиды металлов, расположенных в вытеснительном ряду до водорода, так и оксиды металлов, расположенных в нем после водорода. Подтвердим это опытами.

*Опыт 1.* Возьмем немного оксида магния — твердого, нерастворимого в воде вещества белого цвета — и дольем к нему 2—3 мл раствора азотной кислоты. Для ускорения реакции содержимое пробирки подогреем. Через небольшой промежуток времени осадок исчезает. Это химическое явление описывается таким уравнением реакции:



Продукты реакции — соль и вода.

*Опыт 2.* Возьмем немного оксида меди(II) — твердого, нерастворимого в воде вещества черного цвета — и дольем к нему 2—3 мл раствора серной кислоты. Для ускорения реакции содержимое пробирки подогреем. Вскоре заметим, что жидкость в пробирке приобретает голубой цвет, а содержание в ней оксида меди(II) уменьшается. Появление цвета свидетельствует о протекании химического явления:



Как и в предыдущем опыте, продуктами реакции являются соль и вода.



Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли, называют *основными оксидами*.

Гидратами основных оксидов являются основания.

К основным оксидам относятся лишь оксиды металлов, к тому же с невысокой валентностью — I, II, реже — III, в отдельных случаях — IV.

Вспомните определение реакций присоединения, разложения, замещения и сделайте вывод, к каким из них относятся рассмотренные реакции. Анализ состава веществ до и после реакции указывает, что эти уравнения не относятся ни к одной из них. Это новый тип реакций.

Что в них особенного? Они характеризуются тем, что в реакцию вступают два сложных вещества и в результате реакции образуются также сложные вещества.

Реакция, при которой два сложных вещества обмениваются составными частями, в результате чего образуются новые сложные вещества, называется *реакцией обмена*.

Воспользовавшись уравнением реакции обмена между оксидом меди(II) и серной кислотой, проиллюстрируем это определение схематически:



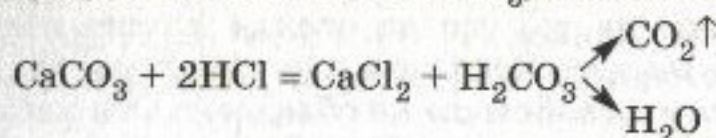
Как вам известно, первой составной частью формул оксидов является металлический или неметаллический элемент, второй — кислород. Первой составной частью формул кислот является водород, второй — кислотный остаток. В данном уравнении реакции первые части сложных веществ закрашены в синий цвет, вторые — в красный. Легко заметить, что оксид обменял свою вторую составную часть — кислород — на вторую составную часть кислоты — кислотный остаток. Если же рассматривать кислоту, то можем сказать, что ее первая составная часть — атомы водорода — обменялись местами с атомом металла, соединились при этом с кислородом и образовали воду. А с кислотным остатком соединились атомы металла, то есть образовалась соль.

**Взаимодействие оксидов неметаллов со щелочами.** Повторим опыт, известный вам еще из курса природоведения, — взаимодействие углекислого газа с известковой водой. Теперь вы знаете, что углекислый газ, или оксид углерода(IV), — это оксид неметалла, а известковая вода — раствор гидроксида кальция, то есть щелочь.

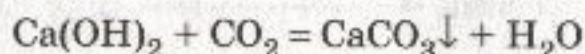
**Опыт 3.** Нальем в пробирку 2—3 мл прозрачного раствора гидроксида кальция (известковой воды) и пропустим туда уг-



лекислый газ. Его можно получить при взаимодействии кусочков мрамора (карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ ) с соляной кислотой:



Наблюдаем, что прозрачный раствор в пробирке с известковой водой достаточно быстро мутнеет. Запишем уравнение реакции и выясним, какое из образовавшихся веществ выпало в осадок (в химии любое помутнение называют осадком, потому что оно вызвано образованием нерастворимого вещества):

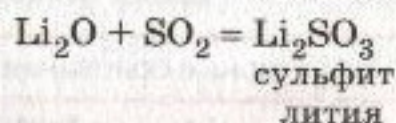
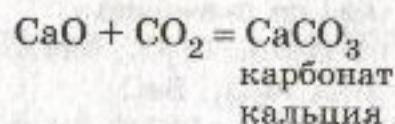


Как и в предыдущих опытах с оксидами металлов, продуктами реакции являются два сложных вещества — соль и вода.

**Оксиды, которые взаимодействуют с основаниями и образуют при этом соль, называют кислотными оксидами.**

К кислотным оксидам относится большинство оксидов неметаллов, а также оксиды металлов с высокой валентностью. Кислотным оксидам отвечают гидроксиды — кислоты.

**Взаимодействие основных и кислотных оксидов между собой.** Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами:



Происходит реакция соединения, образовавшийся продукт относится к классу солей.

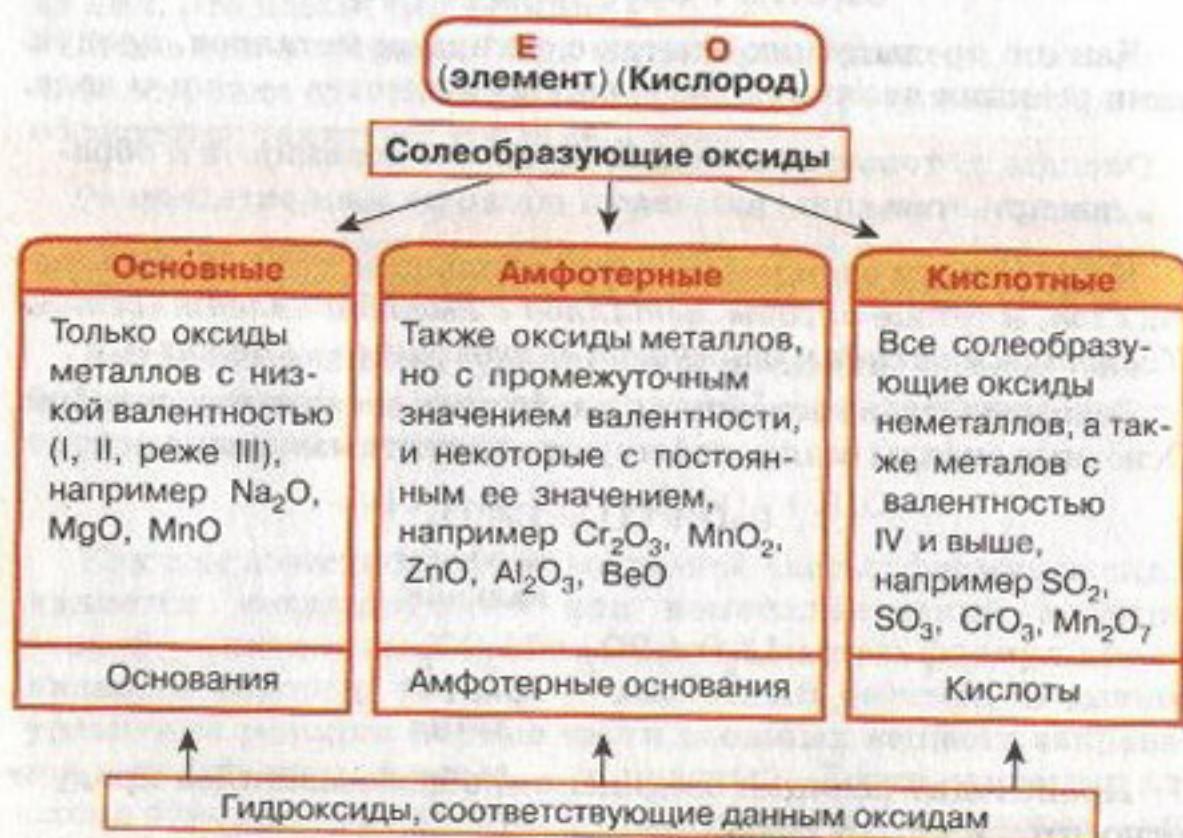
Обратите внимание, образовавшиеся соли содержат кислотный остаток кислоты, соответствующей взятому для реакции кислотному оксиду.

**Понятие об амфотерных оксидах.** Исследуя химические свойства сложных веществ, ученые обнаружили группу оксидов, которые нельзя отнести ни к основным, ни к кислотным. А все потому, что эти оксиды вступают во взаимодействие и с кислотами, и с основаниями (щелочами). В обоих случаях продуктами реакций являются соли. Оксиды с такими свойствами называют *амфотерными оксидами*. Амфотерный в переводе с греческого означает и тот, и другой; оба. К ним относятся: оксид бериллия  $\text{BeO}$ , оксид цинка  $\text{ZnO}$ , оксид алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , оксид свинца(II)  $\text{PbO}$ , оксид хрома(III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  и др. Их гидратами являются основания, которые получили название *амфотерных гидроксидов*.



**Понятие о солеобразующих и несолеобразующих оксидах.** Рассмотренные в этом параграфе примеры химических явлений указывают на то, что из оксида можно получить соль, подействовав на него кислотой или щелочью. Однако некоторые оксиды этим свойством не обладают. Это касается оксида углерода(II)  $\text{CO}$ , оксида азота(I)  $\text{N}_2\text{O}$ , оксида азота(II)  $\text{NO}$ , оксида водорода  $\text{H}_2\text{O}$ . По этому признаку осуществлено разделение оксидов на *солеобразующие* и *несолеобразующие*.

**Классификация оксидов.** Обобщим в виде схемы разделение оксидов на группы и отметим, какие гидроксиды отвечают каждой группе:



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** Прodelайте воображаемый эксперимент по распознаванию таких веществ: оксид кальция, оксид цинка, оксид фосфора(V).

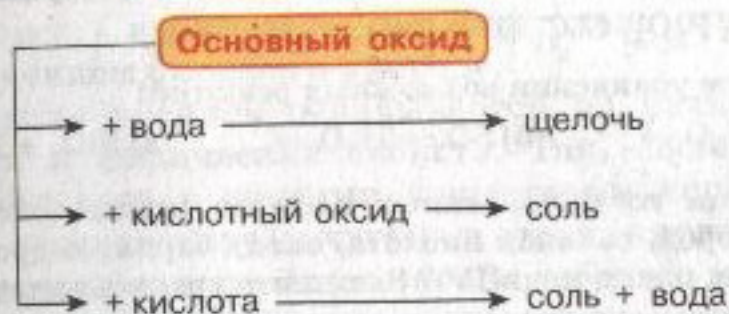
1. Составьте план распознавания.
2. Запишите уравнения реакций и укажите явления, на которых основывается распознавание этих веществ.

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

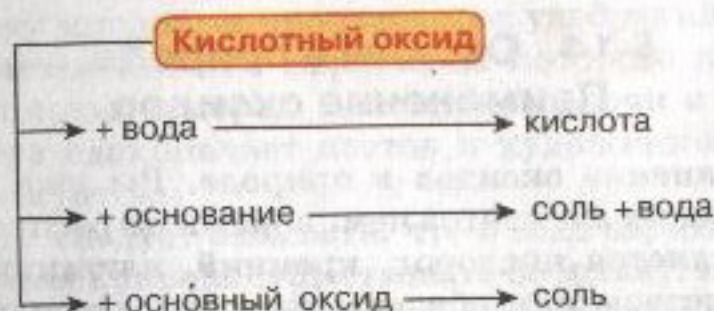
- По способности к взаимодействию с другими веществами и образованию солей оксиды делятся на *солеобразующие* и *несолеобразующие*.



- Солеобразующие оксиды делятся на *основные, кислотные, амфотерные*.
- Основным оксидам отвечают гидроксиды оснований, кислотным — кислоты, амфотерным — амфотерные гидроксиды.
- Основные оксиды взаимодействуют с водой, кислотами, кислотными оксидами:



- Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, основаниями (щелочами), основными оксидами:



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В § 13 были рассмотрены общие химические свойства оксидов. Соединениям этого класса свойственно и другое взаимодействие, в частности доокисление оксидов. Из названия легко догадаться, что это реакция с кислородом. Действительно, если элемент в соединениях проявляет переменную валентность, то при определенных условиях его оксид с низшей валентностью окисляется до оксида с высшей валентностью, например:  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ ,  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ .

Определите валентность углерода и серы до и после реакции, чтобы убедиться, что это действительно так.

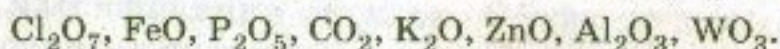
Доокисление оксидов причастно к такому экологически опасному явлению, как кислотные дожди. В продуктах горения нефти, газа, угля, древесины, выбросах нефтеперерабатывающих, металлургических, химических заводов, автомобильного транспорта содержатся оксид серы(IV), оксид азота(IV). Соединяясь с кислородом и влагой воздуха, они превращаются в серную и азотную кислоты, которые с дождем выпадают на землю, нанося ощутимый вред природе.



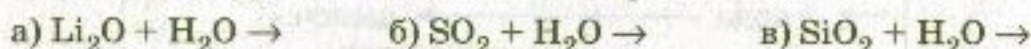
1. Приведите примеры оксидов: а) солеобразующих; б) несолеобразующих.

2. В чем отличие между основными, кислотными и амфотерными оксидами?

3. Из приведенного ряда формул выпишите формулы и назовите: а) основные оксиды; б) кислотные оксиды; в) амфотерные оксиды:



4. Запишите уравнения возможных реакций:



5. С какими из приведенных веществ взаимодействует оксид магния: кислород, соляная кислота, оксид бария, гидроксид калия, хлорид натрия, оксид меди(IV)? Запишите уравнения реакций.

6\*. Заполните пропуски в схемах и запишите уравнения реакций:



## § 14. Оксиды в природе.

### Применение оксидов

**Распространение оксидов в природе.** Вы уже знаете, что среди химических элементов чемпионами по распространению в природе является кислород, кремний, алюминий, железо. Своим первенством они обязаны оксидам. Оксиды — самые распространенные вещества на нашей планете. Больше всего оксидов содержится в оболочках Земли: атмосфере (оксид углерода(IV), оксид водорода, или вода), литосфере (оксид кремния(IV), или кремнезем, оксид алюминия, оксиды железа(II) и железа(III)), и, конечно же, в гидросфере (вода).

Из уроков природоведения вы узнали, что воздух приблизительно на 0,03 % состоит из углекислого газа. На первый взгляд, это вроде бы немного. Однако, если учесть, что воздушная оболочка Земли достигает до 15 км в высоту, становится понятным, насколько распространен этот газообразный оксид.

А что уж говорить о другом оксиде неметалла — оксиде водорода, которым покрыто 3/4 суши, и из которого состоит около 80 % массы клеток живых организмов!

Только оксиду углерода(IV) природа уготовила равномерное распределение на нашей планете. Но в настоящее время в результате хозяйственной деятельности человека этого вещества становится намного больше в атмосфере крупных городов. Остальные же оксиды на определенных территориях образуют залежи, тогда как на других участках Земли их мало или совсем нет.



- ♦ О распространении воды вы знаете, наверное, больше всего. Поэтому обобщите свои знания о воде, дополните их новой информацией и подготовьте рассказ, изобразив его схематически.

Образование скалистых гор, почвы, невозможно без оксида кремния(IV) и оксида алюминия. В целом земная кора наполовину состоит из оксида кремния(IV).

Залежи оксидов железа в Украине в большом количестве находятся вблизи Кривого Рога.

По рисунку 7 вы сможете дополнительно ознакомиться с распространением оксидов в природе.

Применение оксидов основывается на разнообразии их химических и физических свойств. Так, свойства оксидов взаимодействовать с другими веществами используют при получении сплавов железа: чугуна и стали, кислот.

Без использования свойства оксида водорода (воды) растворять другие вещества, образуя растворы, нельзя представить быт, пищевую промышленность, производства лекарств и т. п. Высокая теплоемкость воды дает возможность использовать ее для отопления помещений, в теплообменниках на заводах по производству кислот, в производстве удобрений и т. п. Вода также является ценным сырьем, из которого изготавливают кислоты, спирты, водород, кислород, щелочи и много других веществ. Она вдохновляет поэтов и художников на создание шедевров искусства.

Однако не следует забывать, что в воде зародилась жизнь и без воды живая природа существовать не может. Поэтому забота о сохранении чистоты водоемов — дело каждого.

Оксид кремния(IV) — это незаменимый строительный материал в составе песка и гранита и важное сырье для производства стекла, цемента, фарфора, керамики. Достаточно чистый оксид кремния(IV) (кварц) используют при изготовлении деталей кварцевых часов, специальной посуды, которая выдерживает резкий перепад температур.

Из оксида алюминия приблизительно на 50 % состоят бокситовые руды, залежи которых есть в Украине. Из этого оксида на алюминиевых заводах получают «крылатый» металл алюминий. Вам хорошо известно, что самолето- и ракетостроение без него было бы невозможным.

Твердость оксида алюминия и оксида кремния(IV) обеспечила им применение как абразивных материалов.

На природных рудах — оксидах железа (буром, красном, магнитном железняках) работают доменные печи. Так называют сооружения, в которых из руд выплавляют железо в виде чугуна. Из руды магнитного железняка, в состав которой входит железная окалина  $Fe_3O_4$  (смешанный оксид  $FeO \cdot Fe_2O_3$ ), изготавливают магниты.



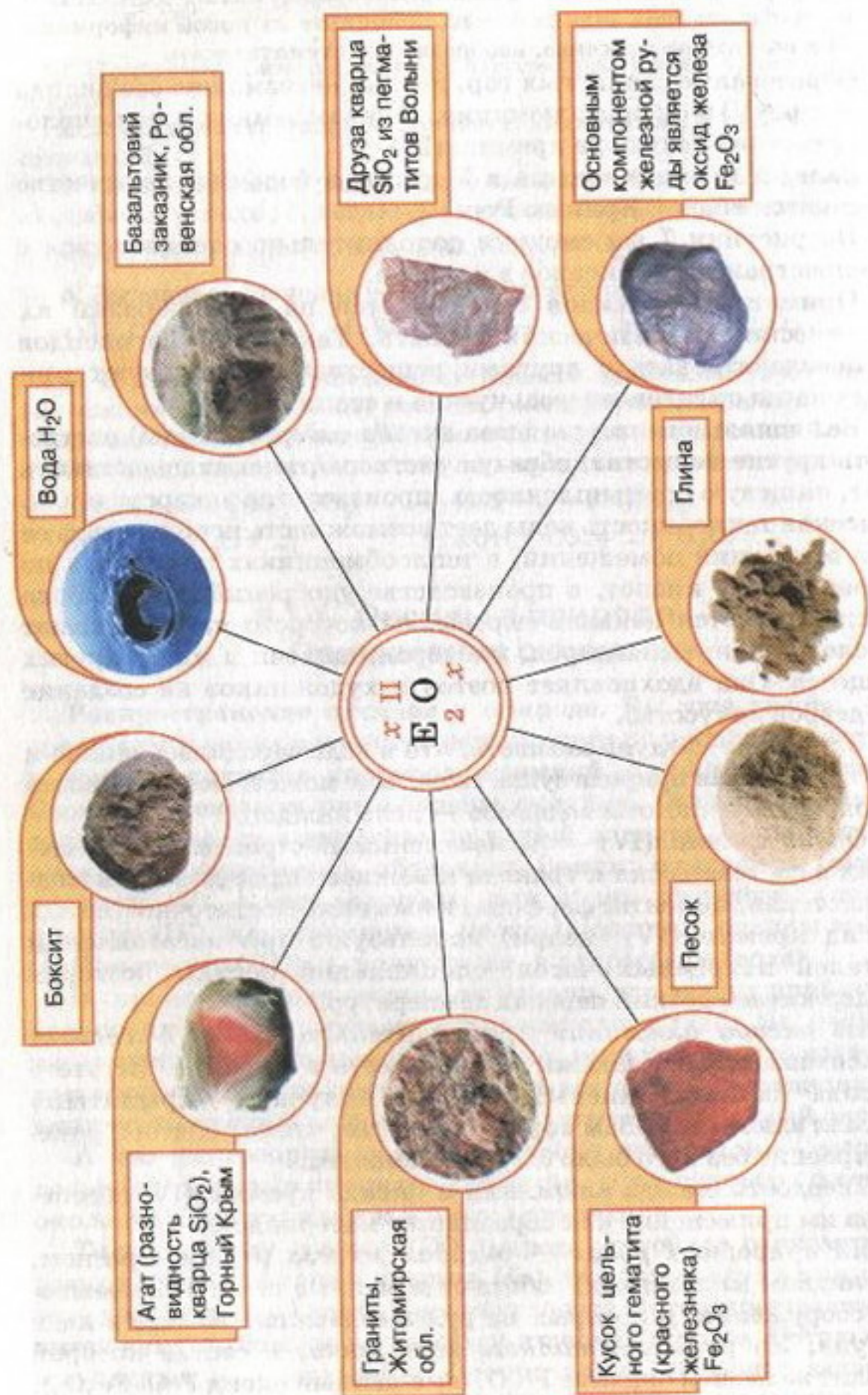


Рис. 7. Оксиды в природе





**SO<sub>3</sub> Оксид серы(VI)**

производство H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

**CO<sub>2</sub> Оксид углерода(IV)**

производство сахара, газированных вод, соды; тушение пожаров

**BeO Оксид бериллия**

в ядерных реакторах

**TiO<sub>2</sub> Оксид титана(IV)**

изготовление белой краски(титановые белила)

**Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Оксид алюминия**

производство алюминия, огнеупорных и абразивных материалов, синтетических драгоценных камней (рубины, сапфиры и др.)

**P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> Оксид фосфора(V)**

осушитель газов и жидкостей

**CaO Оксид кальция**

производство гашеной извести, карбида, кальция, хлорной извести; в строительстве

**V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> Оксид Ванадия(V)**

катализатор в производстве аммиака и серной кислоты

**SiO<sub>2</sub> Оксид кремния(IV)**

производство стекла, керамики, фарфора, абразивных материалов; компонент строительных смесей; фильтр для воды на водоочистительных станциях; в виде кварца—для изготовления линз

**MgO Оксид магния**

производство резины, огнеупорных материалов

**CO Оксид углерода(II)**

восстановление металлов из руд в металлургии

**SO<sub>2</sub> Оксид серы(IV)**

производство H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; в текстильной, бумажной, сахарной промышленности в качестве отбеливателя; обеззараживание помещений, хранение фруктов и ягод

**Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Оксид хрома(III)**

производство абразивных материалов; изготовление зеленой краски

**Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Оксид железа(III)**

производство чугуна и стали; изготовление красок

**H<sub>2</sub>O Оксид водорода**

растворитель на многих производствах; сырье для производства других веществ (водорода, кислорода, ацетилена, спирта, кислот и др.); теплообменник на заводах

**NO<sub>2</sub> Оксид азота(IV)**

производство HNO<sub>3</sub>; окислитель жидкого ракетного топлива

Рис. 8. Применение оксидов



Относительно использования *оксида углерода(IV)*, то здесь народнохозяйственная деятельность человека значительно уступает природе. Вдумайтесь только: весь углерод, который входит в состав органических веществ живой и неживой природы, поступил к ним из *оксида углерода(IV)* благодаря деятельности фотосинтетической лаборатории зеленых растений.

Рассмотренные оксиды распространены в природе и используются человеком в больших количествах. Однако многие другие оксиды, хотя и уступают по распространению и масштабам использования, являются не менее важными. Приведем конкретные примеры.

Многие химические производства прекратили бы свою работу без катализаторов, в том числе и *оксида ванадия(V)*  $V_2O_5$ , *оксида марганца(IV)*  $MnO_2$  и других.

Белая, зеленая, коричневая и некоторые другие краски своим цветом обязаны оксидам металлических элементов — цинка, хрома, железа, кобальта и т. п.

*Оксид серы(IV)* добывают из руд-сульфидов, чтобы далее доокислить его и производить серную кислоту. Он также используется как отбеливатель бумаги, в текстильной промышленности — для отбеливания шерсти, шелка, в пищевой промышленности — для консервирования плодов, с санитарно-гигиенической целью — для обеззараживания помещений и т. п.

*Оксид магния* применяют для производства огнеупорных материалов, из которых изготавливают тигли и огнеупорный кирпич.

Добавляя в стекло вместо части *оксида кремния(IV)* *оксид бора*  $B_2O_3$ , изготавливают тугоплавкое стекло, которое выдерживает нагревание до  $800^\circ C$ .

В медицине применяют оксид цинка, оксид магния, оксид алюминия и другие.

Строительство было бы невозможным без *оксида кремния(IV)*, воды и негашеной извести.

По рисунку 8 вы можете еще раз убедиться в разностороннем применении оксидов.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** Выясните, какие оксиды и с какой целью используют члены вашей семьи и вы лично.

На каких свойствах этих веществ основывается их применение?

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- По распространению в природе оксиды занимают первое место среди сложных неорганических веществ.



- Благодаря разнообразию физических и химических свойств оксиды находят широкое применение в разных отраслях народного хозяйства и быту.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В § 14 было рассмотрено применение каждого из оксидов. Однако существуют производства, где задействованы сразу несколько оксидов, например производство чугуна в специально построенных печах, которые называются доменными, или домнами. Во-первых, железо добывают из руд, которые содержат  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Источником тепла здесь служит высококачественный уголь — кокс. Кроме этого, кокс необходим для того, чтобы в домне было достаточно оксида углерода(IV)  $\text{CO}_2$ :  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ . При высокой температуре  $\text{CO}_2$  соединяется с нагретым коксом и образует оксид углерода(II), без которого добывание железа остановилось бы, поскольку  $\text{CO}$  доокисляется за счет кислорода, содержащегося в железной руде, то есть отбирает кислород, а металл выделяется в свободном состоянии.

Руды содержат тугоплавкие примеси, в основном оксид кремния(IV). Чтобы они не загрязняли металл, в домну добавляют известняк, который разлагается на оксид кальция  $\text{CaO}$  и углекислый газ.  $\text{CaO}$  соединяется с  $\text{SiO}_2$ , а образованный силикат кальция легко удаляется, потому что при существующей внутри домны температуре находится в жидком состоянии. На доменном производстве в теплообменниках используется также  $\text{H}_2\text{O}$ . Следовательно, чтобы выплавить чугун, необходимо иметь по меньшей мере 5—6 различных оксидов. Не меньше их участвует и в производстве стали.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

- По рисунку 7 расскажите о распространенности оксидов в природе.
- Подготовьте сообщение о применении оксидов, каждый раз отмечая, на каких свойствах этих веществ оно основывается.
- В каком из оксидов — оксиде кремния(IV), оксиде железа(II) или оксиде алюминия — массовая доля кислорода наибольшая?
- \*. Приблизительный состав обычного оконного стекла выражают записью  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ . Подумайте, какие соли входят в состав стекла, и напишите их формулы. Какой оксид находится в избытке?

## § 15. Классификация кислот.

### Общие химические свойства кислот

Ваших знаний о кислотах вполне достаточно, чтобы рассмотреть классификацию соединений этого класса. Прежде всего существуют кислоты, кислотные остатки которых содержат кислород, а есть кислотные остатки без атомов кислорода. Это дало возможность разделить кислоты на кислородсодержащие (например:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и бескислородные (например:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ).



Кроме того, в составе молекул разных кислот может быть неодинаковое число атомов водорода, которые в реакциях с основаниями замещаются металлическим элементом. Это дало возможность классифицировать кислоты на **одноосновные** и **многоосновные**. (*Подумайте и приведите примеры одноосновных и многоосновных кислот.*)

### Химические свойства кислот

Кислоты проявляют достаточно высокую химическую активность с металлами, оксидами металлов, гидроксидами, а во многих случаях и солями. При этом кислотный остаток выступает единым целым и в неизменном виде переходит из состава кислоты в состав образовавшейся соли.

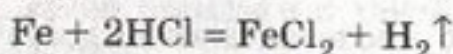
Обобщим известные вам свойства кислот и дополним их новыми.

**1. Действие растворов кислот на индикаторы.** Как индикаторы кислой среды используются: лакмус (водный раствор), метиловый оранжевый (водный раствор), лакмусовые и универсальные бумажные индикаторы. Последние изготавливают способом пропитки специальной бумаги не одним, а несколькими чувствительными к кислой и щелочной средам веществами. Поэтому ими можно сразу обнаружить обе среды.

Ранее вы узнали о таком индикаторе, как фенолфталеин. Обратите внимание — это вещество не является индикатором кислой среды. Как известно, лакмус и метиловый оранжевый (метиловый ранж) в кислой среде имеют розово-красный цвет, универсальный индикатор — от оранжевого до темно-красного (зависит от содержания кислоты в растворе — если кислота очень разбавлена, то цвет оранжевый, если в растворе содержимое кислоты значительное, то — темно-красный или близкий к нему).

Заметим, что на индикаторы действуют, изменяя их цвет, лишь водные растворы кислот.

**2. Взаимодействие кислот с металлами.** Вы уже знакомы с опытами, которые подтверждают, что металлы, размещенные в вытеснительном ряду до водорода, замещают водород в молекулах кислот, в результате чего образуется соль и выделяется газообразное вещество водород. Тогда как металлы, размещенные в вытеснительном ряду после водорода, не замещают водород в молекулах кислот (*вспомните, что азотная кислота является исключением*):



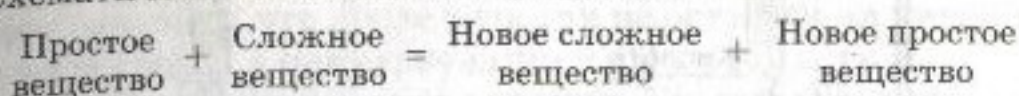
$\text{Ag} + \text{HCl}$  — реакция не происходит

В 7 классе вы узнали о реакциях замещения. Взаимодействие металлов с кислотами относится к этому типу реакций, ведь атомы металла, то есть простого вещества, замещают атомы водорода в молекуле кислоты, которая относится к сложным веществам.

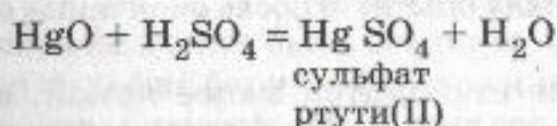
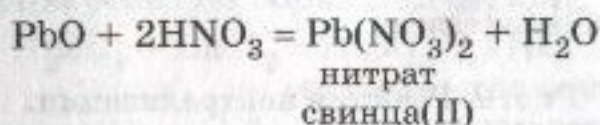


**Реакции замещения** — это реакции, при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества.

Схематически это можно записать так:



**3. Взаимодействие кислот с оксидами металлов.** Кислоты взаимодействуют с оксидами металлов (как с основными, так и с амфотерными), независимо от места расположения металла в вытеснительном ряду. В результате взаимодействия образуются соль и вода:



К какому типу реакций относится это взаимодействие?

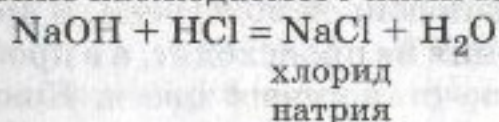
Из уравнений реакций видно, что простых веществ нет, есть лишь сложные, которые при реакции обменивались своими составными частями. Следовательно, взаимодействие кислот с оксидами металлов относится к **реакциям обмена**.

**4. Взаимодействие кислот с основаниями.** Исследуем это взаимодействие, поскольку его вы еще не изучали.

**Опыт 1.** Нальем в химический стакан раствор гидроксида натрия и измерим его температуру. Прибавим к нему соляной кислоты (вполне понятно, что до реакции ее температура равна температуре раствора щелочи и температуре воздуха в комнате).

Видимых внешне изменений не наблюдается. Но измерив температуру раствора в химическом стакане, видим, что она возросла. То есть выделилось тепло, а это является одним из признаков химической реакции.

Запишем уравнение наблюдаемого химического явления:



**Опыт 2.** Нальем в химический стакан раствор гидроксида калия и капнем несколько капель фенолфталеина (рис. 9, а). Раствор сразу стал малиновым. В закрепленной в штативе бюретке (рис. 9, б), наполненной раствором серной кислоты, откроем кран настолько, чтобы кислота не лилась струей, а падала отдельными каплями в стакан со щелочью, и понаблюдаем за тем, что будет происходить в стакане с гидроксидом калия. Вскоре отметим, что первоначальная ярко-малиновая окраска



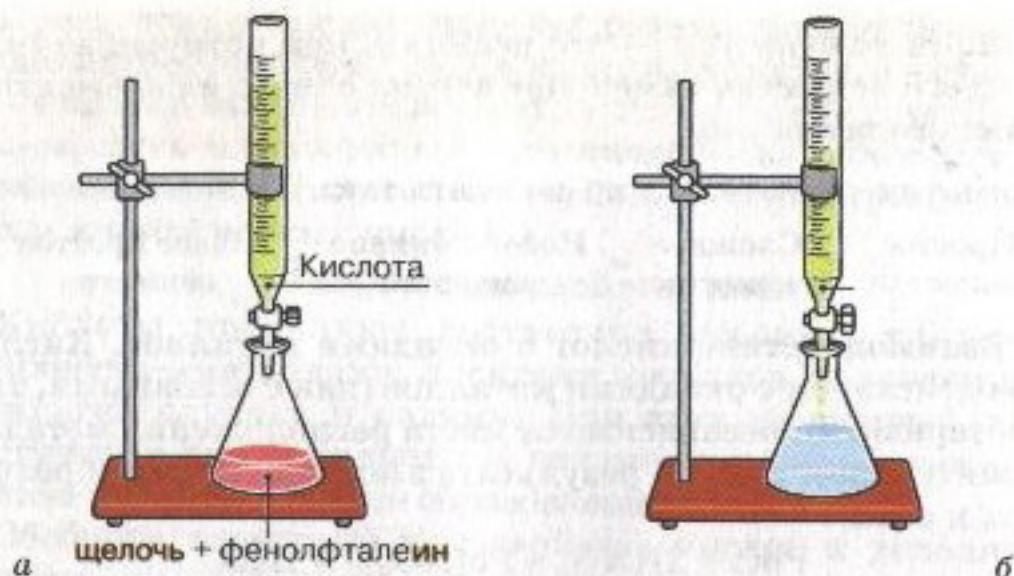
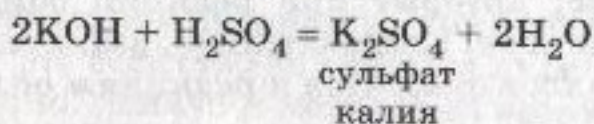


Рис. 9. Реакция нейтрализации:  
а) до начала опыта; б) после окончания опыта

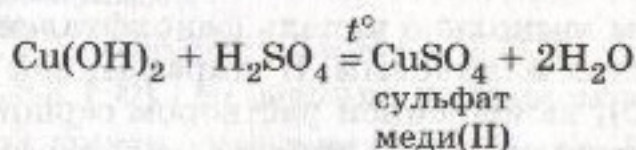
раствора в стакане становится менее яркой, а затем и вовсе исчезает. Это доказывает, что щелочи в стакане не осталось. Запишем уравнение реакции и выясним, какие вещества образовались из гидроксида калия и серной кислоты:



Как и в первом опыте, щелочь и кислота обменялись составными частями, о чем свидетельствуют продукты реакции — сложные вещества соль и вода. Следовательно, реакции между основаниями и кислотами относятся к реакциям обмена.

До сих пор для проведения опытов мы использовали растворимые в воде основания — щелочи. Реагируют ли кислоты с нерастворимыми основаниями? Выясним это опытным путем.

**Опыт 3.** В две пробирки поместим немного гидроксида меди(II) — твердого вещества голубого цвета. К одной дольем 2—3 мл воды, а ко второй — столько же серной кислоты. Содержимое обеих пробирок подогреем. В пробирке с основанием и водой изменения не происходят, а в пробирке с основанием и кислотой раствор стал синего цвета. Появление окраски — признак химического явления:



Опытным путем мы установили, что кислоты вступают в реакцию обмена как с растворимыми основаниями (щелочами), так и с нерастворимыми.

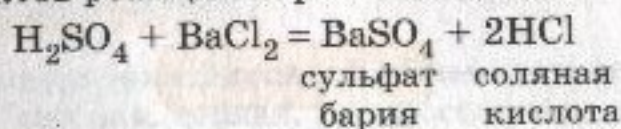


Реакция между кислотой и основанием с образованием соли и воды называется *реакцией нейтрализации*.

«Нейтральный» значит — тот, который не принадлежит ни одному ни другому. Относительно реакции кислот с основаниями это означает, что после реакции не остается ни кислой, ни щелочной среды, а она становится *н е й т р а л ь н о й*.

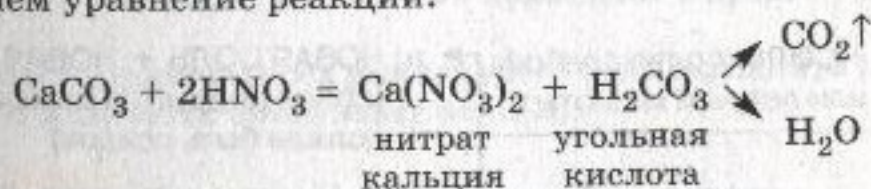
**5. Взаимодействие кислот с солями.** Кислоты взаимодействуют с солями, если среди продуктов реакции есть осадок или газ.

**Опыт 4.** В химический стакан нальем серной кислоты и прибавим раствор нитрата бария. Сразу же наблюдаем образование белого осадка. Запишем уравнение реакции и выясним, какой из продуктов реакции образовал осадок:



Соляная кислота не может быть осадком, а следовательно, в осадке находится сульфат бария. Проверим наше предположение по таблице растворимости солей, кислот и оснований в воде. Действительно, сульфат бария — это нерастворимая соль.

**Опыт 5.** В химический стакан положим кусочек мела и дольем азотной кислоты. Сразу же начинается реакция, которая сопровождается выделением газообразного вещества. (*Какое это вещество?*) Поскольку карбонат кальция — соль угольной кислоты, а ей отвечает оксид углерода(IV), можем предположить, что выделяется именно этот оксид. Соляная кислота содержит атомы водорода, из них может образоваться водород. Поэтому проведем качественное определение газа, который выделяется. Поднесенная к отверстию химического стакана спичка сразу же гаснет, и этот процесс не сопровождается приглушенным хлопком. Следовательно, выделяется углекислый газ. Запишем уравнение реакции:



- ♦ Рассмотрите уравнения реакций, которые происходили в опытах 4 и 5, и сделайте вывод, к какому типу реакций они относятся.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

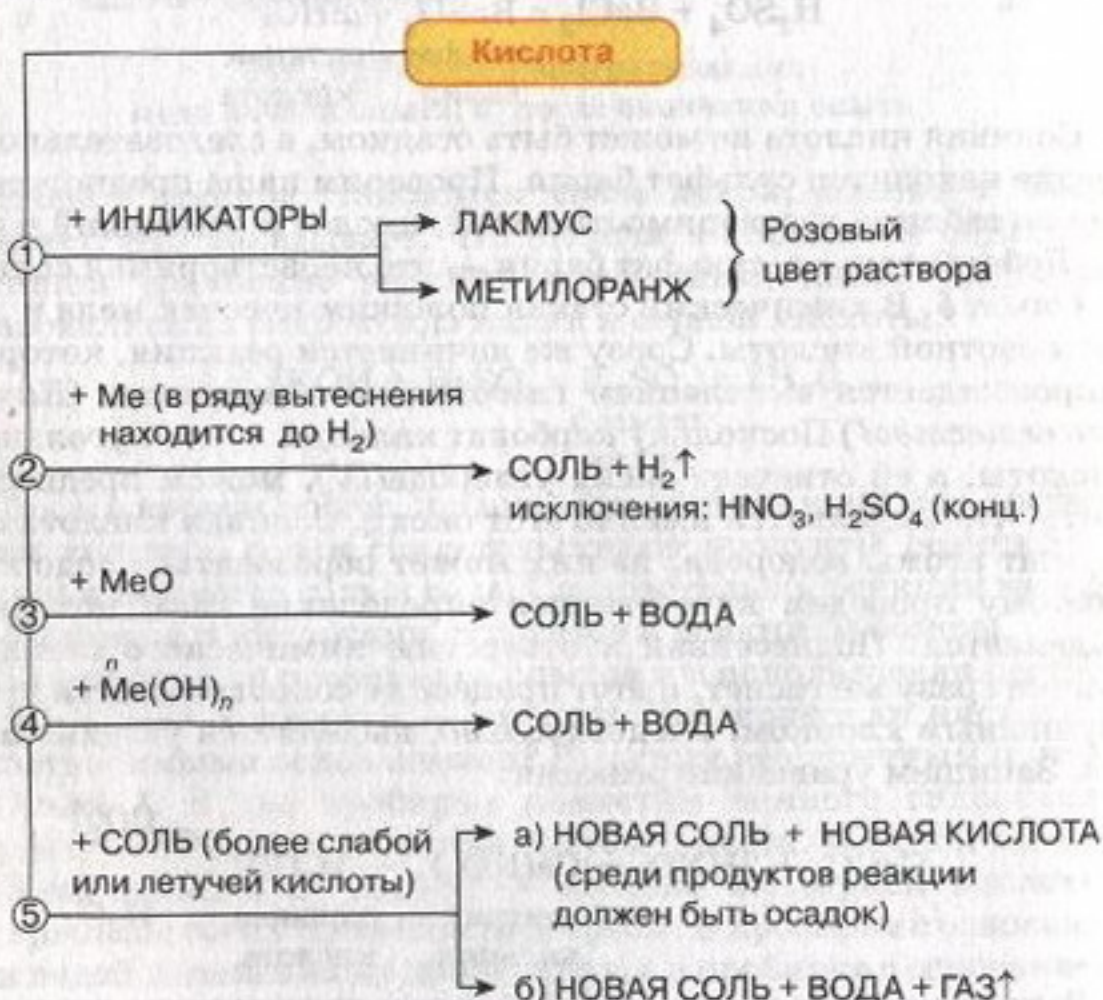
**Задание.** Проведите воображаемый эксперимент распознавания имеющихся в трех пробирках без этикеток гидроксида натрия, серной кислоты и сульфата натрия. Ход эксперимента и его результаты запишите в тетрадь.



• Классификация кислот:



• Общие свойства кислот:



- В реакциях обмена кислотный остаток кислот переходит из состава кислоты в состав соли как единое целое.

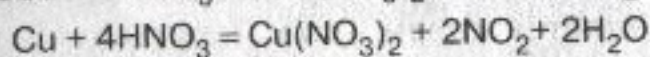
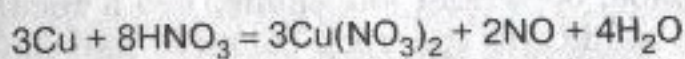


СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В отличие от растворов других кислот, азотная кислота взаимодействует почти со всеми металлами, за исключением золота, платины. При этом образуется не два, а три продукта реакции. Для всех



реакций общим является образование соли и воды. Что же касается третьего вещества, то в зависимости от активности металла и содержания кислоты в растворе это могут быть оксиды азота с разной его валентностью ( $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ), простое вещество азот  $\text{N}_2$  или аммиак  $\text{NH}_3$ . Например:



Характерно, что растворы со значительным содержанием азотной кислоты (свыше 60 %) не взаимодействуют с железом. Поэтому по железной дороге такую кислоту транспортируют в стальных цистернах.

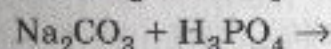
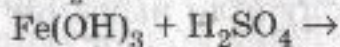
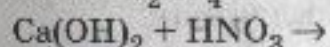
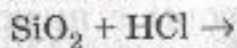
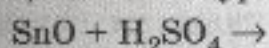
### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Составьте классификацию по известным вам признакам таких кислот: соляная, азотная, серная, ортофосфорная, сероводородная, кремниевая.

2. Установите соответствие:

среда	индикатор и его цвет в среде
1) нейтральная	а) метиловый оранжевый — желтый
2) кислая	б) метиловый оранжевый — красный (розовый)
3) щелочная	в) метиловый оранжевый — оранжевый
	г) лакмус — синий
	д) лакмус — красный
	е) лакмус — фиолетовый
	ж) фенолфталеин — малиновый

3. Допишите схемы практически возможных химических реакций, запишите уравнения реакций:



4. Назовите соли, формулы которых приведены в предыдущем задании.

5\*. Приведите примеры трех разных уравнений реакций, в результате которых образуется ортофосфат меди(II).

## § 16. Получение соляной кислоты и ее свойства

Изучая свойства оксидов, вы выяснили, что кислотные оксиды (за некоторым исключением, в частности оксид кремния(IV)) вступают в реакцию соединения с водой и образуют кислоты:

оксид серы(IV)  $\text{SO}_2$  — сернистую  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ;

оксид серы(VI)  $\text{SO}_3$  — серную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;

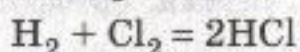
оксид азота(V)  $\text{N}_2\text{O}_5$  — азотную  $\text{HNO}_3$ .



Но все это — кислородсодержащие кислоты. А как получают бескислородные кислоты, например соляную? Способы ее получения в промышленности и в лаборатории разные. Рассмотрим их.

Вы, наверное, обратили внимание, что в тексте учебника ни разу не было написано «раствор соляной кислоты», потому что эта кислота является ничем иным, как раствором газообразного хлорида водорода (хлороводорода) в воде. Поэтому, чтобы получить соляную кислоту, нужны хлороводород и вода-растворитель.

В промышленности хлороводород получают в специально построенных печах синтеза (от гр. *синтез* — составление, соединение), где происходит реакция соединения водорода с хлором, сопровождающаяся выделением света и тепла (*вспомните, какое общее название имеют реакции с такими признаками*):



Полученный таким способом газ растворяют в воде (точнее — в соляной кислоте с низким содержанием хлороводорода). Благодаря высокой растворимости хлороводорода в воде удастся получить соляную кислоту с содержанием этого газа до 40 % по массе.

Существует лабораторный способ получения соляной кислоты. Получают ее в приборе, изображенном на рисунке 10, из твердой кристаллической соли хлорида натрия, действуя на нее раствором серной кислоты с высоким содержанием (60—70 %) растворенного вещества. Такие растворы называют **концентрированными**. Растворы с низким содержанием растворенного вещества получили название **разбавленных**.

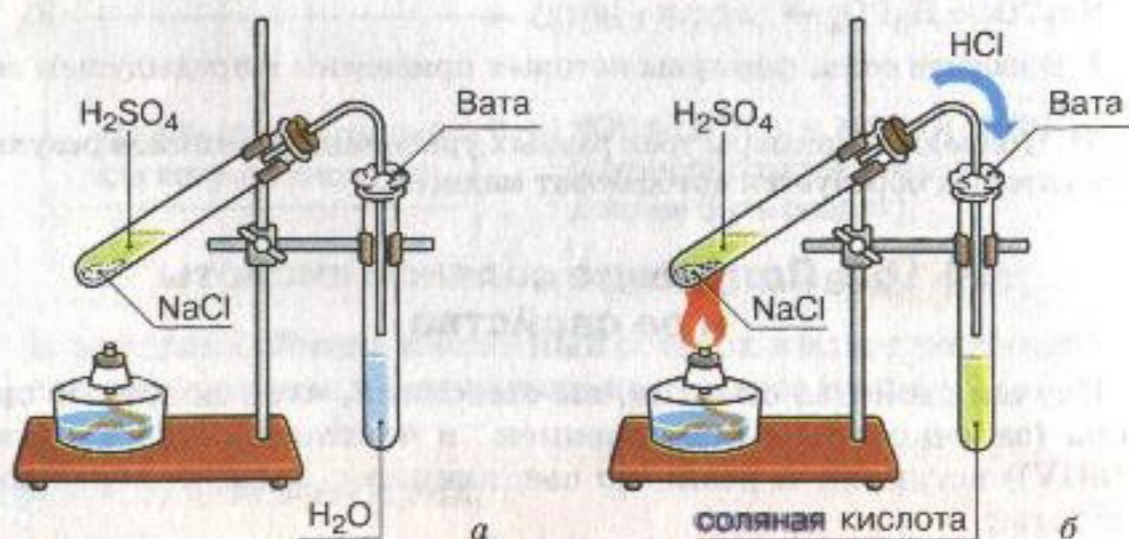
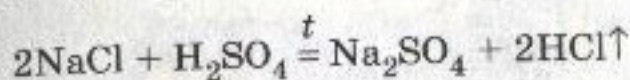


Рис. 10. Получение соляной кислоты:  
а — подготовка прибора к проведению опыта;  
б — процесс образования соляной кислоты



Реакцию проводят при нагревании:



*Опыт 1.* Заполним 1/4 объема пробирки хлоридом натрия и добавим серной кислоты столько, чтобы она смочила соль. Поскольку хлороводород — газообразное вещество, то благодаря нагреванию его молекулы активно двигаются, оставляют сосуд, где они образовались, и по газоотводной трубке попадают в пробирку, заполненную на 1/3 водой.

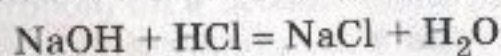
Обратите внимание, прибор собран так, что конец газоотводной трубки не касается воды. Поскольку HCl тяжелее воздуха и воды, он направляется в сосуд с водой и растворяется в ней (видно, как образованная кислота струится вниз).

Хлороводород хорошо растворяется в воде, поэтому можно быстро получить соляную кислоту, необходимую для проведения последующих опытов.

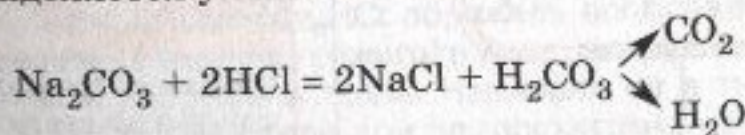
*Опыт 2.* Отольем немного полученного раствора хлороводорода в чистую пробирку и испытаем его на наличие кислой среды с помощью индикатора, например метилового оранжевого. Раствор приобретает розовую окраску.

Воспользуемся полученной соляной кислотой для последующих опытов.

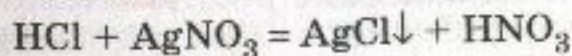
*Опыт 3.* К пробирке с кислотой и индикатором прибавим щелочь. Розовая окраска раствора изменяется на оранжевую. Следовательно, произошла нейтрализация кислоты щелочью:



*Опыт 4.* Поместим в пробирку немного карбоната натрия и прибавим к нему часть полученной соляной кислоты. Активное выделение газа свидетельствует о химическом явлении. Поднесенная к отверстию пробирки спичка гаснет. Следовательно, выделяется углекислый газ:



*Опыт 5.* К оставшейся кислоте прибавим раствор нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$ . Сразу же образуется белый творожистый осадок (подобный сгустку молока):



Образованный осадок не растворяется в воде и не взаимодействует с другими кислотами. На основании проведенных наблюдений делаем вывод.

С помощью раствора нитрата серебра можно отличить соляную кислоту от других кислот.





Рис. 11. Кислоты в природе:

щавелевая — в щавле (а) и крапиве (б); лимонная — в лимоне (в);  
яблочная — в яблоке (г); молочная — в кислом молоке (д);  
муравьи для защиты вырабатывают муравьиную кислоту (е)

Взаимодействие соляной кислоты с металлами исследуйте самостоятельно, выполнив в классе лабораторный опыт 2, описанный в рубрике «Страница естествоиспытателя».

По рисункам 11 и 12 узнайте о распространенности кислот в природе и их применении.





**Лабораторный опыт 2. Взаимодействие соляной кислоты с металлами**

1. В первую пробирку поместите железные опилки (для ускорения реакции содержимое пробирки можно подогреть) и наблюдайте за реакцией. Помня о том, как обнаруживают наличие водорода, через 1—2 мин поднесите зажженную спичку к отверстию пробирки. Удалось ли вам обнаружить водород? Результаты запишите в тетрадь.

2. Опыт повторите с другим металлом. Сравните, какой из металлов быстрее реагировал с соляной кислотой. Посмотрите, как оба металла расположены в вытеснительном ряду металлов. Удалось ли вам с помощью проведенных опытов подтвердить, что чем левее расположен металл, тем он более активен? Результаты наблюдений, соответствующие уравнения реакций и выводы запишите в тетрадь.

**ПОДВЕДЕМ ИТОГИ**

- Соляная кислота — одноосновная бескислородная кислота, которая проявляет все общие свойства кислот.
- В промышленности соляную кислоту получают из водорода и хлора, растворяя образовавшийся газообразный продукт реакции хлороводород в воде.
- В лаборатории соляную кислоту получают взаимодействием кристаллического хлорида натрия и концентрированной серной кислоты.
- Наличие соляной кислоты можно обнаружить не только с помощью индикаторов, но и добавлением раствора нитрата серебра. Образуется нерастворимый в воде и других кислотах творожистый осадок белого цвета — хлорид серебра  $\text{AgCl}$ .

**СТРАНИЦА ЭРУДИТА**

В XV ст. кислота состава  $\text{HCl}$  поражала воображение алхимиков тем, что дымила на воздухе, обжигала язык, вызывала кашель, разъедала металлы и разрушала ткани. Называли ее в ту пору «кислым спиртом». В XVII ст. бытовало другое, достаточно необычное название — «дух из солей». Происхождение названия легко объясняется. Дело в том, что кислоту тогда получали способом, которым мы сегодня получили ее в лаборатории, — из хлорида натрия и концентрированной серной кислоты. Кстати, этот способ, как промышленный, продержался с конца XVII в. до 60-х годов XX века.

**ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ**

1. Назовите признаки, по которым составлен этот ряд формул:  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ .



2. Запишите уравнения получения хлорида меди(II) разными способами.

3. С какими из приведенных веществ взаимодействует соляная кислота: водород, хлор, цинк, оксид серы(VI), оксид алюминия, гидроксид алюминия, серная кислота, карбонат магния? Запишите уравнения реакций, укажите их типы.

4. Как опытным путем распознать в трех пробирках без этикеток вещества: соляную кислоту, серную кислоту, воду?

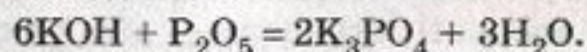
5\*. Хлороводород очень хорошо растворяется в воде. Так, при нормальных условиях в 1 л воды растворяется около 500 л хлороводорода. Вычислите массу соляной кислоты, полученной при растворении в 1 л воды 450 л хлороводорода (н.у.).

## § 17. Химические свойства оснований

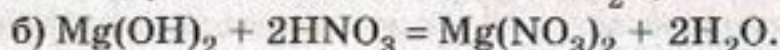
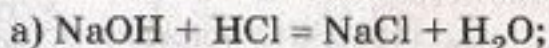
О действии растворов оснований на индикаторы, взаимодействие оснований с кислотными оксидами и кислотами вы узнали ранее. Вспомним соответствующие реакции.

1. Действие оснований на индикаторы. (Это свойство имеют лишь основания, растворимые в воде, то есть щелочи.) В растворе щелочей лакмус приобретает синий цвет, метиловый оранжевый — желтый, а фенолфталеин — малиновый. Универсальный индикатор в разбавленном растворе щелочи имеет зеленую окраску, в концентрированном — синюю и сине-фиолетовую.

2. Взаимодействие с кислотными оксидами. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соль кислоты, которой отвечает взятый для реакции оксид, и воду:



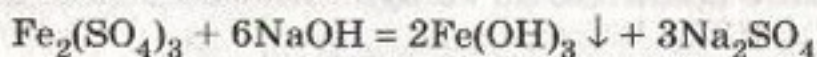
3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации). Щелочи (уравнение а) и нерастворимые основания (уравнение б) взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:



Следующие два свойства оснований вам еще неизвестны, поэтому для их изучения проведем химический эксперимент.

4. Взаимодействие щелочей с растворами солей. (Реакция происходит в том случае, если по крайней мере один из продуктов реакции выпадает в осадок или выделяется в виде газа.)

Опыт 1. Нальем в сосуд раствор сульфата железа(III) и прибавим к нему раствор гидроксида натрия. Сразу же происходит взаимодействие веществ, о чем свидетельствует образование коричнево-красного осадка:





**5. Отношение оснований к нагреванию.** Щелочи устойчивы к нагреванию. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду.

**Опыт 2.** Сухую пробирку на  $1/4$  напомним гидроксидом меди(II), закрепим ее в держателе и нагреем. Наблюдаем, как голубой цвет (цвет гидроксида меди(II)) изменится на черный (цвет оксида меди(II)), а вблизи отверстия пробирки появятся капельки воды:  $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ .

В том, что одним из продуктов этой реакции будет вода, можно удостовериться, подержав холодный предмет (например, стеклянную пластину) около отверстия пробирки.

Чтобы закрепить знания о химических свойствах оснований, выполните лабораторные опыты 3, 4, 5, 6. Прежде чем приступить к их выполнению, ознакомьтесь с мерами предосторожности во время работы со щелочами и неуклонно выполняйте их.

**Меры предосторожности во время работы со щелочами.** Твердые щелочи и их растворы разъедают ткань, бумагу, вызывают ожоги кожи, глаз, что очень опасно. Поэтому обращаться с ними нужно осторожно: гранулу щелочи (*вспомните, что это твердые вещества*) ни в коем случае не брать руками; не разливать растворы; следить, чтобы раствор не попадал на открытые участки кожи, в глаза, на одежду, парту, книги, тетради. Вам понадобятся защитная одежда (халат, передник) и защитные очки. Посуду с раствором щелочи следует держать закрытой, чтобы она не реагировала с углекислым газом воздуха.

Если вы разлили щелочь, сразу нейтрализуйте ее уксусом. Участок кожи, на который попала щелочь, быстро промойте большим количеством воды. Если щелочь попала в глаза, немедленно промойте их медицинским раствором борной кислоты.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Лабораторный опыт 3. Действие растворов щелочей на индикаторы**

В каждую из трех пробирок налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и испытайте его действие на разные индикаторы.

Помните, что для такого количества щелочи хватит одной капли индикатора.

Повторите опыт с другими щелочами. Результаты наблюдений запишите в тетрадь, оформив их в виде таблицы:

Название щелочи	Формула щелочи	Название индикатора		



#### Лабораторный опыт 4. Взаимодействие растворов щелочей с кислотами

Воспользуйтесь растворами щелочей, к которым добавляли фенолфталеин в предыдущем опыте. Проведите взаимодействие одной щелочи с соляной кислотой, а второй — с серной. Кислоту добавляйте по каплям до исчезновения цвета индикатора. Запишите уравнения проведенных реакций.

#### Лабораторный опыт 5. Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами

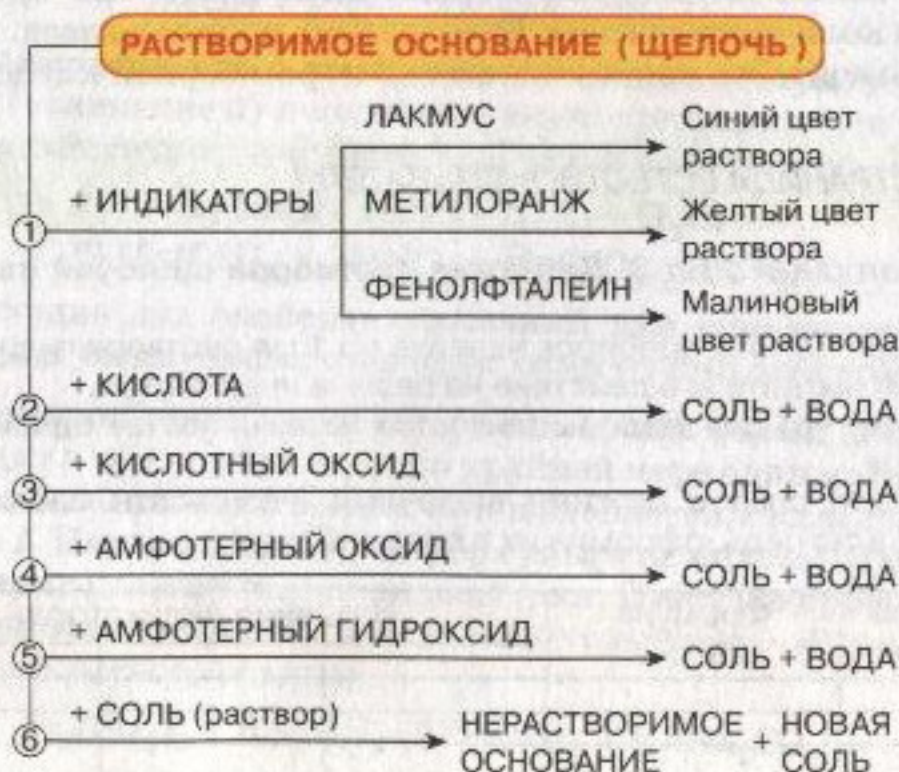
В пробирку поместите немного порошка гидроксида железа(III) (столько, чтобы его хватило покрыть дно пробирки слоем толщиной около 2 мм). Добавьте в пробирку 1 мл соляной или серной кислоты и осторожно перемешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой. Если гидроксид прореагировал не полностью, добавьте еще кислоты. После полного растворения гидроксида обратите внимание на цвет раствора в пробирке. Какой признак химических реакций вы обнаружили в этом опыте? Запишите уравнение проведенной реакции.

#### Лабораторный опыт 6. Разложение нерастворимых оснований при нагревании

В сухую пробирку поместите гидроксид меди(II) (он должен заполнить менее 1 мл пробирки) и закрепите ее в лапке штатива так, чтобы дно пробирки было немного выше ее отверстия. Прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте ту часть, где находится вещество. Следите за изменениями, которые происходят в пробирке. Результаты наблюдений опишите в тетради. Запишите уравнение проведенной вами реакции.

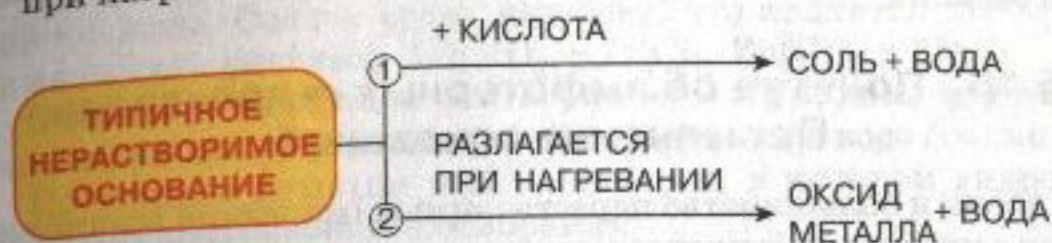
### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Щелочи в химическом отношении более активны, чем нерастворимые основания, и имеют такие типичные свойства:





- Типичными химическими свойствами нерастворимых оснований является взаимодействие с кислотами и разложение при нагревании:



- Реакция нейтрализации свойственна и щелочам, и нерастворимым основаниям.
- Взаимодействие щелочи с раствором соли происходит, если среди продуктов реакции есть нерастворимые вещества.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

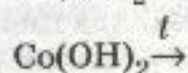
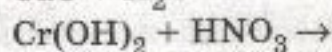
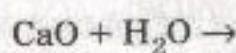
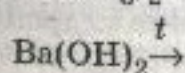
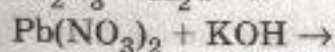
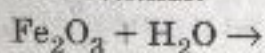
Для того, чтобы спаять две железные части какого-либо предмета, необходимо поверхность металла тщательным образом очистить от ржавчины, в состав которой входит гидроксид железа(III) (этот процесс имеет еще название «травление»). Чаще всего для этого используют соляную кислоту:  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ .

Чтобы во время травления с кислотой взаимодействовала только ржавчина, а не железо, из которого изготовлен предмет, в травильный раствор добавляют ингибиторы — вещества, которые действуют противоположно катализаторам. Они замедляют реакции, а то и совсем их прекращают. Ингибитором реакции между железом и соляной кислотой является органическое вещество **уротропин**.

Если вы хотя бы раз пользовались горючим под названием «сухой спирт», то имели дело со смесью уротропина с небольшим количеством парафина. Это горючее удобно тем, что быстро загорается, легко гаснет и почти не оставляет пепла.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Химические реакции каких типов были рассмотрены выше?
2. В чем заключается сущность реакции нейтрализации?
3. Напишите формулы и названия оксидов, которые отвечают таким основаниям:  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ .
4. Какие из данных веществ взаимодействуют со щелочами, а какие — с кислотами: гидроксид магния, оксид кальция, оксид серы(VI), кремниевая кислота?
5. Допишите схемы уравнений химических реакций, если они практически возможны:





6\*. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать гидроксид калия: кислород, водород, хлор, соляная кислота, оксид меди(II), оксид углерода(IV), вода? Запишите соответствующие уравнения реакций.

## § 18. Понятие об амфотерных гидроксидах. Применение оснований

Щелочи и большинство нерастворимых оснований взаимодействуют с кислотами и не взаимодействуют с представителями своего класса. Кислоты взаимодействуют с основаниями и не взаимодействуют с другими кислотами. Проверив экспериментально, с какими веществами данное вещество взаимодействует, а с какими — нет, можно сказать: к классу оснований или к классу кислот оно относится. Это общее правило. Однако оно имеет исключение, понять которое нам помогут опыты с гидроксидом цинка.

По способности растворяться в воде это вещество принадлежит к нерастворимым основаниям. Единственным способом получения нерастворимых оснований является взаимодействие растворимой соли соответствующего металла с раствором щелочи. Одним из продуктов этого взаимодействия будет нерастворимое основание.

Опыт 1. Нальем в колбу раствор сульфата цинка и добавим к нему небольшими порциями раствор гидроксида натрия, пока в колбе не образуется белый осадок (рис. 13):

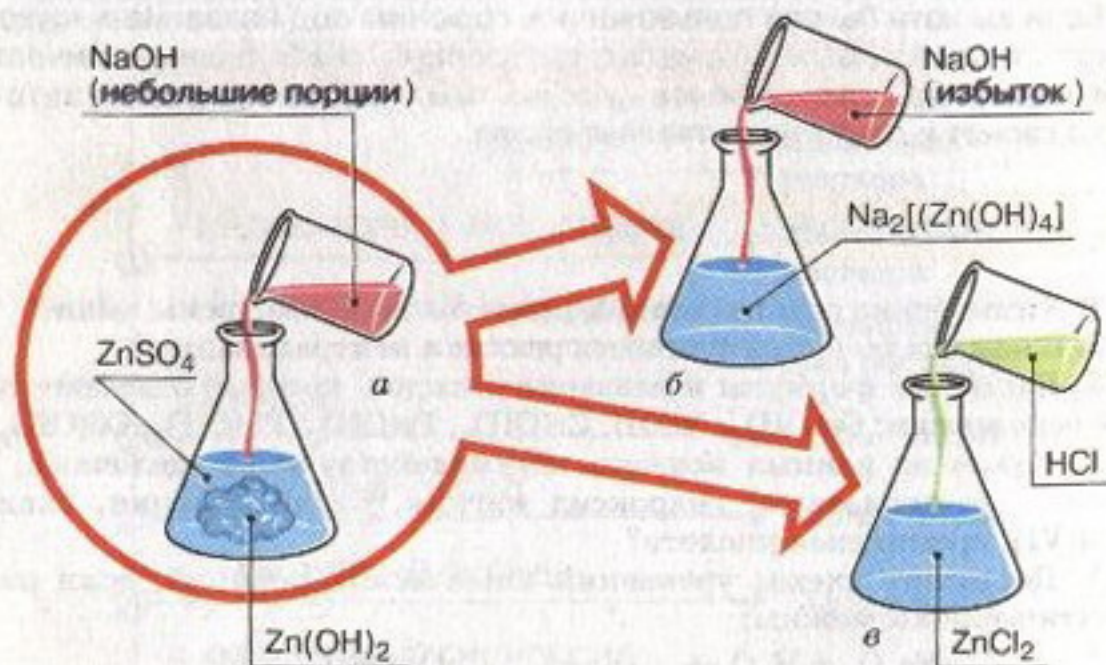
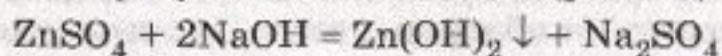


Рис. 13. Последовательность проведения опыта для определения амфотерности гидроксида цинка; а — получение гидроксида цинка; б, в — растворение осадка  $\text{Zn(OH)}_2$



Образовавшийся осадок разделим, поместим в 2 колбы и проведем следующие опыты.

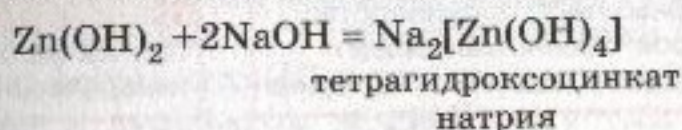
**Опыт 2.** В первую колбу с гидроксидом цинка добавим соляной кислоты. Осадок сразу исчезает, что является признаком химического явления:  $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{Zn(Cl)}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

Обратимся к таблице растворимости и увидим, что образовавшаяся соль хлорид цинка — растворимое в воде соединение.

Произошла реакция нейтрализации, в которой гидроксид цинка проявил свойства основания.

**Опыт 3.** Во вторую колбу с гидроксидом цинка добавим раствор гидроксида натрия. Наблюдение показывает, что, как и в опыте с соляной кислотой, осадок исчез. Следовательно, осадок прореагировал с избытком щелочи (в опыте 1 мы прекратили доливать раствор щелочи, как только образовался осадок. При избыточном добавлении щелочи мы успели бы лишь визуальное зафиксировать появление и исчезновение осадка).

Запишем уравнение проведенной реакции:



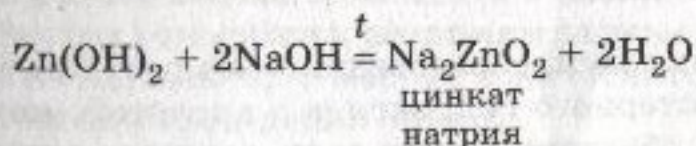
Образовалась соль натрия, в которой вместо привычного кислотного остатка есть остаток, содержащий один атом цинка и четыре (*тетра* — четыре) гидроксильные группы. Остаток такого вида записывают в квадратных скобках.

В этой реакции гидроксид цинка сыграл роль кислоты, потому что металлический элемент цинк после реакции вошел в состав кислотного остатка.

**Гидроксиды, которые образуют соль при взаимодействии как с кислотой, так и со щелочью, называют амфотерными гидроксидами.**

Повторите материал об амфотерных оксидах (§ 13) и составьте формулы амфотерных гидроксидов, которые им отвечают.

Амфотерные гидроксиды реагируют со щелочами не только в растворе, но и в расплаве:



Образовавшаяся соль имеет двухвалентный кислотный остаток  $\text{ZnO}_2$ . Наличие в нем цинка доказывает, что при сплавлении со щелочью гидроксид цинка проявил свойства кислоты.

Проведенные опыты свидетельствуют, что разделение сложных неорганических веществ на оксиды, кислоты, основания и



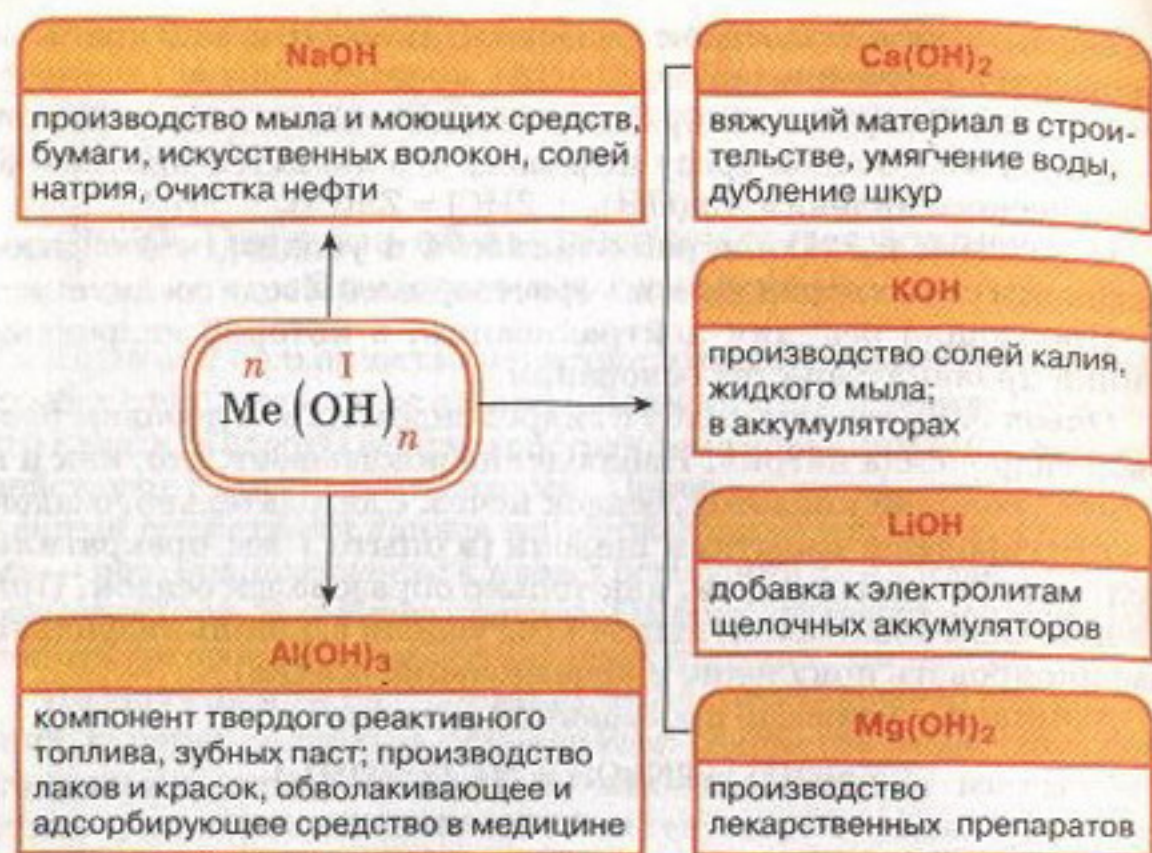


Рис. 14. Применение оснований

соли не лишено исключений. Бывают вещества со смешанными свойствами, например амфотерные гидроксиды.

**Применение оснований.** Представители этого класса неорганических веществ в природе отсутствуют. Но потребность в них существует, поэтому их получают специально. Наибольшее практическое значение имеют щелочи гидроксид натрия и гидроксид калия. Применение этих и некоторых других оснований показано на рисунке 14.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- По характерным химическим свойствам основания разделяют на типичные и амфотерные гидроксиды.
- Амфотерные гидроксиды, в отличие от типичных, взаимодействуют не только с кислотами, но и со щелочами, образуя соли.
- В формулах солей, образовавшихся в результате взаимодействия амфотерного гидроксида с кислотой, металлическим элементом образовавшейся соли является металл, который входил в состав основания ( $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$  и т. п.).
- В формулах солей, образовавшихся при взаимодействии амфотерного гидроксида со щелочью, металлический элемент амфотерного гидроксида входит в состав кислотного остатка ( $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  и некоторых других).



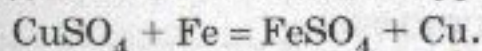
1. Составьте рассказ о применении оснований.
2. Гидроксид свинца(II) и гидроксид бериллия принадлежат к амфотерным гидроксидам. По аналогии с гидроксидом цинка запишите уравнения реакций, которые подтверждают их амфотерность.
- 3\*. Предложите способ распознавания сульфата магния и сульфата цинка, если это твердые вещества, оба белого цвета, хорошо растворяются в воде. Гидроксиды этих металлов также белого цвета.

## § 19. Химические свойства солей

Соли, как и другие классы неорганических соединений, способны участвовать в химических реакциях.

**1. Взаимодействие солей с металлами.** Соли (в растворе) взаимодействуют с металлами, расположенными в вытеснительном ряду до того металла, из атомов которого они образовались. В результате реакции образуются новая соль и металл.

**Опыт 1.** Четыре химических стакана наполним растворами солей: два — сульфатом меди(II) и еще два — сульфатом железа(III). В стакан с сульфатом меди(II) опустим железную пластину, второй оставим для сравнения. То же сделаем с растворами сульфата железа(III), но в один из стаканов опустим медную пластину. Вскоре в стакане с железной пластиной голубой раствор станет светлее по сравнению с контрольным раствором. А в стакане с медной пластиной коричневая окраска раствора сульфата железа(III) не изменится и будет одинаковой с контрольным раствором. Через 5—10 мин достанем железную пластину и увидим, что та ее часть, которая находилась в растворе сульфата меди(II), покрылась слоем меди. Достанем также медную пластину — с ней не произошло никаких изменений, и цвет растворов сульфата железа(III) в обоих стаканах остался одинаковым. Запишем уравнения реакций:



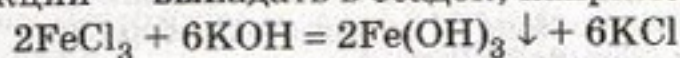
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} \rightarrow$  реакция не происходит.

В реакции, которая состоялась, атомы простого вещества замещают атомы металлического элемента в сложном веществе. Поэтому эта реакция относится к реакциям *замещения*. Результаты опыта согласовываются с местом в вытеснительном ряду металлов, взятых для проведения опыта.

**2. Взаимодействие солей с основаниями (щелочами).** В предыдущем параграфе вы узнали о том, что единственный способ, которым можно получить нерастворимое основание определенного металлического элемента, — это взаимодействие его растворенной в воде соли со щелочью. Такое взаимодействие мы рассматривали и при изучении свойств щелочей. Поэтому

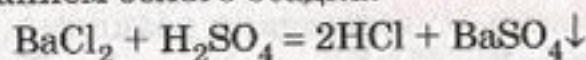


вспомним, что для протекания реакции вещества должны находиться в растворенном состоянии, а один из образовавшихся продуктов реакции — выпадать в осадок, например:



**3. Взаимодействие солей с кислотами.** Соли вступают в реакцию обмена с кислотами при условии, что среди продуктов реакции есть осадок или газ. (Вспомните взаимодействие соляной кислоты с нитратом серебра или пищевой соды — с уксусной кислотой.) Проведем соответствующие опыты.

**Опыт 2.** К раствору хлорида бария  $\text{BaCl}_2$  добавим раствор серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Реакция происходит быстро и завершается образованием белого осадка:



Среди образовавшихся продуктов нерастворимым веществом является сульфат бария.

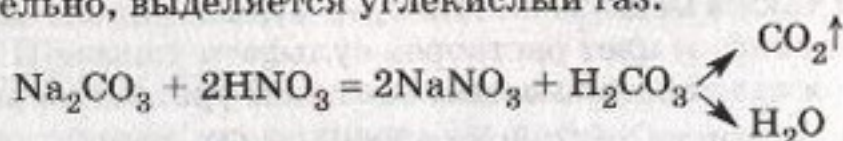
**4. Взаимодействие солей с солями.** Повторим опыт 2, заменив серную кислоту на одну из ее растворимых солей.

**Опыт 3.** К раствору сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  добавим раствор хлорида бария  $\text{BaCl}_2$ . Взаимодействие происходит так же быстро, и так же образуется белый осадок:



С помощью раствора хлорид бария или другого растворенного в воде соединения бария можно обнаружить в растворе серную кислоту и ее соли.

**Опыт 4.** К раствору карбоната натрия добавим раствор азотной кислоты. Наблюдается выделение газообразного вещества. Поднесенная к отверстию пробирки зажженная спичка гаснет. Следовательно, выделяется углекислый газ:



Для формулировки окончательного обоснованного вывода о химических свойствах солей проведите химический эксперимент, предусмотренный лабораторными опытами 7, 8, 9.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Лабораторный опыт 7. Взаимодействие солей с металлами**

Возьмите две сухие чистые пробирки. На дно одной пробирки аккуратно поместите гранулу цинка и долейте около 2 мл раствора какой-либо соли меди. На дно второй пробирки положите несколько кусочков медного провода и долейте около 2 мл раствора одной из солей цинка. Через 5—7 мин слейте растворы из пробирок и выяс-



ните, произошли ли изменения с цинком и медью. Результат наблюдений запишите в тетрадь. Если имело место химическое явление, запишите химические уравнения реакций.

### Лабораторный опыт 8. Взаимодействие солей со щелочами в растворе

В пробирку налейте 1 мл раствора соли магния, например сульфата магния, и добавьте к нему столько же раствора гидроксида натрия. Наблюдайте за изменениями, которые происходят. К каким явлениям — физическим или химическим — они относятся?

Результаты наблюдений запишите в тетрадь, используя при этом химические формулы веществ, при необходимости и химические уравнения реакций.

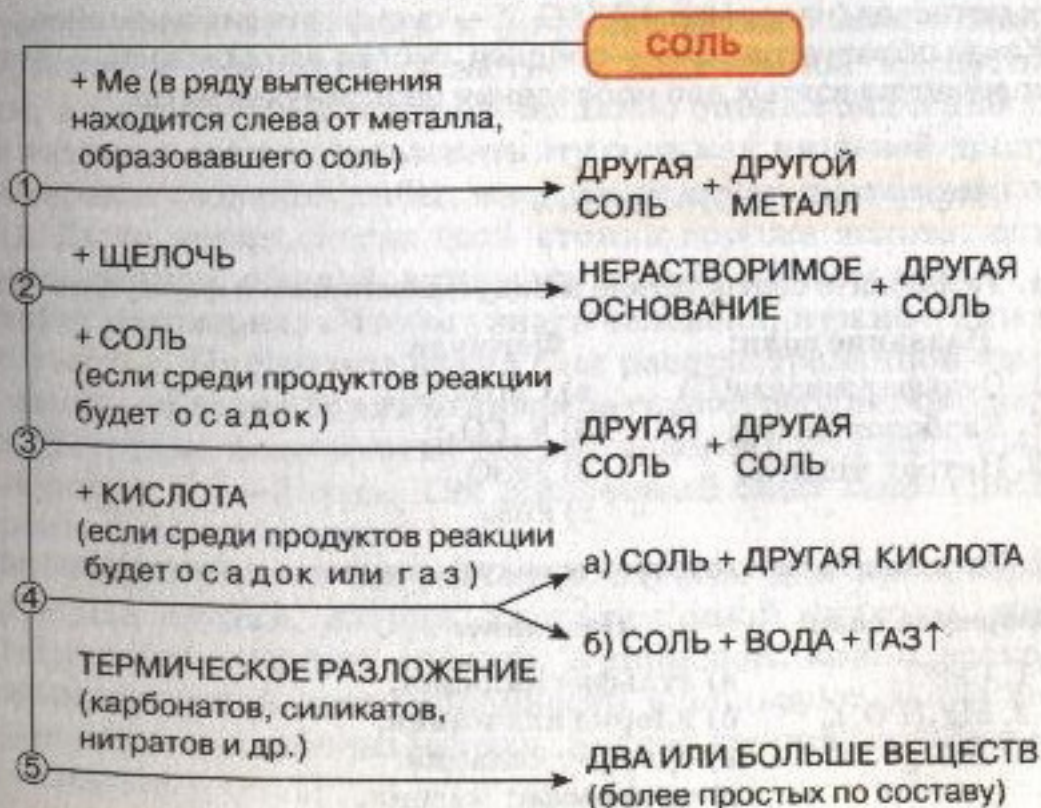
### Лабораторный опыт 9. Реакция обмена между солями в растворе

В пробирку налейте 1 мл раствора соли соляной кислоты, например хлорида натрия, и добавьте к нему несколько капель раствора нитрата серебра. Наблюдайте за изменениями, которые происходят. К каким явлениям — физическим или химическим — они относятся?

Результаты наблюдений запишите в тетрадь, используя при этом химические формулы веществ, при необходимости и химические уравнения реакций. Сформулируйте общий вывод о типичных химических свойствах солей.

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Взаимодействие солей с другими веществами происходит в растворе.
- Одним из продуктов взаимодействия солей с другими веществами всегда является соль.
- Соли проявляют такие типичные химические свойства:





- Соли серной кислоты можно обнаружить в растворе с помощью растворов солей бария.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Соли, при образовании которых в молекуле кислоты все атомы водорода замещаются атомами металла, получили название средних солей. Средние соли не содержат ни атомов водорода, ни гидроксильных групп, а в их состав входят атомы одного металлического элемента, например:  $K_2SO_4$ ,  $K_3PO_4$ .

Кроме средних, существуют еще и другие соли, в частности кислые, основные, двойные.

Кислые соли являются продуктом неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл. Поэтому кислотные остатки таких солей содержат атомы водорода, например:  $KHSO_4$ ,  $KH_2PO_4$ ,  $K_2HPO_4$ .

В молекулах серной и ортофосфорной кислот замещен на металл 1 атом водорода, поэтому остатки  $HSO_4$  и  $H_2PO_4$  одновалентны. В формуле  $K_2HPO_4$  замещены на металл 2 атома водорода, следовательно, валентность кислотного остатка  $HPO_4$  равна 2. Как видим, кислые соли образуются кислотами, которые содержат 2 и более атомов водорода. Наличие одного атома водорода в составе кислых солей обозначают, добавляя слово «гидро», двух — «дигидро»:  $KHSO_4$  — гидросульфат калия;  $KH_2PO_4$  — дигидросульфат калия;  $K_2HPO_4$  — гидрофосфат калия.

Основными называют соли, полученные частичной нейтрализацией основания кислотой (например,  $Mg(OH)Cl$  — гидроксохлорид магния), двойными — соли, полученные замещением атомов водорода атомами двух металлов (например,  $KAl(SO_4)_2$  — сульфат калия алюминия).

Какая образуется соль — средняя, кислая или основная — зависит от количества взятых для проведения реакции реагентов.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Установите соответствие между названиями и формулами солей.

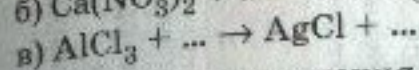
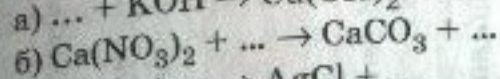
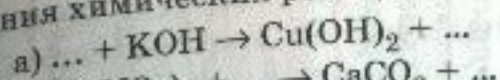
Название соли:	Формула:
1. Сульфат железа(II)	а) $Cu(NO_3)_2$ ;
2. Карбонат калия	б) $K_2CO_3$ ;
3. Нитрат меди(II)	в) $FeSO_4$ ;
	г) $FeS$ .

2. Установите соответствие между формулами и названиями солей.

Формула соли:	Название:
1. $CaSO_3$	а) сульфит кальция;
2. $Mg_3(PO_4)_2$	б) хлорид алюминия;
3. $AlCl_3$	в) сульфат кальция;
	г) ортофосфат магния.



3. В данных схемах восстановите формулы солей и запишите уравнения химических реакций:



4. Напишите уравнения реакций обмена между растворами солей:

а) хлорида меди(II) и сульфида натрия;

б) сульфата алюминия и нитрата бария.

5. Предложите 3 разных способа получения хлорида цинка. Запишите соответствующие уравнения реакций.

6\*. Питательная сода является кислой солью металлического элемента натрия и угольной кислоты. Составьте формулу этой соли и запишите уравнение реакции ее получения из гидроксида натрия и кислотного оксида, который отвечает угольной кислоте.

## § 20. Соли в природе. Применение солей

По распространенности неорганических соединений в природе соли занимают второе место после оксидов. Так, горные породы и глина состоят из солей кремниевой кислоты, которые имеют сложное строение. Их формулы записывают с помощью формул оксидов, например формула *полевого шпата* —  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$ , *глины* —  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Местонахождение залежей солей в Украине представлено на рисунке 15.

Наиболее известная вам соль — **хлорид натрия**  $\text{NaCl}$ , или поваренная соль (минерал такого состава называется *галит*). Месторождения этой соли в Украине расположены вблизи г. Артемовск Донецкой области, в Автономной Республике Крым, в Карпатах. Человек очень давно оценил значение хлорида натрия и стал использовать эту соль как пищевой продукт и консервант (соленье рыбы, мяса, грибов, квашение овощей и т. п.). Было время, когда соль стоила дороже золота: еще в старину возник обычай встречать гостей хлебом-солью. Существует поговорка: «Чтобы узнать человека, нужно с ним пуд соли съесть». Пуд долгое время был распространенной единицей массы, он равен 16 кг. Человек за год потребляет около 3 кг соли. Нетрудно подсчитать, что два человека пуд соли съедят примерно за 2,5—3 года. Так жизненный опыт подтверждает мудрость этой поговорки.

Как сырье хлорид натрия используется для производства гидроксида натрия, натрия, хлора, соляной кислоты, мыла, синтетических моющих средств. В пищевой, кондитерской и фармацевтической промышленности используют такие соли: хлорид натрия, карбонат натрия, нитрат натрия, сульфат магния и другие.





Рис. 15. Соли в природе



**Карбонат кальция**  $\text{CaCO}_3$  является основной составляющей известняка, мрамора, мела. Известняк используют для получения оксида кальция (негашеной извести), известкования кислых почв (уменьшение в них содержания кислот), удаления из состава чугуна (во время его производства) таких кислотных оксидов, как оксид кремния(IV) и оксид фосфора(V). Вместе с глиной и песком известняк используют в производстве цемента.

Кости позвоночных животных и человека содержат **ортофосфат кальция**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , а зубы — еще и **фторид кальция**  $\text{CaF}_2$ . Если на зубной пасте отмечено, что она содержит фтор, в действительности это означает наличие в ней фторида кальция и других соединений фтора.

Соли входят также в состав крови, клеточного сока, нервной и мускульной тканей.

Из курсов природоведения и ботаники вам известно, что для полноценного роста и развития растениям нужны химические элементы калий, азот, фосфор. Их вносят в почву в виде минеральных удобрений. По своему составу почти все минеральные удобрения — это соли, в частности  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

Широко применяется и соль **сульфата кальция**  $\text{CaSO}_4$ . Порошок природного минерала *гипса*  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  нагревают до температуры  $150\text{--}170^\circ\text{C}$  и превращают в *алебастр*  $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Как видно из приведенных формул, в алебастре на 1 моль сульфата кальция приходится в 4 раза меньше молей воды, чем в гипсе. Гипсовые повязки, гипсовые строительные материалы, барельефы, статуи и т. п. сделаны из алебаstra, который после смешивания с водой твердеет и становится гипсом.

**Карбонат натрия**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  применяют для изготовления стекла, бумаги, тканей, в мыловарении.

В плавательных бассейнах цвет воды обусловлен наличием в ней сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$ . Эту соль добавляют в воду не для подкрашивания, а чтобы не допустить размножения и роста водорослей.

**Хлорид калия**  $\text{KCl}$  распространен в природе в виде минерала *сильвина*. Это вещество используют в качестве калийного удобрения, а также в производстве калия и гидроксида калия.

Из **ортофосфата кальция**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  получают ортофосфорную кислоту и фосфорные удобрения.

**Сульфат бария**  $\text{BaSO}_4$  применяют как рентгеноконтрастное вещество в медицинской практике.

Ознакомившись с рисунком 16, вы пополните знания о применении солей новыми сведениями.

Приведенные здесь примеры — лишь небольшая часть того, как используются соли.





Рис. 16. Применение солей



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание 1.** Предложите выход из такой ситуации.

Человек на плоту оказался в открытом море без запаса пресной воды. Как получить ее из соленой морской воды?



**Задание 2.** Проверьте на вкус соленость морской воды.

Вкусовые ощущения у каждого человека индивидуальны. Приготовьте раствор из 35 г морской соли и 1 л воды (при отсутствии морской соли воспользуйтесь поваренной солью). Отлейте 100 мл раствора и разбавьте его 100 мл воды. По сравнению с исходным, этот раствор имеет вдвое меньшую соленость. Попробуйте его на вкус кончиком языка. Есть ли привкус морской воды? Отлейте 100 мл этого раствора и добавьте к нему 100 мл воды. Теперь раствор в 4 раза менее соленый, чем исходный.

Продолжайте экспериментировать аналогично до тех пор, пока не перестанете чувствовать соленость воды. Запишите, во сколько раз следовало разбавить исходный раствор, чтобы ощущение солености исчезло.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Соли относятся к распространенным в природе сложным неорганическим веществам, среди которых больше всего хлоридов, силикатов, карбонатов, сульфатов, ортофосфатов.
- Часть солей используется непосредственно после добычи, а часть поддается химической переработке с целью получения новых веществ.
- Соли находят самое разнообразное применение в химической промышленности и многих других отраслях народного хозяйства, а также в быту.
- Украина богата залежами солей.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Вода морей и океанов из-за содержащихся в ней различных солей на вкус солено-горькая. 100 г морской воды в среднем содержат 3,5 г солей, среди которых хлорида натрия почти 78 %. моря и океаны имеют разную соленость — так называют содержание солей в единице объема морской воды. Однако состав солей в морской воде практически одинаков. Поэтому ученые считают, что Мировой океан в давние времена был единым.

Морские растения и животные приспособились к жизни в соленой воде. Более того, в их организмах накапливаются ионы, которые входят в состав солей морей и океанов. Морепродукты богаты кальцием, кремнием, йодом, медью, магнием, фосфором и другими элементами.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Какие физические свойства солей обеспечивают им широкое использование в хозяйстве? Ответ сопровождайте конкретными примерами.



2. Используя сведения из географии и различных информационных источников, подготовьте рассказ (сообщение, реферат) о распространении какой-либо соли в природе и ее использовании.

3\*. Поработайте самостоятельно с дополнительной литературой, Интернетом и выясните, на каких химических свойствах солей основывается производство из них других веществ. Рассказ подтвердите примерами.

## § 21. Общие способы получения оксидов, кислот, оснований и солей

Вы узнали о распространенности сложных веществ в природе. Но намного больше сложных веществ, созданных человеком. Рассмотрим основные способы получения неорганических соединений.

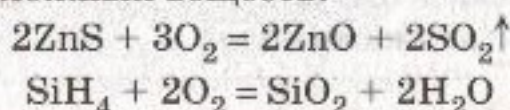
**Получение оксидов.** Оксиды получают из простых и сложных веществ путем их окисления или разложения при нагревании.

1. Окисление простых веществ:

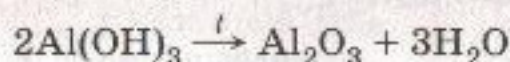


(К какому типу относятся эти реакции?)

2. Окисление сложных веществ:

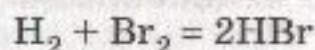


3. Разложение нерастворимых оснований при нагревании:

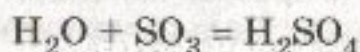


**Получение кислот.** Бескислородные и кислородсодержащие кислоты получают соединением простых и сложных веществ.

1. При получении бескислородных кислот водород взаимодействует с неметаллом, а полученное газообразное вещество растворяется в воде:

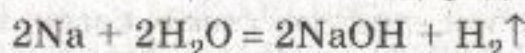


2. Кислородсодержащие кислоты образуются в результате взаимодействия кислотного оксида и воды:



**Получение оснований.** Растворимые основания (щелочи) получают взаимодействием металла или его оксида с водой.

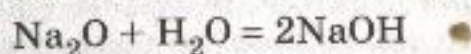
1. Взаимодействие активных металлов с водой приводит к образованию щелочей и выделению водорода:



(К какому типу относятся эти реакции?)



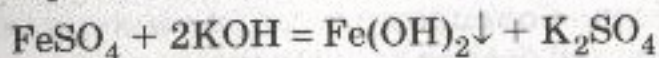
2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой завершается образованием растворимого в воде гидроксида — щелочи:



(Какой это тип реакции?)

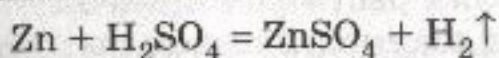
3. В промышленности щелочи получают электролизом водных растворов бескислородных кислот. Этот способ вы будете изучать в следующем классе.

4. Нерастворимые основания получают действием раствора щелочи на растворимую соль соответствующего металла:



Получение солей. Соли можно получить многими способами:

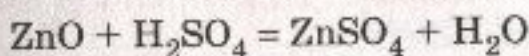
1) взаимодействием металла с кислотой:



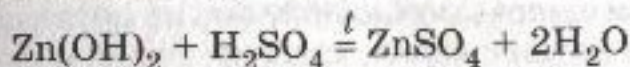
(Какой это тип реакции?)

Вспомните особенности взаимодействия кислот с металлами. Для получения солей каких металлов можно применить этот способ?

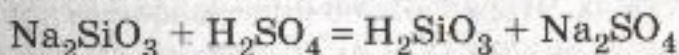
2) взаимодействием оксида металла с кислотой:



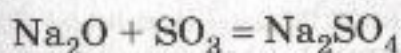
3) взаимодействием гидроксида металла с кислотой:



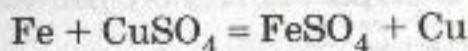
4) взаимодействием соли с кислотой:



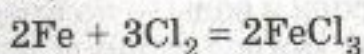
5) взаимодействием основного или амфотерного оксида с кислотным оксидом:



6) взаимодействием металла с раствором соли другого металла:



7) взаимодействием металла с неметаллом (получают соли бескислородных кислот):



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** На занятиях кружка выполните интересный опыт, который получил название *водоросли морского дна*. Для его проведения в стеклянный сосуд помещают силикатный клей, разбавленный водой в соотношении 1 : 5, и кристаллы таких солей:  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{MgCl}_2$ . Вскоре из кристаллов образуются разноцветные «морские водоросли».



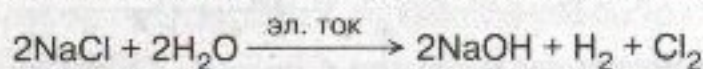
- В результате химических реакций образуются различные соединения. Это позволяет из соответствующих реагентов получать необходимые вещества.
- К общим способам получения оксидов относятся: окисление простых и сложных веществ, разложение нерастворимых гидроксидов при нагревании и др.
- К общим способам получения растворимых оснований (щелочей) относятся: взаимодействие металлов с водой, взаимодействие оксидов с водой и электролиз (разложение) растворов солей бескислородных кислот.
- Нерастворимые основания получают взаимодействием раствора их соли с раствором щелочи.
- Соли получают взаимодействием простого вещества (металла), сложных веществ (оксида металла, гидроксида металла, соли) с веществами, в состав которых входит кислотный остаток (кислота, соль), а также взаимодействием кислотных оксидов с основными оксидами или щелочами.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В лаборатории щелочь можно получить из металла и из оксида. Но чистых металлов натрия, калия, кальция, бария и их оксидов в природе не существует. Поэтому этими способами получают щелочи лишь в лабораториях. Чтобы обеспечить щелочами различные производства, нужны другие способы их получения из природного сырья. Впервые щелочь была получена электролизом (разложением постоянным электрическим током) раствора соли хлорида натрия. Электролиз стал основным промышленным способом производства щелочей гидроксида натрия и гидроксида калия.

Как происходит электролиз, вы будете изучать позже. А пока запишем суммарное уравнение электролиза водного раствора хлорида натрия:



Из записи уравнения видно, что из доступных природных веществ — поваренной соли и воды — получают три новых вещества, которых в природе нет, но каждое из них используется в промышленности, а значит есть потребность в их получении.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Какие оксиды можно получить, окисляя сульфид цинка? Запишите уравнение реакции.
2. Углерод образует с кислородом два оксида: в одном он проявляет валентность два, в другом — четыре. Запишите уравнения реакций образования этих оксидов.



3. Приведите примеры получения любой соли как можно большим числом способов.

4. При получении каких веществ в реакцию вступает вода: соляной кислоты, хлорида натрия, сернистой кислоты, гидроксида железа(III), гидроксида бария? Запишите уравнения соответствующих реакций.

5\*. Какую ошибку допустил ученик, когда решил получить гидроксид меди(II) из оксида меди(II) и воды? Какие реакции вы предложили бы ему провести с оксидом меди(II), чтобы получить гидроксид меди(II)?

## § 22. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Генетические ряды. Отныне вам известны разные классы неорганических соединений, которые можно представить такой схемой:



При изучении свойств веществ вы выяснили, что с помощью соответствующих химических реакций из веществ одного класса можно получать вещества других классов. Такие взаимопревращения получили название **генетических рядов**. В переводе с греческого *генетический* означает — такой, который касается происхождения, изучает развитие чего-либо.

Рассматривая химические свойства неорганических соединений разных классов, можно проследить родственную связь между ними, то есть составить генетические ряды.



**Генетическая связь** — это связь между веществами разных классов, которая основывается на взаимопревращении веществ и показывает происхождение одних веществ от других.

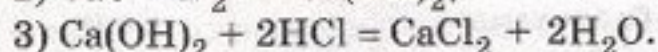
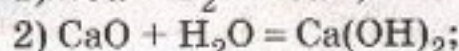
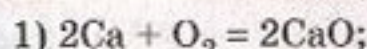
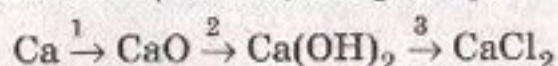
Знание генетических связей объясняет разнообразие классов неорганических соединений и веществ в природе, открывает перед учеными перспективы создания новых веществ.

Было давно замечено, что вещества, которые берут свое начало от металлов, существенно отличаются по свойствам от веществ, которые берут начало от неметаллов. Поэтому различают два генетических ряда: *генетический ряд металлов* и *генетический ряд неметаллов*.

**Генетический ряд металлов.** Генетический ряд металлов имеет такой вид:

металл  $\rightarrow$  основной оксид  $\rightarrow$  основание (щелочь)  $\rightarrow$  соль.

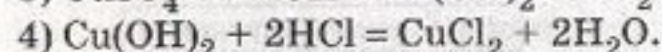
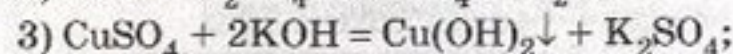
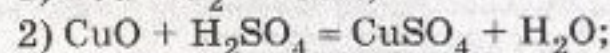
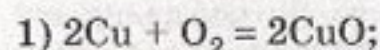
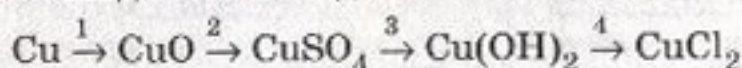
Металл, который начинает генетический ряд, присутствует во всех его сложных веществах, например:



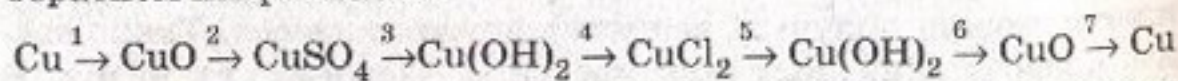
Однако, как вам известно, нерастворимое основание нельзя получить из оксида, подвергнув его взаимодействию с водой. Поэтому генетическая связь усложняется на одно звено:

металл  $\rightarrow$  основной оксид  $\rightarrow$  соль  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  другая соль.

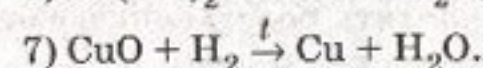
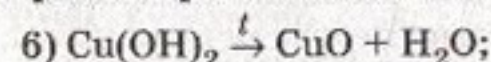
Для меди и соединений меди он имеет вид:



Однако необязательно, чтобы генетический ряд завершался образованием соли. Его можно продолжить и, в частности, в обратном направлении:



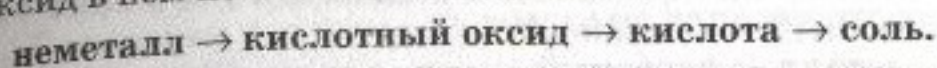
В этом генетическом ряду первые пять действий аналогичны рассмотренным выше, а остальные являются новыми:



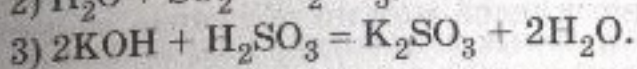
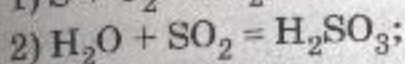
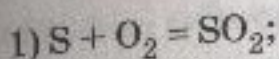
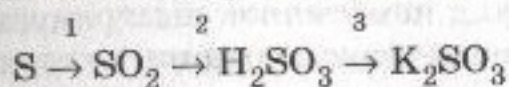


Действие 7 указывает на то, что существуют реакции, с помощью которых можно вывести кислород из оксида металла и таким способом получить простое вещество.

**Генетический ряд неметаллов.** Генетический ряд неметаллов выстраивается по тому же принципу, что и металлов, лишь гидроксид в нем не основание, а кислота:

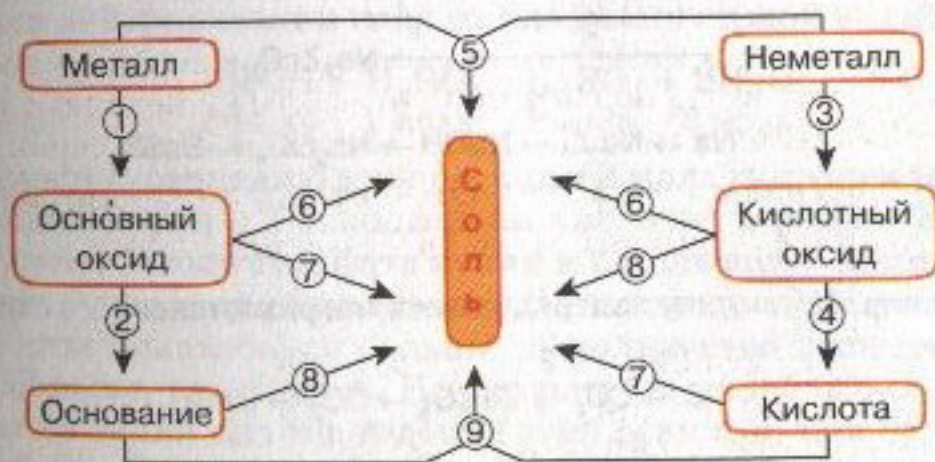


Рассмотрим генетический ряд неметаллов на примере серы:



Итак, вы ознакомились с генетическими рядами металлов и неметаллов.

**Взаимосвязи между генетическими рядами неорганических соединений.** Взаимосвязи прослеживаются не только в пределах генетического ряда, но и между генетическими рядами металлов и неметаллов, о чем свидетельствует такая обобщающая схема:



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** Составьте план проведения опытов, подтверждающих генетический ряд фосфора.

1. Составьте схему, отображающую генетический ряд фосфора, используя формулы и названия веществ.
2. Подберите вещества, необходимые для осуществления превращений по составленной в задании 1 схеме.
3. Запишите уравнения реакций в соответствии с составленной схемой.



## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Генетическая связь между классами неорганических соединений — это связь, которая раскрывает способность одних веществ превращаться в другие и доказывает единство их происхождения.
- Генетический ряд металлов выстраивается на основе одного и того же металла по схеме:

металл  $\rightarrow$  основной оксид  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  соль.

- Генетический ряд неметаллов выстраивается на основе одного и того же неметалла по схеме:

неметалл  $\rightarrow$  кислотный оксид  $\rightarrow$  кислота  $\rightarrow$  соль.

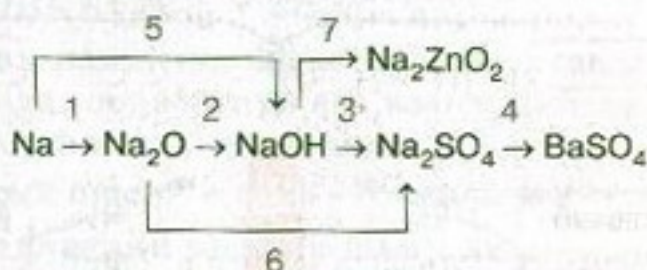
- Между классами соединений существует генетическая связь: из веществ одного класса можно получить вещества других классов.



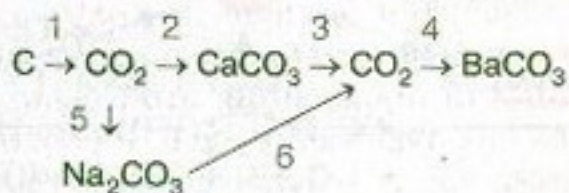
## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В § 22 приведены генетические ряды линейного строения. Однако разнообразие веществ и их свойств дает возможность строить разветвленные генетические ряды. Рассмотрим это на конкретных примерах.

**Пример 1.** Генетический ряд металла разветвленного строения:



**Пример 2.** Генетический ряд неметалла разветвленного строения:



## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Найдите и исправьте ошибку в схеме генетического ряда неметалла:  
неметалл  $\rightarrow$  оксид неметалла  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  соль.

2. Дополните генетический ряд кремния, который дает возможность получить из оксида кислоту:

кремний  $\rightarrow$  оксид кремния(IV)  $\rightarrow$  ?  $\rightarrow$  кремниевая кислота.

Запишите уравнения соответствующих реакций.



3. Из приведенных формул веществ постройте генетические ряды:

а)  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Li}$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ;

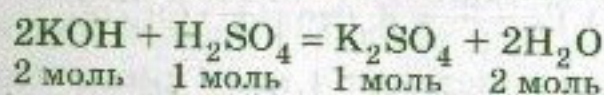
б)  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MgO}$ .

4. По построенным в задании 3 генетическим рядам запишите уравнения химических реакций. Укажите типы химических реакций и названия образовавшихся веществ.

5\*. К примерам 1 и 2 из рубрики *Страница эрудита* запишите уравнения реакций.

## § 23. Расчеты по химическим уравнениям массы, объема, количества вещества реагентов и продуктов реакций

Каждый раз, записывая химическое уравнение той или другой реакции, вы принимали во внимание состав веществ — и тех, которые реагируют, и тех, которые образуются. То есть, считались с качественной характеристикой химического явления. Коэффициенты перед формулами обеспечивали соответствие ваших записей закону сохранения массы веществ. Однако роль коэффициентов этим не исчерпывается — в уравнениях реакций они *показывают соотношение количества вещества реагентов и продуктов реакции*. Рассмотрим это на примере реакции нейтрализации гидроксида калия серной кислотой:



Согласно уравнению этой реакции 2 моль гидроксида калия взаимодействуют с 1 моль серной кислоты, в результате чего образуются 1 моль сульфата калия и 2 моль воды. Если же для реакции будет взято больше, чем 2 моль гидроксида калия, то и кислоты понадобится больше, и количество вещества соли будет больше, чем 1 моль. Но сколько бы молей обоих реагентов мы не взяли для проведения этой реакции, они будут взаимодействовать в соотношении 2:1, и соотношение продуктов реакции — соли и воды — будет составлять 1:2.

Соотношением количества вещества реагентов и количества вещества продуктов реакции пользуются для расчетов по химическим уравнениям количества вещества, массы и объема веществ, которые вступают в химическую реакцию, и веществ, которые образуются.

**Расчеты по химическим уравнениям количества вещества, если известно количество другого вещества.**

Для того чтобы вычислить по уравнению реакции количество вещества любого реагента или любого продукта реакции, достаточно иметь сведения об одном из веществ.

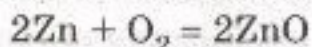


**Пример 1.** Какое количество вещества кислорода нужно для окисления цинка количеством вещества 4 моль?

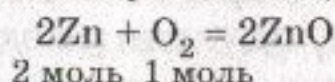
Д а н о:
$\nu(\text{Zn}) = 4 \text{ моль}$
$\nu(\text{O}_2) = ?$

Р е ш е н и е

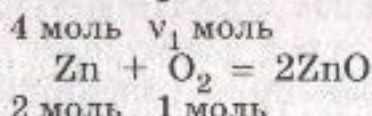
1. Запишем уравнение химической реакции:



2. Рассмотрим в уравнении реакции количественные отношения веществ, указанных в условии задачи:



3. Над формулами указанных в условии задачи веществ обозначим данные условия задачи. То есть, над цинком — 4 моль, а над кислородом —  $\nu_1$  моль:



4. Составим пропорцию:  $\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{\nu_1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$

Отсюда,  $\nu(\text{O}_2) = \frac{4 \cdot 1}{2} = 2 \text{ (моль)}$ .

О т в е т: для окисления 4 моль цинка необходимо 2 моль кислорода.

- ♦ Можно было бы обойтись и без пропорции, воспользовавшись таким логическим рассуждением. Поскольку соотношение количества вещества цинка и кислорода составляет 2:1, то количество вещества кислорода по сравнению с количеством вещества цинка в этой реакции всегда будет вдвое меньшим. Следовательно,  $\nu_1(\text{O}_2) = \nu(\text{Zn}) : 2 = 2 \text{ (моль)}$ . То есть, 4 моль цинка прореагируют с 2 моль кислорода.

*Рассуждая логически, вычислите устно, какое количество вещества цинка прореагировало, если на его окисление пошло 3 моль кислорода.*

**Расчеты по химическим уравнениям массы вещества**

**Пример 2.** Вычислить массу соли, которая образуется в результате полной нейтрализации 2,5 моль гидроксида калия серной кислотой.

Д а н о:	$m = \nu \cdot M$
$\nu(\text{KOH}) = 2,5 \text{ моль}$	$M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174$
$m_{\text{соли}} = ?$	$M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ г/моль}$



## Р е ш е н и е

1. Запишем химическое уравнение и вычислим количество вещества соли, которая образовалась в результате реакции:



Согласно уравнению реакции соотношение количества вещества реагента гидроксида калия KOH и продукта реакции сульфата калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$  составляет 2:1. То есть, количество вещества соли вдвое меньше, чем количество вещества щелочи. Следовательно:

$$\nu(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2,5:2 = 1,25 \text{ (моль)}.$$

2. Вычислим массу образовавшейся соли по формуле

$$m = \nu \cdot M:$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1,25 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 217,5 \text{ г}.$$

О т в е т: образуется 217,5 г соли  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

Задачу можно решить, составив пропорцию. Однако, поскольку количество вещества  $\nu$  — важная физико-химическая характеристика веществ, будем проводить расчеты по уравнениям реакции с использованием количества вещества. Это не только упрощает вычисления, но и раскрывает суть химических процессов, лежащих в основе условия задачи. (Математической составляющей задачи являются математические вычисления.)

При расчетах по уравнениям реакций важно не допускать ошибок в применении физических величин. Следует помнить, что с количеством вещества 1 моль соразмерны: масса — в граммах; молярная масса — в г/моль; объем в л, и, соответственно, единицей молярного объема является л/моль.

Этими единицами измерения мы будем пользоваться чаще всего. Количество вещества можно измерять и в кмоль (киломолях). Тогда масса будет измеряться в кг, молярная масса — в кг/кмоль (килограмм на киломоль), объем — в м<sup>3</sup>/кмоль (метр кубический на киломоль), а молярный объем будет составлять 22,4 м<sup>3</sup>/кмоль.

(Подумайте, какие единицы массы, молярной массы, молярного объема и объема соразмерны с количеством вещества 1 ммоль (миллимоль).

### Расчеты по химическим уравнениям объема вещества

**Пример 3.** Какой объем кислорода (н.у.) необходим для сжигания метана массой 48 кг и какой объем углекислого газа выделится в результате этой реакции?



Д а н о:

$$m(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

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

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

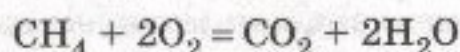
$$V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}$$

$$M_r(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ кг/кмоль}$$

Р е ш е н и е

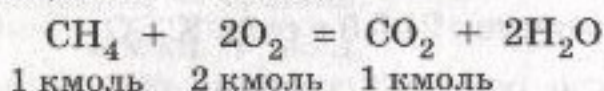
1. Запишем уравнение реакции:



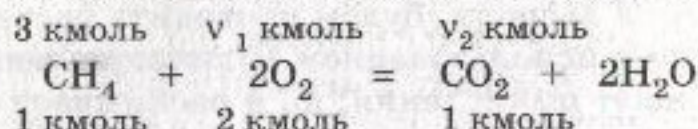
2. Вычислим количество вещества метана массой 48 кг:

$$v(\text{CH}_4) = 48 \text{ кг} : 16 \text{ кг/кмоль} = 3 \text{ кмоль.}$$

3. Рассмотрим количественные отношения данных в условии задачи веществ по уравнению реакции. Поскольку масса вещества выражена в килограммах, выберем размерную единицу количества вещества — кмоль:



4. Над формулами веществ укажем данные по условию задачи:



5. Вычислим количество вещества и объем кислорода.

Из уравнения реакции видно, что количество вещества кислорода в 2 раза больше количества вещества метана. Следовательно:

$$v_1(\text{O}_2) = 2 \cdot v(\text{CH}_4) = 2 \cdot 3 = 6 \text{ (кмоль);}$$

$$V(\text{O}_2) = v_1 \cdot V_m = 6 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 134,4 \text{ м}^3.$$

6. Вычислим количество вещества и объем углекислого газа.

Из уравнения реакции видно, что количество вещества углекислого газа равно количеству вещества метана. Поэтому:

$$v_2(\text{CO}_2) = v(\text{CH}_4) = 3 \text{ кмоль;}$$

$$V(\text{CO}_2) = 3 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 67,2 \text{ м}^3.$$

О т в е т: необходимо  $134,4 \text{ м}^3 \text{ O}_2$ , выделится  $67,2 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$ .

Рассмотренные примеры подтверждают, что, зная количественные соотношения веществ в реакции, можно **вычислять количество вещества, массу и объем** любого реагента или продукта реакции, используя *известное количество вещества, массу и объем одного из веществ*. Такие расчеты имеют большое практическое значение. На химических заводах, прежде чем приступить к изготовлению продукции, проводят аналогичные вычисления, чтобы определить, какого сырья и сколько необходимо взять и каким будет выход продукции.



- По уравнениям химических реакций можно вычислять количество вещества, массу или объем любого реагента или продукта реакции, если в условии задачи одна величина известна.
- Расчеты по химическим уравнениям количества вещества, массы и объема реагентов и продуктов реакций проводят на основе закона сохранения массы веществ.
- Для расчетов по химическим уравнениям важно, чтобы коэффициенты были расставлены правильно.
- Наиболее используемой единицей количества вещества является **моль**, а соразмерными с ней единицами измерения физических величин являются **грамм (г)**, **литр (л)**, **литр на моль (л/моль)**.
- Алгоритм расчетов по химическим уравнениям такой:
  - 1) записать уравнение реакции;
  - 2) уравнивать левую и правую части уравнения (расставить коэффициенты);
  - 3) рассмотреть количественные отношения данных в условии задачи веществ по уравнению реакции и под их формулами записать количество вещества, равное коэффициентам;
  - 4) рассмотреть количественные отношения данных в условии задачи веществ и над их формулами записать количество вещества, исходя из условия задачи;
  - 5) вычислить количество вещества, объем или его массу;
  - 6) записать ответ.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Вам известно, что в составе смеси вещества сохраняют свои свойства. Зная это, можно проводить расчеты количества вещества, массы или объема компонентов смеси.

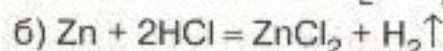
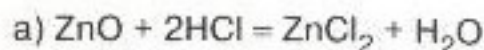
**Пример 1.** Смесь цинка и оксида цинка массой 20 г обработали избытком соляной кислоты. Объем газа, который выделился при этом, равен 4,48 л (н.у.). Определите массу каждого компонента смеси.

Дано:	$m = v \cdot M$
$m(\text{Zn}, \text{ZnO}) = 20 \text{ г}$	$M_r(\text{Zn}) = 65$
$V_{\text{газа}} = 4,48 \text{ л (н.у.)}$	$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}$
$m(\text{Zn}) = ?$	
$m(\text{ZnO}) = ?$	

### Решение

1. Рассмотрим химические явления, которые происходят между соляной кислотой и смесью цинка с оксидом цинка, запишем уравнения реакций:



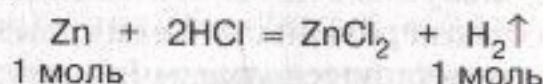


Как видим, оба компонента смеси взаимодействуют с соляной кислотой, однако газ выделяется лишь при взаимодействии цинка и кислоты. Поэтому для выполнения последующих расчетов выбираем уравнение б).

2. Вычислим количество вещества водорода:

$$v(\text{H}_2) = 4,48 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,2 \text{ моль.}$$

3. По известному количеству вещества водорода найдем количество вещества цинка:



Из уравнения реакции видно, что количество вещества цинка равно количеству вещества водорода. Поэтому:

$$v(\text{Zn}) = v(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль.}$$

4. По формуле  $m = v \cdot M$  вычислим массу цинка:

$$m(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 13 \text{ г.}$$

5. Вычислим массу оксида цинка в составе смеси. Если мы знаем массу цинка, а масса смеси известна из условия задачи, это сделать легко:

$$m(\text{ZnO}) = 20 \text{ г} - 13 \text{ г} = 7 \text{ г.}$$

О т в е т: смесь состояла из 13 г цинка и 7 г оксида цинка.

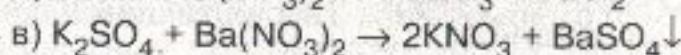
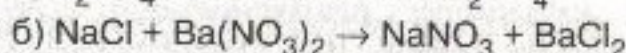
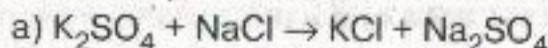
**Пример 2.** Смесь сульфата калия и хлорида натрия массой 46,5 г растворили в воде, а к образовавшемуся раствору добавили избыток раствора нитрата бария. Образовался осадок массой 46,6 г. Определите массу каждой соли в исходной смеси.

<p>Д а н о:</p> <p><math>m(\text{K}_2\text{SO}_4, \text{NaCl}) = 46,5 \text{ г}</math></p> <p><math>m(\text{осадка}) = 46,6 \text{ г}</math></p> <hr/> <p><math>m(\text{K}_2\text{SO}_4) = ?</math></p> <p><math>m(\text{NaCl}) = ?</math></p>	<p><math>M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174</math></p> <p><math>M_r(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5</math></p> <p><math>M_r(\text{BaSO}_4) = 137 + 32 + 4 \cdot 16 = 233</math></p> <p><math>M(\text{BaSO}_4) = 233 \text{ г/моль}</math></p>
--	--

### Р е ш е н и е

Оба компонента смеси и добавленный к ним реагент относятся к классу солей. Как известно, соли взаимодействуют в растворе между собой, если один из продуктов реакции — осадок или газообразное вещество.

1. Запишем схемы возможных вариантов взаимодействия веществ и, если реакция происходит, запишем химические уравнения:





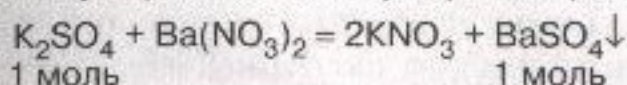
Из рассмотренных схем реакций взаимодействие происходит лишь по схеме в), поскольку один из продуктов — сульфат бария — выпадает в осадок. Следовательно, осадок, о котором идет речь в условии задачи, — сульфат бария.

Для последующих расчетов необходимо знать количество вещества этого соединения.

2. Вычислим количество вещества сульфата бария, который выпал в осадок:

$$\nu(\text{BaSO}_4) = m : M = 46,6 \text{ г} : 233 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}.$$

По схеме в) запишем уравнение реакции и рассмотрим количественные отношения сульфата калия и сульфата бария :



Как видно из уравнения реакции,  $\nu(\text{K}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{BaSO}_4)$ . Поэтому по условию задачи  $\nu(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль}$ .

3. Вычислим массу сульфата калия :

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = \nu \cdot M = 0,2 \text{ моль} \cdot 174 \text{ г/моль} = 34,8 \text{ г}.$$

4. Для определения массы хлорида натрия из общей массы смеси сульфата калия и хлорида натрия вычтем массу сульфата калия :

$$46,5 \text{ г} - 34,8 \text{ г} = 11,7 \text{ г}.$$

Ответ: исходная смесь солей содержала 34,8 г  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и 11,7 г  $\text{NaCl}$ .

## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

1. Вычислите массу всех веществ в реакции окисления магния, если:

а) прореагировало 11,2 л кислорода (н.у.);

б) образовалось 8 г оксида магния;

в) на проведение реакции израсходовано 2 моль магния.

2. Хватит ли 4,9 г ортофосфорной кислоты для полной нейтрализации гидроксида натрия количеством вещества 0,2 моль?

3. Вычислите объем и число молекул водорода (н.у.), который выделяется при взаимодействии 13 г цинка с избытком соляной кислоты.

4. Вычислите количество вещества оксида хрома(III) и массу воды, которые образуются при разложении гидроксида хрома(III) массой 41,2 г.

5\*. Составьте условие задачи, аналогичное задаче примера 1 в рубрике *Страница эрудита* и решите ее.

## § 24. Значение экспериментального метода исследования в химии

Вам известны различные методы исследования веществ и явлений, в том числе и эксперимент.

Экспериментом называют научный опыт изучения явлений и свойств веществ



Этот метод исследования применим для многих наук и наиболее распространен в области естественных наук — биологии, физики, химии. Используя эксперимент как метод исследований, ученые-химики всесторонне изучают химические свойства веществ, создают новые вещества с заранее заданными свойствами, в том числе и жизненно необходимые организму человека, например витамины. Благодаря экспериментальному методу стремительно развиваются фармацевтическая промышленность (синтез лекарственных препаратов), производство синтетических моющих средств (стиральные порошки, шампуни, средства ухода за вещами, бытовыми приборами и др.).

Изучая классы неорганических соединений, вы наблюдали за проведением химического эксперимента учителем, а также самостоятельно выполняли лабораторные опыты в классе и проводили домашние эксперименты по заданиям рубрики *Страница естествоиспытателя*. Это дало вам возможность убедиться в достоверности информации о свойствах классов неорганических соединений, сформировать экспериментальные умения. Теперь вы можете самостоятельно исследовать некоторые свойства веществ, выполнять задания, не детализированные в учебнике. Для этого вам необходимо самостоятельно составлять планы проведения исследований, прогнозировать результаты и подтверждать их достоверность экспериментальным путем. Успешное выполнение таких заданий станет убедительным доказательством ваших знаний, усовершенствует экспериментальные умения: собирать несложные приборы, пользоваться химической посудой и лабораторным оборудованием и т. п.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

### **Практическая работа 1. Исследование свойств основных классов неорганических соединений.**

Выполняя задания этой практической работы, вы будете иметь возможность получить подтверждение истинности научных знаний о свойствах сложных неорганических веществ и оценить свои учебные достижения.

**Задание 1.** Исследуйте, содержит ли образец порошка железа неактивные примеси. Опытным путем установите их массу.

**Задание 2.** Исследуйте физические и химические свойства гидроксида натрия, гидроксида железа(III), гидроксида цинка. Делая вывод, отметьте общее и отличное в свойствах этих веществ.

**Задание 3.** Исследуйте химические свойства соляной кислоты. Какие из них являются общими со свойствами солей этой кислоты?

**Задание 4.** От длительного кипячения воды на стенках чайника появляется накипь — отложение твердых карбонатов кальция и магния. Опытным путем (для проведения эксперимента можно вос-



пользоваться мелом) выясните, с помощью веществ какого класса неорганических соединений можно устранить накипь.

**Задание 5.** Получите оксид углерода(IV) и исследуйте химический характер этого оксида.

**Задание 6.** Исследуйте способность железа вытеснять металлы цинк и медь из растворов их солей.

**Задание 7.** Опытным путем докажите, что молекулы серной кислоты содержат атомы водорода, способные замещаться металлом, и кислотный остаток  $\text{SO}_4$ .

Сделайте общий вывод, какие знания и умения понадобились вам, чтобы выполнить задания практической работы.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

В тексте § 24 отмечалось, что без химического эксперимента было бы невозможно создавать новые вещества, а тем более вещества с заранее заданными свойствами. Проиллюстрируем это на примере инсулина — вещества, которое вырабатывается поджелудочной железой в организме всех позвоночных, в том числе и человека. Основное его назначение — регулировать содержание глюкозы в составе крови. Именно благодаря инсулину уровень глюкозы в крови остается постоянным, независимо от того, сколько сладостей мы съели. Если же инсулина в организме человека вырабатывается недостаточно, это вызывает серьезное нарушение обмена веществ, которое получило название сахарного диабета. Больным сахарным диабетом необходимы ежедневные инъекции инсулина. Длительное время его получали в специальных лабораториях при мясокомбинатах из поджелудочных желез животных — свиней и крупного рогатого скота.

Ученые издавна исследовали строение инсулина и искали методы его синтеза, то есть получения в химической лаборатории. В конце XX ст. их усилия увенчались успехом — строение органического вещества инсулина было установлено. Начался следующий этап работы — поиск возможности создания искусственного инсулина. После его завершения инсулин стали изготавливать массово. В 2003 году Киевский завод по производству инсулина выпустил свою первую продукцию. Так, благодаря экспериментальному методу исследований, химиками, биологами, медиками была решена проблема обеспечения жизненно необходимым препаратом людей, больных сахарным диабетом.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Предложите физический и химический способы очистки гвоздей от ржавчины.
2. Воспользовавшись результатами, полученными в задании 4 практической работы, устранили с помощью лимонной кислоты, растворенной в горячей воде, накипь на стенках чайника, которым пользуетесь дома. (После устранения накипи чайник тщательно промойте.)
3. Сделайте вывод, какой из металлов — цинк или медь — чаще встречается в природе в свободном состоянии, а какой — в виде соединений.



## § 25. Решение экспериментальных задач

Химические задачи разделяют на две больших группы — расчетные и экспериментальные.

Решение первых предусматривает проведение математических вычислений, например расчеты по химическим уравнениям массы или объема вещества.

Экспериментальные задачи решают опытным путем.

**Экспериментальными** называют задачи, для решения которых необходимо проведение химического эксперимента.

Это могут быть задачи, по условию которых необходимо:

- а) распознать вещества;
- б) установить качественный состав веществ;
- в) получить вещество разными способами или придерживаясь заданной схемы преобразований и др.

**Для успешного решения экспериментальных задач необходимо знать физические и химические свойства веществ, способы их получения.**

Прежде чем приступать к решению экспериментальной задачи, следует провести воображаемый эксперимент. Для задач на распознавание веществ он заключается в том, что на основе знаний о свойствах классов соединений составляют план экспериментального распознавания данных для опыта веществ и устанавливают последовательность выполнения опытов. Поупражняйтесь в этом, решая примеры 1—3 лабораторного опыта 10 (с. 169).

**Пример 1.** Определить, в каких пронумерованных, но без этикеток, пробирках содержатся: соляная кислота, растворы серной кислоты, хлорида натрия, гидроксида натрия.

### Решение

Рассуждаем так: жидкости во всех пробирках внешне одинаковы, значит, по агрегатному состоянию и цвету провести распознавание хотя бы одного из веществ не удастся. Поэтому следует распознавать вещества, используя их химические свойства. Достаточно часто два, а то и больше веществ, которые нужно распознать, одинаково взаимодействуют с веществом, с помощью которого осуществляют распознавание. Это создает определенные трудности во время решения экспериментальных задач. Их можно избежать, оформив воображаемый эксперимент в виде таблицы:

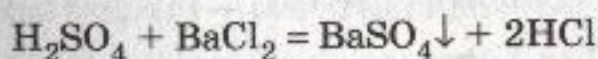


Формулы веществ (по условию задачи)	Вещества, с помощью которых проводят распознавание				Ответ (№ пробирки)
	BaCl <sub>2</sub>	Цинк	Фенол-фталейн	AgNO <sub>3</sub>	
HCl	Без изменений	H <sub>2</sub> ↑			
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	BaSO <sub>4</sub> ↓	H <sub>2</sub> ↑			
NaCl	Без изменений	Без изменений	Без изменений	AgCl↓	
NaOH	Без изменений	Без изменений	Малиновый		
№ опыта	1	2	3	4	

Из таблицы следует, что для решения задачи вещества, с помощью которых необходимо провести распознавание, используют в такой последовательности: хлорид бария, цинк, фенолфталейн, нитрат серебра.

*Помните!* Из пробирок следует отливать (отбирать) для распознавания небольшие порции веществ или их растворов. Это правило нужно обязательно соблюдать, поскольку неизвестно, с какого по счету раза удастся распознать вещество.

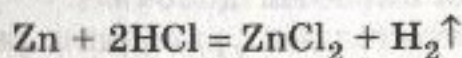
Итак, сначала отольем в чистые пробирки немного (около 1 мл) каждого вещества и по очереди добавим к ним хлорид бария. Только в одной из пробирок появится осадок — в той, которая содержит серную кислоту:



Номер этой пробирки запишем в ответе.

Обратите внимание, что взаимодействие с цинком определено как второй опыт. Если бы его проводили первым, то одновременно в двух пробирках (с соляной и серной кислотами) наблюдали бы выделение водорода и распознать кислоты не удалось бы.

Следующее исследование проводим, изъяв из опытов пробирку с серной кислотой. Из трех пробирок, которые содержат нераспознанные вещества, отливаем в чистые пробирки по 1 мл растворов и осторожно кладем в каждую гранулы цинка. Лишь в одной пробирке наблюдается выделение водорода:

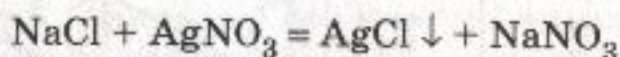


Записываем в ответе номер этой пробирки напротив ярлычка с формулой HCl, и больше с этим веществом не работаем.



Осталось распознать хлорид натрия и гидроксид натрия. Воспользуемся фенолфталеином. В пробирке с гидроксидом натрия раствор индикатора приобретет малиновую окраску.

Остается убедиться, что в последней пробирке находится хлорид натрия. Добавим к раствору нитрат серебра:



Получили осадок хлорида серебра.

Может ли быть другая последовательность? Да. Например, можно распознавание начинать с использования фенолфталеина. Так мы сразу определим и изыдем из последующих исследований гидроксид натрия, ведь в других растворах фенолфталеин не изменит окраску.

**Пример 2.** Получить хлорид магния разными способами.

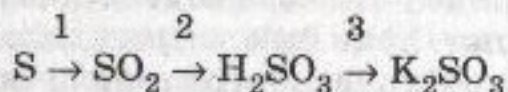
#### Р е ш е н и е

Хлорид магния  $\text{MgCl}_2$  — соль бескислородной кислоты и активного металла магния. Поэтому можно использовать все изученные способы получения солей:

- 1) магний + хлор  $\rightarrow$  хлорид магния;
- 2) магний + соляная кислота  $\rightarrow$  хлорид магния + водород  $\uparrow$ ;
- 3) оксид магния + соляная кислота  $\rightarrow$  хлорид магния + вода;
- 4) гидроксид магния + соляная кислота  $\rightarrow$  хлорид магния + вода;
- 5) сульфат магния + хлорид бария  $\rightarrow$  хлорид магния + сульфат бария.

Запишите самостоятельно уравнения реакций по указанным схемам, проделайте опыты.

**Пример 3.** Проделайте эксперимент по схеме таких превращений:



и запишите уравнения реакций.

#### Р е ш е н и е

1. Сжигание серы.
2. Растворение полученного кислотного оксида в воде с получением раствора кислоты.
3. Нейтрализация кислоты щелочью.

Запишите самостоятельно уравнения реакций по указанным схемам, проделайте опыты.





**Практическая работа 2. Решение экспериментальных задач**

**Задание 1.** Определите, в какой из пробирок находятся растворы кислоты, щелочи и вода.

**Задание 2.** Определите, в какой из пробирок содержится серная кислота, а в какой ее соль — сульфат натрия.

**Задание 3.** Определите, в какой из пробирок содержится карбонат натрия, а в какой — хлорид натрия.

**Задание 4.** Определите, в какой из пробирок содержатся соляная кислота, хлорид калия, хлорид бария.

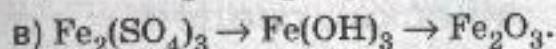
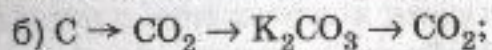
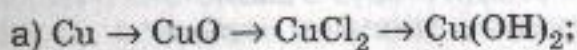
**Задание 5.** Определите, в какой из пробирок содержится раствор сульфата цинка, а в какой — сульфата магния.

**Задание 6.** Не проводя химических реакций, распознайте оксид магния и оксид меди(II).

**Задание 7.** С помощью химических реакций распознайте оксид цинка и карбонат магния.

**Задание 8.** С помощью химических реакций докажите наличие примесей порошкообразного оксида меди(II) в порошке графита.

**Задание 9.** Осуществите химические превращения по таким схемам:



**Задание 10.** Получите:

а) из оксида меди(II) — сульфат меди(II);

б) из сульфата железа(III) — гидроксид железа(III);

в) из гидроксида меди(II) — оксид меди(II).

**Задание 11.** Получите разными способами: а) сульфат цинка; б) оксид углерода(IV); в) хлорид меди(II).

Для тех заданий, где это необходимо, запишите уравнения химических реакций.



## Периодический закон и периодическая система химических элементов

**Д. И. Менделеева. Строение атома**

В 7 классе вы учились пользоваться периодической системой как справочной. При изучении этой темы, вы узнаете: чем обусловлено размещение того или иного элемента в определенной клетке таблицы; как с ее помощью можно прогнозировать свойства веществ; о связи между строением атома и свойствами веществ.

### Изучив тему, вы сможете:

- объяснять связь периодической системы со строением атома;
- составлять электронные и графические электронные формулы атомов;
- обосновывать физическую суть периодического закона;
- оперировать информацией, заложенной в периодической системе для характеристики химического элемента и его соединений;
- проследивать периодичность в свойствах оксидов и гидроксидов, строении электронных оболочек атомов.

## § 26. Исторические сведения о попытках классификации химических элементов

Химия, как и любая другая наука, использует определенные формы научных знаний — факты, понятия, законы, теории. Фактами о некоторых химических элементах и образованных ими простых веществ, например о железе, серебре, олове, золоте и др., люди оперировали давно. Даже придумали обозначение символов элементов, из атомов которых эти вещества образованы. (Вспомните, об этом вы узнали в 7 классе.)

С накопления фактов начинается развитие каждой науки, а со временем возникает потребность в их классификации — разделении по определенным признакам. До 1750 года было известно 15 химических элементов. Это не так уже и много, чтобы чувствовалась острая необходимость в их классификации. Но следующие 50 лет ознаменовались открытием еще 20 химических элементов, то есть их стало вдвое больше. На первую половину XIX ст. (1801—1850 гг.) пришлось открытие еще 24 химических элементов. К 1869 г. количество известных химических элементов достигло 63, а различных веществ — сотен тысяч. Согласитесь, такое количество элементов и соединений требовало определенной классификации, т. к. работать с информацией, изучать химию только путем запоминания формул невозможно.



Первые классификации обычно несовершенны. Вам хорошо известно, что киты, хотя и проживают в водной среде, принадлежат к классу млекопитающих. Но в биологии виды животных сначала классифицировали по месту их обитания. Поэтому киты попали в одну группу с рыбами.

Совершим экскурс в историю химии.

Одна из первых классификаций (1786—1787 гг.) принадлежит Антуану Лавуазье. Он разделил известные в то время элементы на металлы и неметаллы, или металлоиды. (*Вспомните общие характерные свойства простых веществ, образованных атомами этих элементов, а также свойства их оксидов и гидроксидов, и сделайте вывод о том, что было положено в основу этого разделения.*) Однако это разделение оказалось несовершенным, т. к. существуют элементы, которые в зависимости от условий могут проявлять химические свойства как металлических, так и неметаллических элементов. Примером могут служить опыты с гидроксидом цинка, проведенные вами во время изучения классов неорганических соединений. Вы тогда убедились, что гидроксид цинка образует соли, реагируя и с кислотой, и с основанием (щелочью). Подобные свойства проявляют гидроксиды алюминия, свинца, бериллия и некоторых других элементов. То есть, как простые вещества они по своим физическим свойствам относятся к металлам; в то же время, как их соединения по химическим свойствам амфотерны.

Амфотерный характер некоторых гидроксидов свидетельствует о несовершенстве первой попытки классификации элементов.

Следующая классификация заключалась в объединении элементов на основе сходных свойств образованных ими веществ в природные группы — семейства — щелочных металлов, галогенов, инертных газов и др. Несовершенство этой классификации заключается в том, что в ней не прослеживаются связи между отдельными группами элементов.

В 1829 г. немецкий химик Йоганн Деберейнер заявил, что все известные элементы можно разделить на группы, в каждую из которых будут входить по три химически похожих элемента. Он назвал их **триадами**. Рассмотрим примеры триад:

- а) литий, натрий, калий;      б) сера, селен, теллур;  
в) хлор, бром, иод.

Однако попытки ученого сгруппировать все известные на то время элементы в триады потерпели неудачу. Он обнаружил лишь 5 триад и вывел для них такую зависимость: атомная масса среднего в триаде элемента является средней арифметической атомных масс крайних элементов.

В 1863 г. английский химик Джон Ньюлендс заметил, что если разместить элементы в порядке увеличения их атомных



масс (тогда масса называлась «атомный вес»), то каждый восьмой элемент подобен первому (отсчет вели от любого, избранного в качестве начального, элемента). Ученый образно сравнил это с музыкальной октавой. В виде октав ему удалось разместить (не нарушая правило) первые 17 химических элементов, имеющих-ся в современной периодической системе. А так как далее закономерность нарушалась, об этой классификации быстро забыли.

Ближе всех к открытию закона, который объяснял бы свойства всех химических элементов, а также их соединений, подошел немецкий химик Лотар Мейер, который в 1864 г. разместил элементы в порядке возрастания их атомных масс и распределил на 6 групп, согласно валентности. Однако сделать теоретические выводы и установить периодическую закономерность ученому не удалось.

Нетрудно заметить, что в рассмотренных выше классификациях ученые принимали за основу *сходство состава и свойств веществ*. То есть, они искали закон объединения групп подобных элементов, и этот путь оказался тупиковым.

Русский химик Дмитрий Иванович Менделеев, в отличие от своих предшественников, занялся поиском закономерностей *в изменении свойств элементов*. Это было верное решение, и в 1869 г. ученый открыл общий закон природы — **периодический закон**.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание 1.** Как опытным путем доказать, что бериллий, протонное число которого 4, относится к амфотерным химическим элементам? Составьте план исследования, запишите соответствующие уравнения реакций.

**Задание 2.** Можно ли считать бериллий элементом, переходным от металлов к неметаллам, на основании того, какие элементы являются его соседями слева и справа в периодической системе?

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Любая наука начинается с накопления фактов, которые со временем ученые классифицируют — разделяют на группы по определенным признакам.
- В основу классификации химических элементов на металлические и неметаллические вначале было положено сходство физических свойств простых веществ.
- На основании схожести свойств элементов и их соединений были выделены природные семейства — щелочных металлов, галогенов, инертных газов.
- В XIX ст. ученые И. Деберейнер, Дж. Ньюлендс, Л. Мейер попытались ввести новые классификации химических



элементов, однако в них не отображались связи между отдельными группами элементов.

- До открытия периодического закона знания о химических элементах существовали в виде фактов, не связанных в единое целое.
- В 1869 г. Д. И. Менделеев открыл периодический закон — общий закон природы.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

1. Вспомните и назовите известные вам классификации, которые существуют в других науках.

2. По каким признакам элементы были сначала разделены на металлические и неметаллические? В чем несовершенство этой классификации?

3. На примере триады *сера, селен, теллур* убедитесь в достоверности зависимости, выведенной И. Деберейнером относительно атомной массы среднего элемента триады.

4\*. Почему до Д. И. Менделеева многие ученые не смогли связать в единое целое известные на то время факты о химических элементах и их соединениях?

## § 27. Понятие о щелочных металлах

Щелочные металлы — литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs были открыты в XIX веке. Щелочной металлический элемент франций добыт искусственно в XX веке. Название *щелочные металлы* эти вещества получили потому, что их гидроксиды — щелочи — мыльные на ощупь. Щелочные металлы в природе встречаются лишь в составе соединений, поскольку их простые вещества вследствие высокой химической активности не существуют в свободном состоянии.

**Физические свойства щелочных металлов.** Простые вещества литий, натрий, калий, рубидий, цезий — металлы серебристо-белого цвета с ярко выраженным металлическим блеском, настолько мягкие, что легко режутся ножом. Они относятся к легким и легкоплавким веществам, имеют высокие теплопроводность и электропроводность. То есть, это типичные металлы, физические свойства которых во многом подобны.

Однако «подобный» не означает «одинаковый». В подтверждение этого поработайте с таблицей 2 и выясните:

1) подтверждается ли приведенная в тексте информация о высоких температурах плавления и кипения щелочных металлов;

2) какой из щелочных металлов имеет самую низкую температуру плавления (сравните ее с температурой тела человека);

3) к легким или тяжелым металлам относятся щелочные металлы (металлы с плотностью до  $5 \text{ г/см}^3$  называют легкими);



Таблица 2

**Физические свойства щелочных металлов**

Химический элемент		Порядковый номер	Название простого вещества	Относительная атомная масса (округленно)	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С	Плотность, г/см <sup>3</sup>
Символ	Название						
Li	литий	3	литий	7	180	1370	0,53
Na	натрий	11	натрий	23	98	900	0,97
K	калий	19	калий	39	63	776	0,85
Rb	рубидий	37	рубидий	85	38	705	1,5
Cs	цезий	55	цезий	133	28	688	1,9
Fr	франций	87	франций	223	20	650	≈ 2,3

4) как изменяются относительная атомная масса элементов, температура плавления и кипения, плотность щелочных металлов с увеличением порядкового номера (протонного числа).

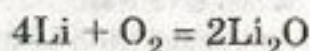
Итак, вы убедились в том, что элементы не случайно объединены в одно семейство.

**Место щелочных металлов в периодической системе.** Найдем в периодической системе клетки с символами щелочных металлических элементов. Литий находится в клетке под номером 3, натрий — 11, калий — 19, рубидий — 37, цезий — 55, франций — 87. Нетрудно заметить, что в периодической системе они расположены друг под другом, в столбец. Существенно отличаются порядковые номера (протонные числа) этих элементов. Отличаются щелочные металлы и относительной атомной массой, причем каждый следующий элемент имеет большую относительную атомную массу, чем предыдущий. С увеличением относительных атомных масс элементов изменяются физические свойства щелочных металлов.

Рассмотрим внимательнее периодическую систему и попробуем найти общие признаки в размещении щелочных металлических элементов. Оказывается, что ими начинаются все (кроме первого) горизонтальные ряды элементов, которые называются **периодами**. У щелочных металлических элементов одинаковая общая формула оксидов, в которых они одновалентны.

**Химические свойства щелочных металлов.** Щелочные металлы — чрезвычайно активные простые вещества.

**1. Взаимодействие с кислородом.** На воздухе при комнатной температуре щелочные металлы окисляются кислородом и образуют оксиды:





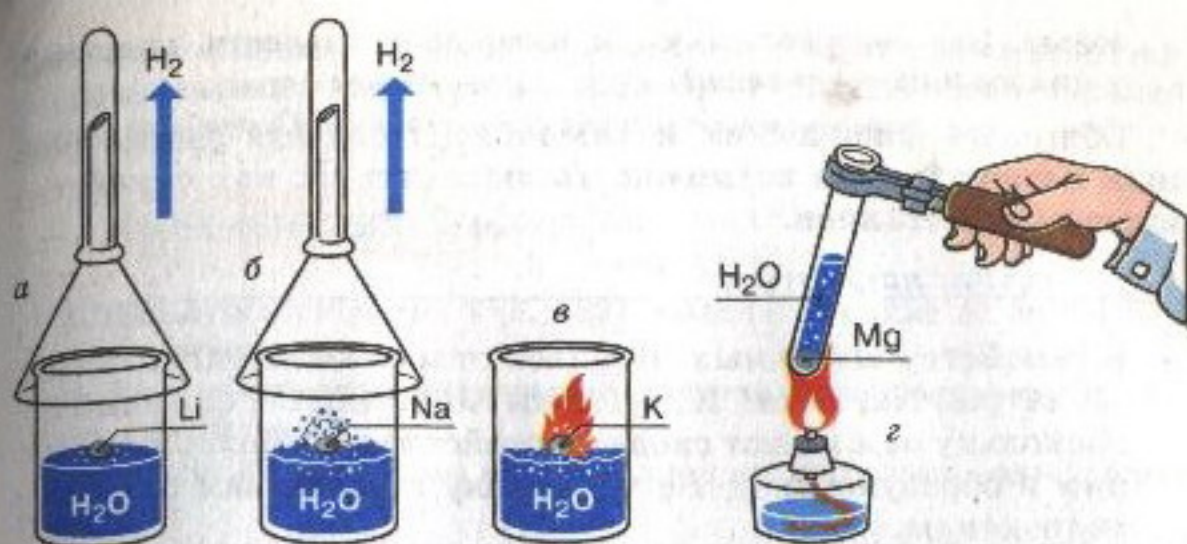
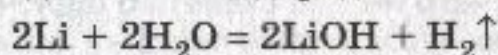


Рис. 17. Взаимодействие щелочных металлов с водой:  
 а — литий реагирует умеренно; б — натрий реагирует активно — водород подхватывает кусочек натрия, он «бежит» по поверхности воды; в — калий реагирует мгновенно — водород самовоспламеняется и взрывается; г — в отличие от щелочных металлов магний реагирует только при нагревании

Другие щелочные металлы образуют еще и пероксиды.

Если литий, натрий или калий нагреть, то окисление сопровождается горением, т. е. выделением света и тепла. Активность же рубидия и цезия настолько высока, что эти металлы горят без предварительного нагревания.

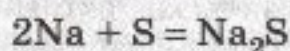
**2. Взаимодействие с водой.** Все щелочные металлы взаимодействуют с водой и образуют гидроксиды — щелочи. Реакция сопровождается выделением водорода и тепла (рис. 17).



(Проанализируйте состав и количество реагентов и продуктов реакции, сделайте вывод, к какому типу реакций относится взаимодействие щелочных металлов с водой.)

Литий реагирует с водой медленно, натрий — намного быстрее, калий очень быстро, с выделением такого количества тепла, что водород загорается. Активность рубидия и цезия в реакции с водой еще выше, чем активность калия.

**3. Взаимодействие с неметаллами.** Щелочные металлы взаимодействуют со многими неметаллами, в частности с теми, которые образуют с металлами соли бескислородных кислот:



♦ Изучая химические свойства кислот и солей, вы рассматривали их взаимодействие с металлами. Однако уравнений реакций со щелочными металлами не записывали. Поскольку эти реакции происходят в растворе, то металл взаимодействует с водой, а образовавшаяся щелочь продолжает реагировать с кислотой или



солью. Это свидетельствует о высокой активности щелочных металлов и их соединений.

Общность физических и химических свойств рассмотренных металлов дала возможность выделить их как семейство щелочных металлов.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- К семейству щелочных металлов относятся металлы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr, поскольку они имеют сходные свойства в свободном состоянии и образуют сходные по составу и свойствам оксиды и гидроксиды.
- Щелочные металлы имеют ярко выраженные физические свойства металлов — блеск, теплопроводность, электропроводность и др.
- В периодической системе щелочные металлические элементы размещены в начале периодов (кроме первого).
- Химическая активность щелочных металлов высока, что подтверждается взаимодействием с кислородом, водой, неметаллами и другими веществами.
- С увеличением порядкового номера (протонного числа) химическая активность щелочных металлов возрастает.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

О железе, золоте, серебре, меди и некоторых других металлах человек знал давно, чего нельзя сказать о щелочных металлах. Причина заключается в их чрезвычайно высокой активности. Длительное время попытки получить традиционными методами натрий или калий в свободном состоянии из солей этих металлов, например из хлорида натрия, хлорида калия, карбоната калия, были безуспешными. И только в 1808 г. английский ученый Гемфри Дэви сообщил об открытии новых элементов — натрия и калия.

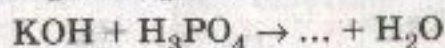
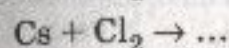
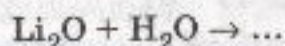
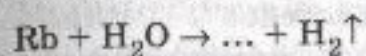
Как ему это удалось? С помощью постоянного электрического тока ученый провел электролиз щелочи. При этом около отрицательно заряженного электрода в расплаве щелочи Г. Дэви наблюдал появление шариков с ярким металлическим блеском, которые по внешнему виду напоминали ртуть. Часть из них сгорала ярким пламенем, и горение сопровождалось взрывом, а часть достаточно быстро тускнела. Причина такого явления — химическая активность щелочных металлов. Не случайно эти металлы хранят в запаянных ампулах или под слоем керосина, который делает невозможным их взаимодействие с другими веществами. Проведя много опытов, ученый убедился, что получил металлы калий и натрий в свободном состоянии. После изучения их свойств он сообщил о своем открытии. Через 10 лет был открыт литий, а через полвека — рубидий и цезий. Представитель семейства



щелочных металлов — элемент франций был открыт французской исследовательницей Маргаритой Перей через 132 года после открытия натрия и калия. Она назвала его в честь своей родины.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Пользуясь таблицей 2 (с. 122), выясните, какие из щелочных металлов легче воды.
2. Как изменяются физические свойства щелочных металлов от лития к францию?
3. Можно ли щелочные металлы хранить под слоем воды? Ответ объясните.
4. Почему из щелочных металлов не изготавливают металлические конструкции, другие металлические изделия?
5. Дополните схемы пропущенными формулами, напишите уравнения реакций, укажите их типы:



- 6.\* На примере натрия рассмотрите генетическую связь классов неорганических соединений. Напишите соответствующие уравнения реакций.
- 7.\* По одному из уравнений реакций задания 5 составьте условие расчетной задачи на вычисление количества вещества, массы, объема (для газообразных веществ), и решите ее.

## § 28. Понятие о галогенах и инертных газах

Существуют семейства и среди неметаллов, например семейство галогенов или инертных газов.

Типичные неметаллы, входящие в состав семейства галогенов, — фтор, хлор, бром, йод — были открыты приблизительно в то же время, что и щелочные металлы, то есть в первой половине XIX века. Астат, которого слишком мало в природе, был получен уже в XX веке. В переводе с гр. *галогены* означает солероды. Свое название галогены получили благодаря способности легко вступать в реакцию с металлами и образовывать соли бескислородных кислот. Подобно щелочным металлам, галогены в природе встречаются лишь в виде соединений, т. к. их простые вещества проявляют высокую химическую активность. Молекулы всех галогенов двухатомны независимо от их агрегатного состояния —  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{At}_2$ . Валентность атомов галогенов в этих соединениях равна 1.

**Физические свойства галогенов.** Все галогены — вещества, имеющие запах и цвет. Запах у них резкий, раздражает органы дыхания, а при длительном воздействии вызывает удушье.



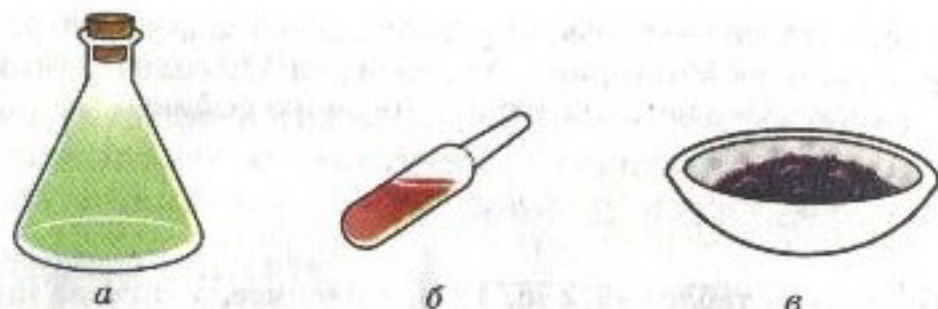


Рис. 18. Простые вещества галогены:  
а — хлор; б — бром; в — иод

При обычных условиях фтор и хлор — газообразные вещества, бром — жидкость, иод — твердое вещество (рис. 18). Данные о физических и других свойствах галогенов представлены в таблице 3.

Таблица 3

Физические свойства галогенов

Химический элемент		Порядковый номер	Название простого вещества, формула	$M_r$ вещества (округленно)	Агрегатное состояние	Цвет	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Символ	Название							
F	фтор	9	фтор F <sub>2</sub>	38	Газ	Желтоватый	-220	-183
Cl	хлор	17	хлор Cl <sub>2</sub>	71	Газ	Желто-зеленый	-101	-134
Br	бром	35	бром Br <sub>2</sub>	160	Жидкость	Красно-бурый	-7	+59
I	иод	53	иод I <sub>2</sub>	254	Твердое вещество	Темно-серый	+113	+185

По данным таблицы выясните, как изменяются с увеличением порядкового номера:

- 1) относительная молекулярная масса простых веществ, образованных атомами химических элементов галогенов;
- 2) температура плавления галогенов;
- 3) их температура кипения;
- 4) агрегатное состояние.

Сделайте вывод об общих физических свойствах галогенов.

**Место галогенов в периодической системе.** Отыщем в периодической системе клетки с символами химических элементов семейства галогенов. Как видим, они размещены в столбец, через определенное количество других элементов. В отличие от



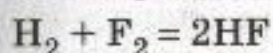
щелочных элементов, которыми начинаются периоды, галогены размещены в конце периодов. После них в периоде находится лишь один химический элемент — представитель семейства инертных газов, информация о котором приведена в этом параграфе. У галогенов преобладает общая формула высшего оксида —  $R_2O_7$ . Запомните, что она не распространяется на оксид фтора  $F_2O$  и оксид брома  $Br_2O_5$ .

Все без исключения галогены образуют летучие соединения с водородом, которые имеют общую формулу  $HR$ :

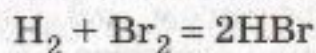


**Химические свойства галогенов.** Галогены относятся к активным неметаллам. Они реагируют со многими неорганическими и органическими веществами (их вы будете изучать в старших классах). Рассмотрим взаимодействие галогенов с водородом и металлами.

**1. Взаимодействие галогенов с водородом.** При взаимодействии с водородом галогены образуют галогеноводороды:



фтороводород



бромоводород

(Определите валентность фтора и брома в образовавшихся веществах.)

Смесь водорода и фтора взрывается даже в темноте. Для того чтобы прореагировали хлор и водород, смесь нужно поместить на яркий свет или нагреть. Бром и парообразный иод реагируют с водородом только при нагревании, причем более, чем это нужно в случае реакции хлора с водородом.

Водные растворы бинарных соединений галогенов с водородом (галогеноводороды) проявляют кислотный характер, т. е. являются бескислородными кислотами. Активность этих кислот возрастает от фтороводородной  $HF$  к иодоводородной  $HI$ .

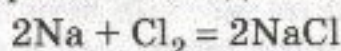
Используя приведенную выше информацию, сделайте вывод, как изменяются:

а) химическая активность галогенов в реакции с водородом от фтора к иоду;

б) активность бескислородных кислот, полученных растворением галогеноводородов в воде.

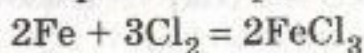
**2. Взаимодействие галогенов с металлами.** Галогены активно реагируют с металлами.

Так, натрий без нагревания соединяется с хлором:



хлорид натрия

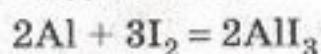
Раскаленное железо сгорает в хлоре ослепительным пламенем:



хлорид железа(III)



Смесь порошков алюминия и иода при комнатной температуре может продолжительное время находиться в неизменном виде. Но стоит добавить к ней несколько капель воды, как начинается бурное взаимодействие:



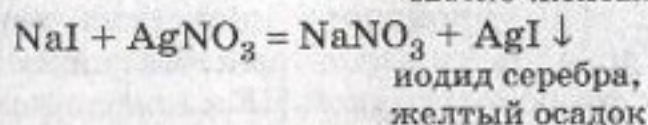
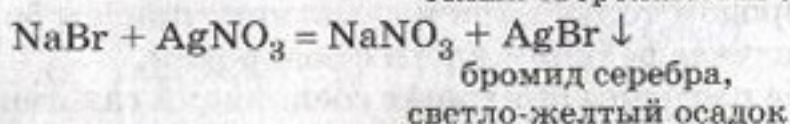
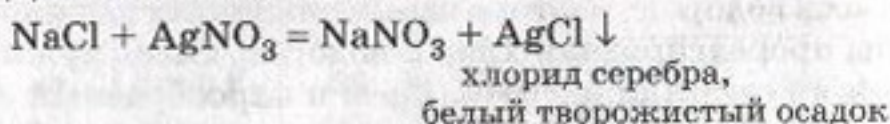
иодид алюминия

Следовательно, это реакция каталитическая. Катализатором является вода (в небольших количествах).

В рассмотренных уравнениях продуктами реакций являются соли — хлориды и иодиды. Существуют также и такие соли, как фториды и бромиды, например  $\text{CaF}_2$  или  $\text{KBr}$ .

*(Определите валентность галогенов в приведенных примерах солей и убедитесь, что, как и в соединениях с водородом, она равна 1.)*

Как видим, галогены активно взаимодействуют с металлами и образуют соли бескислородных кислот, содержащих **одновалентный** кислотный остаток, название которого заканчивается суффиксом **-ид** (фторид, хлорид, иодид, бромид). Общим для всего семейства галогенов является взаимодействие хлоридов, бромидов, иодидов с раствором нитрата серебра, которое сопровождается образованием осадков, нерастворимых не только в воде, но и в кислотах:



Итак, элементы, отнесенные к семейству галогенов, а также их соединения имеют много общего, а физические и химические свойства галогеносодержащих веществ изменяются с изменением порядкового номера (протонного числа) химических элементов в периодической системе.

**Понятие об инертных элементах.** В конце XIX ст. экспериментальные методы исследований в химии достигли такого уровня, что на протяжении шести лет было открыто 6 новых химических элементов и определено их место в периодической системе. Это гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe и радон Rn.

Внимание английского физика Джона Релея привлек тот факт, что у азота, полученного из воздуха, и азота, полученного из его соединений, различная плотность. За объяснением он обратился к другому ученому — Уильяму Рамзаю. После серии экспери-



ментов по сжижению воздуха и разделению полученной смеси на отдельные компоненты, в составе воздуха было обнаружено простое газообразное вещество аргон с одноатомными молекулами. (Раньше, благодаря спектральному анализу, физики установили наличие большого количества неона на Солнце.) Вслед за аргон в составе воздуха были открыты еще три газообразных простых вещества — криптон, неон и ксенон. Последним был открыт радон, присутствующий среди продуктов радиоактивного распада радия (детальнее о радиоактивном распаде вы узнаете из § 31). Открытые элементы были отнесены к одному семейству инертных, или благородных элементов. Все инертные химические элементы относятся к малораспространенным на Земле элементам. Так, У. Рамзай отмечал, что ксенона в воздухе меньше, чем золота в морской воде. И это еще одно доказательство того, насколько важны экспериментальные методы исследований и для открытия химических элементов и для создания новых веществ.

Все инертные элементы в свободном состоянии при обычных условиях — газообразные вещества. От других газообразных простых веществ они отличаются одноатомным составом молекул. До 1962 г. ученым не удавалось получить соединения инертных элементов. В настоящее время известно свыше 200 соединений ксенона, криптона и радона, полученных в специальных условиях.

С открытием инертных элементов возникла проблема размещения их в периодической системе. То, что они наделены подобными свойствами, из которых основное — инертность (бездеятельность, пассивность) относительно других веществ, свидетельствовало в пользу выделения их в отдельную группу периодической системы. В 1900 г. было принято решение создать нулевую группу и разместить там инертные элементы. Но в современной периодической системе, после получения соединений инертных элементов с другими элементами (в основном со фтором, кислородом и хлором), инертные элементы включены в VIII группу и размещены в ней друг под другом. Поработайте с периодической системой и найдите в ней элементы с порядковыми номерами (протонными числами) 2, 10, 18, 36, 54, 86. Вы убедитесь, что инертным газом заканчивается каждый период, кроме последнего, который еще не завершен.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Среди химических элементов встречаются элементы с подобными свойствами простых и сложных веществ, образованных ими. Их объединяют в семейства.
- Примером семейства металлических элементов является семейство щелочных химических элементов — литий, натрий, калий, цезий и франций.
- Щелочные металлы — это типичные металлы как по физи-



ческим, так и по химическим свойствам. Они проявляют высокую химическую активность, возрастающую с увеличением относительной атомной массы элементов.

- Примером семейства неметаллических элементов является семейство галогенов — фтор, хлор, бром, иод, астат.
- Галогены — это типичные неметаллы. Они также проявляют высокую химическую активность, убывающую с увеличением относительной атомной массы элементов.
- Инертные, или благородные элементы — гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон — особенное семейство. Простые вещества, образованные атомами этих элементов, имеют одноатомные молекулы, газообразны по агрегатному состоянию и проявляют стойкую инертность (пассивность) к взаимодействию с другими веществами.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Несмотря на то, что простые вещества галогены ядовиты и представляют опасность для здоровья человека в случае попадания в организм с воздухом, водой или пищей, ионы  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  для человека жизненно необходимы. (Вспомните, что отрицательно заряженные ионы называют анионами.)

Так, организм человека нуждается в анионах фтора для прочности зубной эмали. Поэтому зубные пасты часто содержат соединения этого элемента в виде добавки. Анион хлора входит в состав желудочного сока. Наш организм получает его с поваренной солью. Некоторые лекарственные препараты, которые действуют успокаивающе на нервную систему человека, содержат в своем составе анионы брома. Нужны организму и анионы иода, чтобы правильно функционировала щитовидная железа. Если в ее работе возникают сбои, это сказывается на общем самочувствии человека, развивается тяжелое заболевание — зоб. Вам, очевидно, приходилось видеть на упаковках с поваренной солью надпись «иодированная». Что это означает? К поваренной соли добавлено небольшое количество иодида натрия или иодида калия — так человек может пополнить запасы ионов иода в своем организме.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Какому количеству вещества соответствуют 22,35 г хлорида калия?
2. Напишите формулы солей бескислородных кислот галогенов: фторида натрия, хлорида алюминия, бромид магния, иодида калия.
3. Где больше молекул: в 7,1 г хлора или 8,1 г бромоводорода?
4. Вычислите относительную плотность хлора и иодоводорода по воздуху и водороду.
- 5\*. Хлороводород, полученный из 20 кг водорода и достаточного количества хлора, растворили в воде. Какая масса гидроксида натрия понадобится для нейтрализации образовавшейся соляной кислоты?



## § 29. Периодический закон Д. И. Менделеева

Если вы внимательно изучили предыдущие три параграфа, то вы готовы к восприятию и пониманию одного из важнейших общих законов природы — *периодического закона*, открытого Дмитрием Ивановичем Менделеевым.

Вспомните, что закон — это утверждение, которое при определенных условиях выполняется относительно всей совокупности исследуемых свойств или явлений. Закон не имеет исключений. Что касается периодического закона, то совокупностью исследуемых свойств являются свойства химических элементов и их соединений.

Ко времени открытия периодического закона были известны 63 химических элемента. Попытки предшественников Д. И. Менделеева классифицировать их по сходным признакам и свойствам не увенчались успехом. Между тем, химическая наука продолжала чувствовать острую необходимость в классификации химических элементов. Молодой профессор Санкт-Петербургского университета Дмитрий Иванович Менделеев взялся за это дело по собственной инициативе, т. к., обучая студентов и работая над созданием учебника «Основы химии», понимал, насколько важно четко классифицировать элементы.

Перед ученым встал вопрос выбора признака, который следовало бы положить в основу классификации. Конечно, этот признак *должен был проявляться во всех без исключения элементах*. На то время таких признаков было известно два — *валентность* и *атомная масса* химических элементов (тогда она называлась «атомный вес»). Дмитрий Иванович избрал атомную массу, руководствуясь тем, что она является неизменной характеристикой атомов и остается такой, какие бы химические явления не происходили. Валентность же бывает как постоянной, так и переменной, к тому же одинаковую валентность могут проявлять атомы элементов с резко отличающимися химическими свойствами веществ, например, одновалентные щелочные металлы и одновалентные в соединениях с водородом и металлами галогены. Но это не означало, что ученый отказался от использования валентности. Более того, он тщательно анализировал и сравнивал валентности атомов в различных соединениях, и это помогало ему в работе над классификацией химических элементов.

Чтобы выяснить, существует ли общая зависимость свойств химических элементов и их соединений от атомной массы, Менделеев разместил карточки с записями символов химических элементов по возрастанию атомной массы элементов, начиная с водорода. Кроме символа химического элемента на каждой карточке были записаны округленная атомная масса, формула оксида, высшая валентность по кислороду, формула летучего во-



**Фрагмент ряда элементов, расположенных**

Название элемента	Водород	Гелий	Литий	Бериллий	Бор	Углерод	Азот	Кислород
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8
Химический символ	H	He	Li	Be	B	C	N	O
Относительная атомная масса (округленно)	1	4	7	9	11	12	14	16
Формула оксида	H <sub>2</sub> O	—	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—
Валентность в высшем оксиде	1	0	1	2	3	4	5	—
Формула летучего водородного соединения	—	—	—	—	—	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O
Валентность в водородном соединении	—	—	—	—	—	4	3	2

дородного соединения (для неметаллов), валентность элемента в нем. Расположенные в один ряд элементы были пронумерованы, а предоставленный им номер был назван *порядковым номером*.

Для лучшего восприятия данной информации поработаем с таблицей 4.

Из таблицы следует, что с увеличением атомной массы происходит **периодическое повторение свойств элементов**. Так, одиннадцатый элемент ряда — натрий — имеет общие свойства с третьим элементом — литием. В пределах ряда от лития к фтору металлические свойства соединений постепенно убывают и при этом нарастают неметаллические свойства. И действительно, после активного щелочного металлического элемента лития четвертым размещен также металлический элемент бериллий, но уже с амфотерными свойствами соединений. Пятый, шестой, седьмой, восьмой, девятый и десятый элементы — неметаллические. Активность простых веществ и соединений этих элементов с увеличением порядкового номера возрастает и достигает максимума у фтора.

Десятым является инертный химический элемент неон. При переходе от галогена к этому элементу наблюдается резкий спад активности. В отличие от галогенов неон не взаимодействует ни с водородом, ни с металлами и по своим свойствам подобен элементу с порядковым номером 2, то есть гелию.



в порядке возрастания атомных масс

Фтор	Неон	Натрий	Магний	Алюминий	Кремний	Фосфор	Сера	Хлор	Аргон
9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
19	20	23	24	27	28	31	32	35	40
—	—	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—
—	0	1	2	3	4	5	6	7	0
HF	—	—	—	—	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—
1	0	—	—	—	4	3	2	1	0

За натрием следует типичный металлический элемент магний, после него под порядковым номером 13 стоит амфотерный металлический элемент алюминий. Дальше, как и в интервале бор — неон, под номерами 14, 15, 16, 17, 18 размещены неметаллические элементы. У них также постепенно нарастают неметаллические свойства, которые достигают максимума у размещенного семнадцатым хлора. После хлора опять появляется неактивный инертный элемент аргон. То есть, через восемь химических элементов свойства повторяются.

Проанализируем остальные записи на карточках и сделаем вывод, что с увеличением атомной массы от лития и до неона, от натрия и до аргона наблюдается одинаковое изменение таких характеристик: металлические свойства элементов ослабевают, неметаллические нарастают; валентность по кислороду увеличивается; валентность неметаллов в бинарных соединениях с водородом уменьшается.

Продолжив анализировать дальше, увидим, что девятнадцатый элемент калий — представитель щелочных элементов — повторяет свойства элементов с порядковыми номерами 3 и 11.

Выяснив, что при постоянном увеличении атомной массы свойства элементов и их соединений периодически повторяются, Д. И. Менделеев сообщил о своем открытии. Вскоре оно получило название периодического закона Д. И. Менделеева.



Случилось это 1 марта (по новому стилю) 1869 года. В формулировке своего первооткрывателя закон звучит так.

**Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений химических элементов находятся в периодической зависимости от величины атомного *веса* элементов.**

Сделав вывод о периодической повторяемости свойств элементов и их соединений при постоянном увеличении атомной массы, Д. И. Менделеев разбил единый ряд элементов на более короткие ряды и разместил их так, чтобы элементы семейств были друг под другом. Так появилось графическое отображение периодического закона — *периодическая таблица*, которую со временем называли *периодической системой*.

Следует отметить, что было несколько случаев нарушения периодичности. Это навело ученого на мысль, во-первых, проверить достоверность атомных масс некоторых элементов, а во-вторых, предусмотреть существование еще не открытых элементов.

Приведем примеры.

**Пример 1.** До начала работы Д. И. Менделеева над созданием классификации элементов считали, что относительная атомная масса бериллия — 13,5. В таком случае он должен был бы разместиться между углеродом и азотом. Но тогда похожие элементы не попали бы в одну группу. Дмитрий Иванович обратил внимание на то, что в соответствии с формой и свойствами соединений этот элемент должен занять место между литием и бором, и высказал предположение об ошибке в определении относительной атомной массы бериллия. Экспериментальные исследования подтвердили правильность предположения Д. И. Менделеева.

**Пример 2.** При построении периодической таблицы Д. И. Менделеев оставил немало свободных клеток, считая, что среди известных 63 химических элементов нет таких, которые бы в соответствии со свойствами их веществ можно было там разместить. Например, такими были клетки с порядковыми номерами 21, 31, 32. Но Д. И. Менделеев не только предусмотрел под этими номерами еще не открытые элементы, но и правильно описал их свойства. Все три элемента были открыты при жизни Д. И. Менделеева и получили названия скандий, галлий, германий. Их свойства совпали со свойствами, предусмотренными великим ученым. После этих открытий периодический закон был всемирно признан, а периодическая система как графическое отображение данного закона стала таблицей номер один для всех химиков и тех, кто изучает химию.



Тот факт, что инертные и некоторые другие элементы, открытые после 1869 года, нашли свое место в периодической системе, свидетельствует об универсальном характере данного закона.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

**Задание.** Выясните, начиная с лития, через сколько элементов в периодической системе находится элемент, который относится к семейству щелочных. То же самое выясните для галогенов, начиная со фтора.

Одинаковые или разные данные вы получили? Прослеживается ли в полученных данных закономерность?

## ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Предшественники Д. И. Менделеева подготовили почву для открытия периодического закона, но, избрав за основу классификации признак подобности свойств отдельных групп элементов, не смогли вывести закономерность, которая бы касалась всех без исключения элементов.
- Д. И. Менделеев избрал за основу классификации атомную массу — постоянную и неизменную характеристику, которая касается всех элементов и для каждого из них имеет определенное значение, т. е. никогда не повторяется.
- Обнаруженная Д. И. Менделеевым периодическая повторяемость свойств веществ дала ему возможность сформулировать периодический закон.
- Периодический закон — это закон природы, который объясняет формы и свойства веществ, позволяет предсказывать и открывать новые элементы, создавать новые вещества.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Научный работник Бонифатий Михайлович Кедров детально изучил наследство первооткрывателя периодического закона Д. И. Менделеева и опубликовал материалы исследования, в которых присутствуют приведенные ниже цитаты самого Менделеева:

«Я был с самого начала глубоко убежден в том, что главное свойство атомов — атомный вес, или масса атома — должно определять основные свойства каждого элемента... Сопоставив все, я вполне ясно увидел периодический закон и получил полное подтверждение, что он отвечает глубинной природе вещей. В его свете передо мной раскрылись целые новые области науки. Я в него внутренне поверил той верой, которую считаю необходимой для каждого плодотворного дела».

А еще Дмитрий Иванович предусмотрел, что новые открытия ученых не угрожают закону разрушением, а только «надстройку и развитие обещают». И это действительно так!



1. Почему предшественники Д. И. Менделеева не смогли осуществить классификацию всех химических элементов?
2. Что было положено Менделеевым в основу классификации химических элементов?
3. Дайте определение периодического закона в формулировке Д. И. Менделеева.
- 4\*. Как изменяются формы оксидов, гидроксидов, летучих водородных соединений от элемента с порядковым номером 3 до элемента с порядковым номером 9 и от элемента с порядковым номером 11 до элемента с порядковым номером 17?

### § 30. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

С записями в каждой клетке периодической системы вы ознакомились в 7 классе. Вспомним их. В клетке под номером 29 записано: символ химического элемента — **Cu**, его название — *медь*, название простого вещества — *медь*, относительная атомная масса элемента — **64**. Такие данные есть о каждом элементе.

В прошлом учебном году вы использовали периодическую систему лишь как справочную, когда нужно было узнать, сколько протонов, нейтронов и электронов входит в состав атома, какова его относительная атомная масса. Теперь вы будете детально изучать структуру периодической системы, выясните, что означают записи в ней, как характеризовать свойства элемента и его соединений по месту в периодической системе.

**Периодическая система, ее форма и структура.** Графическим выражением периодического закона является периодическая система, предложенная Д. И. Менделеевым.

**Периодической системой** называется упорядоченное множество химических элементов и их классификация.

Прообразом современной периодической системы была таблица «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве», опубликованная Д. И. Менделеевым 1 марта 1869 г. (рис. 19). В течение двух с половиной лет ученый совершенствовал систему, распределяя элементы по группам, периодам, рядам, после чего она приобрела современные очертания.

За годы существования периодической системы предлагались различные варианты ее графического изображения — преимущественно таблицы, хотя встречались и геометрические фигуры, спирали и др. Наибольшее одобрение получили







ны арабскими цифрами, от 1 до 10. Обратите внимание, что рядов больше, чем периодов.

Первый, второй, третий и седьмой периоды образованы из одного ряда, а четвертый, пятый и шестой периоды состоят из двух рядов — четного и нечетного.

Первые шесть периодов являются завершенными, т. е. в них нет мест для размещения новых химических элементов. Седьмой период незавершен, и новые химические элементы могут пополнять его.

**Периоды, состоящие из одного ряда, называются малыми, а периоды, состоящие из двух рядов, — большими.**

*(Рассмотрите периодическую систему и найдите в ней малые и большие периоды.)*

Как вам известно, повторяемость свойств химических элементов и их соединений происходит периодически, то есть через определенный промежуток элементов. В периодической системе такими промежутками являются периоды. Поработайте с таблицей и выясните, сколькими элементами разделены между собой щелочные металлические элементы натрия и калий, а сколькими — калий и рубидий. Это позволит вам понять, что в малых периодах периодическая повторяемость свойств и форм соединений чаще, чем в больших периодах.

**Группы химических элементов.** Периодическая система имеет 8 групп. Каждая из них образована элементами, размещенными в одном вертикальном столбце.

**Группа — это вертикальный столбец химических элементов, сходных по свойствам и форме их соединений.**

Группы пронумерованы римскими цифрами от I до VIII. Найдем в периодической системе химические элементы VII группы. Начинается она фтором. Под ним размещены все другие галогены. В 4 периоде в VII группе появляется еще один столбец элементов — марганец, технеций, рений, борий. Отметим, что, начиная с 4 периода, группы поделены на две подгруппы — *главную и побочную*.

Перечисленные выше марганец, технеций, рений, борий составляют побочную подгруппу VII группы, а главную подгруппу этой группы составляют галогены.

**Главными подгруппами называются подгруппы, в состав которых входят элементы и малых, и больших периодов. Побочными подгруппами называются подгруппы, в состав которых входят элементы только больших периодов.**



Вы знаете, что с увеличением относительной атомной массы элементов неметаллические свойства галогенов ослабевают, а металлические свойства щелочных элементов усиливаются. Эта закономерность присуща элементам главных подгрупп.

В пределах подгруппы с увеличением относительной атомной массы элементов их неметаллические свойства ослабевают, а металлические — усиливаются.

Другие структурные составляющие периодической системы. В нижней части периодической системы есть еще четыре горизонтальных ряда, которые называются **Высшие оксиды**, **Летучие водородные соединения**, **Лантаноиды**, **Актиноиды**.

В ряду **Высшие оксиды** для каждой группы приведена общая формула оксида с максимальной валентностью элемента, хотя из этого правила есть исключения. Например, медь размещена в I группе, но ее высший оксид имеет формулу  $\text{CuO}$ , фтор — в VII группе, а формула его соединения с кислородом —  $\text{F}_2\text{O}$ . (Определите валентность элемента, обозначенного в общих формулах высших оксидов буквой R, и вы убедитесь, что она равна номеру группы.)

Общие формулы **Летучих водородных соединений** (так называются газообразные соединения неметаллов с водородом) записаны только в IV, V, VI и VII группах. А поскольку неметаллические элементы в периодической системе размещены лишь в главных подгруппах, то общие формулы летучих водородных соединений относятся к неметаллическим элементам главных подгрупп. Так, в главной подгруппе IV группы размещены два неметаллических элемента — углерод и кремний. По общей формуле  $\text{RH}_4$  составляем формулы  $\text{CH}_4$  и  $\text{SiH}_4$ .

**Лантаноиды.** Отыщем в периодической системе элемент с порядковым номером 57. Это лантан. Он находится в 6 периоде, III группе, побочной подгруппе. Обратите внимание, что порядковый номер следующего элемента — гафния — не 58, а 72. И это не ошибка. Элементы с порядковыми номерами 58—71 вынесены в ряд под названием **Лантаноиды**. Аналогично проделали с элементами, порядковые номера которых 90—103. Их мы найдем в ряду **Актиноиды**.

Лантаноиды и актиноиды появились в периодической системе в начале XX ст., когда на протяжении короткого времени были открыты около 40 новых элементов. Тогда в периодической системе свободными оставались лишь семь клеток в 6 и 7 периодах, тогда как разместить нужно было 28 химических элементов. Поскольку 14 элементов (порядковые номера 58—71) имеют общие свойства со свойствами лантана, их называли **лантаноидами** и вынесли в отдельный ряд периодической сис-



темы. Аналогично разместили и элементы с порядковыми номерами 90—103, их называли **актиноидами**.

**Длинная форма периодической системы.** До сих пор вы рассматривали короткую форму периодической системы. Рассмотрим, какие отличия присущи длинной форме периодической системы. В короткой форме периоды разделяются на ряды, группы — на главные и побочные подгруппы. Последние есть лишь в больших периодах, т. е., начиная с 4-го периода. В длинной форме периодической системы такого деления нет. Все элементы каждого из семи периодов записаны в один ряд. Номер группы совпадает с номером группы короткой формы системы, только в главных подгруппах к номеру добавлена еще буква А, а в побочных — буква В. Начиная с 4-го периода, во всех периодах между группой IА и IIIА «вклиниваются» 8 групп В в такой последовательности: IIВ, IVВ, VВ, VIВ, VIIВ, VIIIВ, IB, IIB (см. форзац 2).

Элементы легко отыскать в любом из вариантов таблицы, если помнить, что они расположены согласно их порядковым номерам.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Периодическая система — это совокупность химических элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс и упорядоченных в форме таблицы, которая является графическим отображением периодического закона.
- Периодическая система состоит из семи периодов и восьми групп химических элементов, которые в короткой форме таблицы разделяют на подгруппы.
- В периоде с ростом атомной массы химических элементов происходит постепенный переход свойств от металлических к неметаллическим.
- В группах размещены химические элементы со сходными свойствами и формами соединений.
- Периодичность свойств химических элементов подтверждается тем, что в каждом периоде есть элементы со сходными свойствами и формой оксидов, гидроксидов, летучих водородных соединений.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Свидетельством того, что периодический закон предусматривает дозаполнение периодической системы, являются оставленные Д. И. Менделеевым свободные клетки для еще не открытых элементов, описание свойств некоторых из них. Так, между кремнием и оловом в 1886 г. оставалась незаполненной клетка № 32, в которой,



согласно предсказанию Д. И. Менделеева, должен был разместиться элемент под условным названием *экасилиций*.

В 1886 г. немецкий ученый Клеменс-Александр Винклер, анализируя один из найденных минералов, обнаружил в нем новый элемент. Ученый выделил элемент в виде простого вещества, получил его соли, изучил свойства и назвал в честь своей страны германием.

Ниже приведено сравнение свойств химического элемента с порядковым номером 32, предсказанного Д. И. Менделеевым, со свойствами открытого К. Винклером германия.

Признаки сравнения	Экасилиций Es, предсказанный Д. И. Менделеевым	Германий Ge, открытый К. Винклером
Свойства металлов	Легкоплавкий металл, способный при сильном нагревании испаряться	Серый металл, плавится при 936 °С, при более высоких температурах испаряется
Атомная масса	≈ 72	72,59
Плотность	≈ 5,5 г/см <sup>3</sup>	5,35 г/см <sup>3</sup> при 20 °С
Высший оксид	EsO <sub>2</sub> , плотность ≈ 4,7 г/см <sup>3</sup> , должен легко восстанавливаться	GeO <sub>2</sub> , легко восстанавливается углем или водородом до металла, плотность — 4,703 г/см <sup>3</sup>
Бинарное соединение с хлором	EsCl <sub>4</sub> — жидкость с температурой кипения ≈ 90 °С и плотностью ≈ 1,9 г/см <sup>3</sup>	GeCl <sub>4</sub> — жидкость с температурой кипения 83 °С и плотностью при 18 °С 1,88 г/см <sup>3</sup>

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Что называется периодической системой?
2. Сформулируйте определение периода, ряда, группы, подгруппы. Приведите примеры.
3. Выясните количество элементов в периодах и заполните таблицу:

№ периода	1	2	3	4	5	6	7
Количество элементов							

4. Объясните, как изменяются свойства химических элементов с возрастанием порядковых номеров: а) в периодах; б) в группах.

5\*. Д. И. Менделеев определил, что масса химического элемента приблизительно равна среднему арифметическому атомных масс соседних по периоду и группе элементов. Исходя из этого, вычислите атомные массы элементов с порядковыми номерами 12 и 23 и сравните их с данными периодической системы.



## § 31. Строение атома. Состав атомных ядер

**Исследование строения атома.** Термин *атом* возник еще в античном мире и в переводе с греческого означает «неделимый». Довольно долго ученые считали, что атом неделим.

При химических явлениях новые атомы действительно не образуются, а переходят из состава одних веществ в состав других. Однако это не распространяется на такое явление, как радиоактивность.

**Радиоактивностью** называют самопроизвольный распад неустойчивых атомных ядер, который сопровождается радиоактивным излучением.

Луч на латыни означает «радиус». Поэтому физик и химик Мария Склодовская-Кюри предложила называть вещества, которые излучают невидимые лучи, **радиоактивными**, а само излучение — **радиоактивным**. В 1896 г. впервые это явление обнаружил, работая с урановыми рудами, французский физик Анри Беккерель. (Тогда уран был последним, 92 элементом периодической системы.) Ученый заметил, что кусочек урановой руды излучал невидимые глазу лучи, от которых фотопленку не защищала даже черная бумага. Завернутая в такую бумагу фотопленка была надежно изолирована от солнечных лучей, но засвечивалась, если на бумагу клали кусочек урановой руды. Так были обнаружены радиоактивные свойства урана.

Эрнест Резерфорд (1871—1937) — английский физик, основоположник ядерной физики.

Работал в Кембриджском университете (Англия) вместе с Джозефом Джоном Томсоном, который открыл частицу электрон. Э. Резерфорду принадлежит открытие атомного ядра. Он был первым, кому удалось расщепить ядро и доказать, что радиоактивность является результатом распада атомного ядра. В 1908 г. за исследование разных видов радиоактивности ученый награжден Нобелевской премией.



Эрнестом Резерфордом установлено, что в магнитном или электрическом поле пучок радиоактивного излучения разделяется на три луча (рис. 20). Эти лучи были обозначены первыми буквами греческого алфавита  $\alpha$ - (альфа),  $\beta$ - (бета),  $\gamma$ - (гамма).  $\alpha$ -лучи оказались потоком положительно заряженных частиц с массой атома гелия,  $\beta$ -лучи — потоком отрицательно заряженных электронов (в то время уже было экспериментально доказано существование электро-

Эрнест Резерфорд



нов),  $\gamma$ -лучи — потоком настолько коротких волн, что, в отличие от световых, они невидимы.

Последующие исследования ученого были направлены на определение строения атома. Пропуская  $\alpha$ -частицы сквозь тоненькие металлические пластины, он зафиксировал, что большинство из них проникает сквозь пластину, часть отклоняется под определенными углами от заданного им прямолинейного движения, а часть (приблизительно  $1/10000$ ) отскакивает обратно. Поскольку  $\alpha$ -частицы заряжены положительно, то их поведение ученый объяснял тем, что им мешают другие положительно заряженные частицы. Результаты опыта доказывали, что большая часть атомного пространства не несет положительного заряда. На этом основании был сделан вывод, что атомы состоят из положительно заряженной сердцевинки — ядра — и отрицательно заряженных электронов, размещенных за пределами ядра.

**Планетарная модель строения атома.** С открытием частиц, входящих в состав атома, встал вопрос о том, как эти частицы размещены и связаны между собой в атоме. Э. Резерфорд предложил модель атома, согласно которой в центре атома расположено плотное ядро небольших (по сравнению с атомом) размеров, вокруг которого непрерывно движутся электроны. Предложенная Резерфордом (1909—1911 гг.) модель атома получила название *ядерной*, или *планетарной*.

В соответствии с планетарной моделью атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, которые движутся вокруг ядра по круговым или эллиптическим орбитам, как планеты вокруг Солнца.

Заряд электрона — наименьший из всех известных зарядов (подробнее об этом вы узнаете на уроках физики), он условно принят равным  $-1$ .

Отрицательные заряды электронов уравниваются положительным зарядом ядра, и атом в целом остается электронейтральным.

Дальнейшие достижения в изучении строения атома. В 1920 г. Э. Резерфорд ввел понятие о положительно заряженной

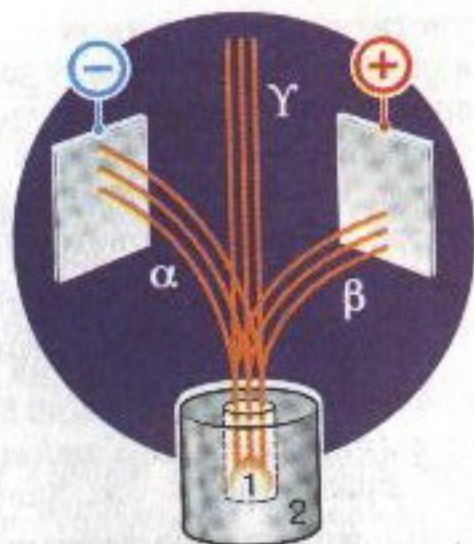


Рис. 20. Разложение лучей радиоактивного излучения в электрическом поле:

1 — радиоактивное вещество; 2 — свинцовый контейнер



частице в составе ядра — **протоне**. Заряд протона по абсолютной величине равен заряду электрона, но имеет противоположный знак. Его условно принимают равным  $+1$ . В 1932 г. английский ученый Джеймс Чедвик экспериментально обнаружил в ядре атома нейтральную частицу — **нейтрон**, масса которой равна массе протона. Советский ученый Дмитрий Иваненко и итальянец Еttore Майоран обосновали, что нейтроны и протоны формируют атомное ядро и определяют массу атома.

Итак, в состав атома входят: положительно заряженные *протоны*, отрицательно заряженные *электроны* и незаряженные (нейтральные) *нейтроны*. Протоны принято обозначать  ${}^1_1p$ , нейтроны —  ${}^1_0n$ , электроны —  $e^-$ . Все они имеют чрезвычайно малые абсолютные массы, к тому же масса протона приблизительно равна массе нейтрона, тогда как масса электрона в 1836 раз меньше массы протона. Данные о строении атома и его составляющих представлены в таблице 5.

Таблица 5

Состав и строение атома

Частица и ее размещение в атоме	Относи- тельная масса (а.е.м.)	Абсолютная масса, кг	Заряд (в едини- цах элементар- ного заряда)
Протон ( ${}^1_1p$ ), в ядре	1	$1,627 \cdot 10^{-27}$	+ 1
Нейтрон ( ${}^1_0n$ ), в ядре	1	$1,625 \cdot 10^{-27}$	0
Электрон ( $e^-$ ), в элек- тронной оболочке	1/1836	$9,109 \cdot 10^{-31}$	-1

Несмотря на то, что размеры ядра в десятки тысяч раз меньше, чем электронная оболочка, основная масса атома сосредоточена именно в нем. При вычислении относительной атомной массы элемента массой электронов пренебрегают.

Порядковый номер элемента в периодической системе и число протонов в ядре его атома совпадают. Например, порядковый номер кальция равен 20 — и ядро атома кальция содержит 20 протонов, порядковый номер брома 35 — и в ядре атома брома — 35 протонов.

**Число протонов в ядре совпадает с порядковым номером элемента в периодической системе и называется *протонным числом*.**

А общее число протонов и нейтронов в атоме получило название *нуклонного числа*. Название протонного числа происходит от названия положительно заряженных частиц протонов, название нуклонного числа — от латинского названия ядра *нуклеус*.



- До открытия радиоактивности атом считали неделимым. С открытием этого явления было установлено сложное строение атома.
- Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов и в целом является электро-нейтральной (незаряженной) частицей.
- В состав ядра, кроме протонов, входят нейтроны. Нейтрон — это незаряженная частица с массой, приблизительно равной массе протона.
- Абсолютные массы составляющих частиц атома очень малы, поэтому пользуются их относительными массами: у протона и нейтрона они приблизительно одинаковы и приняты за 1, масса электрона в 1836 раз меньше.
- Ядро по сравнению с атомом имеет очень малые размеры, но в нем сосредоточена основная масса атома.
- Открытие на грани XIX и XX ст. строения атома и радиоактивности — выдающееся достижение науки.

### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Шведский инженер Альфред Нобель (1833—1896) — изобретатель взрывчатых веществ и владелец заводов по их производству. Не имея собственной семьи, весь свой капитал, который был на то время эквивалентен 9 миллионам долларов, он завещал человечеству. В составленном им завещании сказано, что проценты с его капитала ежегодно должны идти на премирование людей, которые на протяжении прошедшего года принесли наибольшую пользу человечеству. Указанные проценты он распорядился разделить на 5 равных частей: одна — на премии авторам выдающихся открытий в области физики, вторая — химии, третья — медицины, четвертая — в области искусства, пятая — за выдающийся вклад в сплочение и процветание наций. Особенность завещания А. Нобеля заключалось в признании достижений, независимо от национальной принадлежности кандидатов на премии.

С 1901 г. и до наших дней Нобелевские премии по химии получили свыше 100 ученых. Одними из первых были исследователь строения атома Э. Резерфорд (1908 год) и Мария Склодовская-Кюри (1911 год). Премию ей присудили за уникальные исследования радия. Вместе со своим мужем Пьером Кюри она была удостоена Нобелевской премии также по физике (1903 год) — за открытие радиоактивности элементов полония (Po) и радия (Ra). Мария Склодовская-Кюри — первый ученый, удостоенный такой высокой научной награды дважды. Она была также первой женщиной-профессором.



1. Какие исследования дали возможность ученым выяснить строение атома?
2. Что называют радиоактивностью?
3. Охарактеризуйте составные частицы атома.
4. В состав какой части атома входят: а) протоны; б) электроны; в) нейтроны?
5. Для элементов с порядковыми номерами 28, 36, 57, 84 укажите заряд ядра их атомов, число электронов в атоме.
- 6\*. Определите протонные числа элементов, размещенных в периодической системе так:
  - а) элемент находится в 4 периоде, IV группе, главной подгруппе;
  - б) элемент находится в 4 периоде, V группе, побочной подгруппе;
  - в) элемент находится в 3 периоде, имеет летучее водородное соединение, которое соответствует общей формуле  $H_2R$ .

## § 32. Современная формулировка периодического закона. Изотопы

До создания Д. И. Менделеевым периодической системы порядковые номера химических элементов были не связанными величинами. В таблице они лишь подтверждали последовательность размещения химических элементов в соответствии с возрастанием их атомной массы. Но для всех ли химических элементов порядок их размещения в периодической системе отвечает увеличению их атомной массы?

**Перестановки в периодической системе.** Обратившись к периодической системе, увидим, что в ней есть особенности, которые касаются элементов с порядковыми номерами: 18 и 19 (калий и аргон); 27 и 28 (кобальт и никель); 52 и 53 (теллур и йод); 90 и 91 (торий и протактиний). *(Найдите эти элементы и убедитесь, что в данных случаях элемент с меньшей атомной массой уступил место элементу с большей атомной массой.)*

Вторую и третью перестановки Д. И. Менделеев сделал для того, чтобы установленная им периодичность не была нарушена. Первая перестановка была сделана с согласия ученого несколько позже (вспомните, что инертные элементы были открыты через 30 лет после создания периодической таблицы). Четвертая перестановка появилась значительно позже. И если бы эти перестановки не были сделаны, то указанные элементы попали бы в состав подгрупп с другими свойствами. В частности, инертный элемент аргон оказался бы в подгруппе активнейших металлических химических элементов.

Научных объяснений все эти перестановки на то время не имели. Некоторые ученые склонны были считать, что причина кроется в неточном определении атомных масс элементов.



**Физическая сущность порядкового номера и современная формулировка периодического закона.** Научное объяснение перестановки в периодической системе получили после того, как в 1913—1914 гг. английский физик Генри Мозли экспериментально подтвердил периодический закон. Было установлено, что все химические элементы (без исключения!) размещены в периодической системе в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. То есть, порядковый номер элемента в периодической системе указывает на такую его важную характеристику, как величина заряда ядра атома. А поскольку положительный заряд ядра уравнивается отрицательным зарядом электронов, входящих в состав электронной оболочки атома, то порядковый номер элемента указывает также на число электронов в атоме.

Благодаря исследованиям физиков было сформулировано современное определение периодического закона.

**Свойства элементов, а также образованных ими соединений, находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.**

В этом заключается физическая суть периодического закона, подтверждающая гениальность открытия Д. И. Менделеева, сделанного задолго до установления физиками строения атома.

**Понятие об изотопах.** Наличие в периодической системе перестановок в случаях, когда элемент с большей атомной массой имеет меньший заряд ядра, оставалось необъясненным до установления существования изотопов. Выяснилось, что для многих химических элементов существуют разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра, но с разным нуклонным числом. То есть, число протонов в ядре таких атомов одинаково, а число нейтронов разное. Так, в природе распространены атомы хлора с нуклонными числами 35 и 37. Заряд ядра в обеих разновидностях равен +17, поэтому и в периодической системе они занимают одну и ту же клетку, порядковый номер которой 17.

**Разновидности атомов одного и того же химического элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра, но разные нуклонные числа, называются изотопами.**

В переводе с греческого *изо* — одинаковый, *топос* — место.

Следовательно, скольких бы не было изотопов у химического элемента, в периодической системе всем им отведена одна клетка (химические свойства изотопов одного элемента одинаковы). Поэтому современное определение химического элемента таково:

**химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.**



Каждый изотоп характеризуется двумя величинами: протонным числом (проставляется внизу слева от химического символа) и нуклонным числом (проставляется сверху слева от химического символа), например:  $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{17}_8\text{O}$ ,  $^{18}_8\text{O}$ .

♦ Иногда протонное число не пишут.

Большинство элементов имеют изотопы. Названия изотопов обычно совпадают с названием элемента. Хотя есть и исключения, например, три изотопа водорода называются: протий  $^1_1\text{H}$ , дейтерий  $^2_1\text{H}$  и тритий  $^3_1\text{H}$ .

Углерод имеет два изотопа — с нуклонным числом 12 и нуклонным числом 13:  $^{12}_6\text{C}$ ,  $^{13}_6\text{C}$ . Вспомните, что за эталон сравнения массы атомов принята 1/12 массы более легкой разновидности атомов углерода. Речь шла именно об изотопе  $^{12}\text{C}$ , который в 1961 г. физиками и химиками был принят за основу единственной шкалы относительных атомных масс элементов. Это сделано потому, что значение относительной атомной массы изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  — целое число и составляет 12,0000. Поэтому формулу, по которой вычисляется относительная атом-

ная масса элементов, записывают так:  $A_r(E) = \frac{m_a(E)}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$ .

Среди существующих в природе элементов больше всего изотопов — десять — имеет олово Sn; у кислорода и водорода их по три. К каждому из них применяется общее название нуклид, например, нуклид углерода с нуклонным числом 13 ( $^{13}\text{C}$ ), нуклид алюминия с нуклонным числом 13 ( $^{13}\text{Al}$ ) и т. п.

**Виды изотопов.** По происхождению изотопы разделяют на природные и искусственные.

*Природные изотопы* — это изотопы, которые существуют в природе. *Искусственные* — это такие, которые образуются при ядерных реакциях.

**Ядерные реакции** — единственные реакции, при которых происходят изменения в ядре атома, приводящие к образованию атомов других элементов и сопровождающиеся радиоактивным излучением.

С открытием в 30-е годы XX ст. этих реакций наступила новая эпоха в развитии науки и техники. При ядерных реакциях выделяется большое количество тепла.

По способности к излучению изотопы классифицируют на стабильные и радиоактивные.

*Стабильные* — это изотопы, способные к излучению. Известно 280 стабильных изотопов. Они есть у большинства химических элементов.



**Радиоактивные** — это неустойчивые изотопы, самопроизвольно превращающиеся в изотопы других элементов. Длительность этих превращений может быть от нескольких секунд до десятков тысяч лет.

Все искусственные и часть природных изотопов радиоактивны, то есть они излучают альфа-, бета- или гамма-лучи. Их в природе не так уж и много. Это — полоний, радон, радий, актиний, торий, протактиний, уран.

**Изотопы и относительная атомная масса элементов в периодической системе.** Из § 31 мы знаем, что нуклонное число определяет общее число протонов и нейтронов в атоме, а протонное — количество протонов в ядре атома. Поскольку относительная атомная масса протонов и нейтронов выражается целым числом, то целым числом выражается и относительная атомная масса каждого изотопа химического элемента (*вспомните, что при ее вычислении массой электронов пренебрегают*). Чем же тогда объяснить, что атомные массы элементов в периодической системе в большинстве своем дробные числа?

Выясним это на таком примере. В периодической системе относительная атомная масса хлора указана как 35,5. В действительности же в природе не существует его атомов с таким значением относительной атомной массы, но есть два природных изотопа — с нуклонными числами 35 и 37. По распространенности в природе на первый изотоп приходится 75,4 % всех атомов хлора, на второй — 24,6 %. Проведем подсчет и узнаем среднее значение относительной атомной массы хлора. Для этого часть атомов каждого изотопа умножим на его нуклонное число и найдем сумму:

$$35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246 = 35,453, \text{ или округленно } 35,5.$$

Таким образом, в периодической системе указано среднее значение относительной атомной массы существующих в природе изотопов хлора.

Теперь понятно, что перестановки в периодической системе, в частности аргона и калия, предопределены распространенностью изотопов этих элементов в природе. Например, у аргона с меньшим зарядом ядра атома, чем у калия, больше тяжелых изотопов, в результате чего среднее значение его относительной атомной массы больше, чем у калия.

В отличие от элементов, которые встречаются в природе, атомные массы искусственно полученных элементов выражены целыми числами. В периодической системе они взяты в квадратные скобки.

Обозначив нуклонное число  $A$ , число протонов  $Z$ , число нейтронов  $N$ , получим выражение:  $A = Z + N$ . Зная нуклонное число изотопа, всегда можно вычислить число нейтронов в его ядре.



- Изотопы — это разновидности атомов одного элемента, которые отличаются числом нейтронов в ядре. Изотопы одного элемента занимают в периодической системе одну клетку.
- Изотопы бывают природные и искусственные, стабильные и радиоактивные.
- Для того, чтобы получить искусственный изотоп, необходимо провести не химическую, а ядерную реакцию — сложные превращения атомных ядер одного элемента в атомные ядра другого, т. к. химические реакции — это превращения веществ, а ядерные — химических элементов.
- Заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в периодической системе и указывает на принадлежность атома конкретному химическому элементу.
- С открытием изотопов стало понятно, что все без исключения химические элементы размещены в периодической системе по мере возрастания зарядов ядер их атомов.
- Указанная в периодической системе атомная масса элемента является средней величиной атомных масс его изотопов с учетом распространения их в природе.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Открытие искусственной радиоактивности (1935 г.) дало возможность получать радиоактивные элементы и вырабатывать энергию с помощью ядерных реакций, проводимых в специальных реакторах.

Радиоактивные изотопы применяют в научных исследованиях (как меченые атомы, которые дают возможность следить за ходом химических и биологических преобразований), в промышленности, сельском хозяйстве, медицине, археологии и т. п.

Сложные ядерные реакции, протекающие в недрах Солнца, обеспечивают нашу планету светом и теплом. На ядерном топливе работают атомные электростанции — в настоящее время они удовлетворяют около 10 % потребности человечества в электроэнергии, работая на таком «горючем», как уран или плутоний. Это высокоэффективное топливо. Так, 1 кг урана при ядерной реакции выделяет столько же тепла, сколько его выделяется при сжигании 2000 т угля.

Атомные станции являются экологически чистыми, но аварии на них могут иметь катастрофические последствия, как это случилось на Чернобыльской атомной электростанции в 1986 г., когда в атмосферу попало огромное количество радиоактивных изотопов цезия, стронция, йода, плутония. Большие дозы излучения (бытовое название «радиация») опасны для жизни тем, что вызывают онкологические заболевания, заболевания крови и другие.



1. Почему изотопы одного химического элемента имеют разные атомные числа?
2. Укажите, сколько протонов, нейтронов и электронов имеют изотопы калия:  $^{39}\text{K}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{41}\text{K}$ .
3. Объясните, почему в местах перестановки химических элементов в периодической системе элементы с меньшим порядковым номером имеют большую атомную массу.
4. Обоснуйте физическую суть периодического закона.
- 5\*. Пользуясь различными источниками информации, подготовьте сообщение о полезном лечебном влиянии малых доз радиоактивного излучения и пагубном влиянии больших его доз на человека и др.

### § 33. Состояние электронов в атоме

Вспомним, что размеры атомного ядра в десятки тысяч раз меньше размеров всего атома. Существует немало образных сравнений размеров ядра и атома. Вот одно из них: если представить ядро размером с горошину, то расстояние от ядра до крайней электронной оболочки будет равно приблизительно 1 км. Значит, основную часть атома составляет его электронная оболочка. Ученые заинтересовались ее строением и поиском ответа на вопрос о причине периодического изменения свойств элементов и их соединений.

**Несовершенство планетарной модели строения атома.** Вы уже знаете, что после открытия сложного строения атома Э. Резерфорд предложил *планетарную модель атома*. Она сыграла важную роль в развитии природоведения, помогала при решении неотложных задач, однако оказалась неточной. Во-первых, она не объясняла характера распределения электронов в околоядерном пространстве, которое получило название **электронной оболочки атома**. Во-вторых, в соответствии с этой моделью электроны при вращении вокруг ядра должны были бы терять энергию и со временем падать на ядро, чего в действительности не происходит. Это побудило Нильса Бора и других ученых к дальнейшей работе над моделью атома, исходя из результатов новых исследований природы электрона. А они свидетельствовали о том, что электрон проявляет свойства не только микрочастицы, но и волны. Следовательно, законы физики, которым подчиняются большие тела, на электроны не распространяются.

**Современная модель атома** (ее еще называют *орбитальной*, или *квантово-механической*). Эта модель, сохранив представление о том, что в центре атома находится положительно заряженное ядро, не только математически описывает движение электрона в атоме, но и дает наглядное представление о строении электронной оболочки атома.



Она основывается на том, что движение электрона в атоме нельзя описать определенной траекторией, а можно лишь рассматривать некоторый объем пространства, в котором находится электрон. С учетом его двойственной природы (микро-частицы и волны) невозможно одновременно и абсолютно точно указать местонахождение электрона.

Вероятность пребывания электрона в ядре равна нулю. По мере отдаления от ядра вероятность быстро возрастает и на некотором расстоянии от ядра достигает максимума, после чего постепенно уменьшается. Точно определить участок околоядерного пространства и зафиксировать в нем пребывание электрона невозможно. Электрон может быть в любой точке атомного пространства, однако вероятность нахождения в ней будет невелика. Поэтому было введено понятие атомная орбиталь.

**Атомная орбиталь** — это геометрический образ, соответствующий объему пространства вокруг ядра, вероятность пребывания электрона в котором равна 90—95 %.

Неправильно утверждать, что электрон в определенный момент времени находится в данной точке атомного пространства, но абсолютно правильно говорить о вероятном нахождении электрона на атомной орбитали.

Ознакомление с атомными орбиталями начнем с атома водорода — химического элемента, который имеет самое простое строение. Порядковый номер элемента указывает на то, что в состав ядра входит один протон, а в электронной оболочке содержится один электрон. Относительная атомная масса элемента приблизительно равна также единице. Следовательно, в атоме самого распространенного изотопа  ${}^1_1\text{H}$  нейтронов нет. Орбиталь единственного его электрона геометрически ограничена сферой, радиус которой равен 0,053 нм. Более наглядное представление об этой орбитали можно получить с помощью такого воображаемого эксперимента. Предположим, что в какой-то промежуток времени удалось сфотографировать положение электрона в

атоме и получить его изображение в виде точки. Продолжив многократное непрерывное фотографирование, получим новые изображения (точки) в разных частях околоядерного пространства. Объединив все полученные изображения на одной фотографии, получим рисунок, который напоминает шар (рис. 21). На рисунке видно, что в одних местах точки расположены гуще, что свидетельствует о большей вероятности пребывания там электрона. В других местах

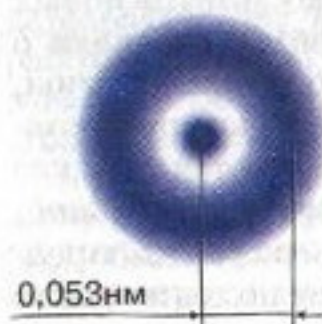


Рис. 21. Модель атома водорода



точек меньше, следовательно, и вероятность пребывания там электрона ниже.

**Понятие электронного облака.** Полученное при воображаемом эксперименте наглядное изображение вероятности пребывания электрона в атомном пространстве, называется электронным облаком.

**Электронное облако** — это наглядное изображение атомной орбитали.

Мы рассмотрели электронное облако сферической формы (рис. 22). Электроны с такой формой электронного облака получили название *s*-электронов (произносится: эс-электрон). (Наличие в названии буквы *s* — это заимствование первой буквы английского слова *сфера*.) Имеющиеся в атоме *s*-орбитали налагаются одна на другую.

В результате экспериментальных исследований и математических расчетов доказано существование атомных орбиталей с другими формами электронных облаков, в частности похожих на гантель или объемную восьмерку (рис. 22). Электроны с такой формой электронного облака получили название *p*-электронов (произносится: пэ-электроны). (Наличие в названии буквы *p* — это заимствование первой буквы английского слова *перпендикуляр*.) Преимущественно *p*-электроны располагаются по обе стороны от ядра (иногда в месте сужения гантели есть обозначение ядра в виде точки). Пространственное расположение трех *p*-орбиталей представлено на рисунке 23.

Как видим, три *p*-электронных облака расположены во взаимно перпендикулярных плоскостях.

Существуют также *d*-электронные облака и *f*-электронные облака. Их конфигурации более сложные.

Согласно последним данным исследований электронной оболочки атома установлено: электрон имеет еще одно свойство — вращаться вокруг своей воображаемой оси. (Вспомните из курса природоведения, что смена дня и ночи является результатом вращения Земли вокруг своей оси.)

Одним электронам приписывают вращение по часовой стрелке, а другим — против. Условно это помечают стрелками с противоположными направлениями  $\uparrow\downarrow$ .

Физики утверждают, что в атоме не существует двух абсолютно одинаковых электронов. И если по различным характе-

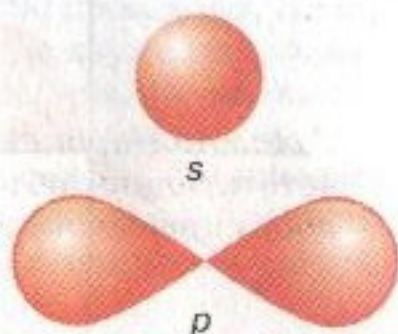


Рис. 22. Схематическое изображение *s*- и *p*-электронных облаков



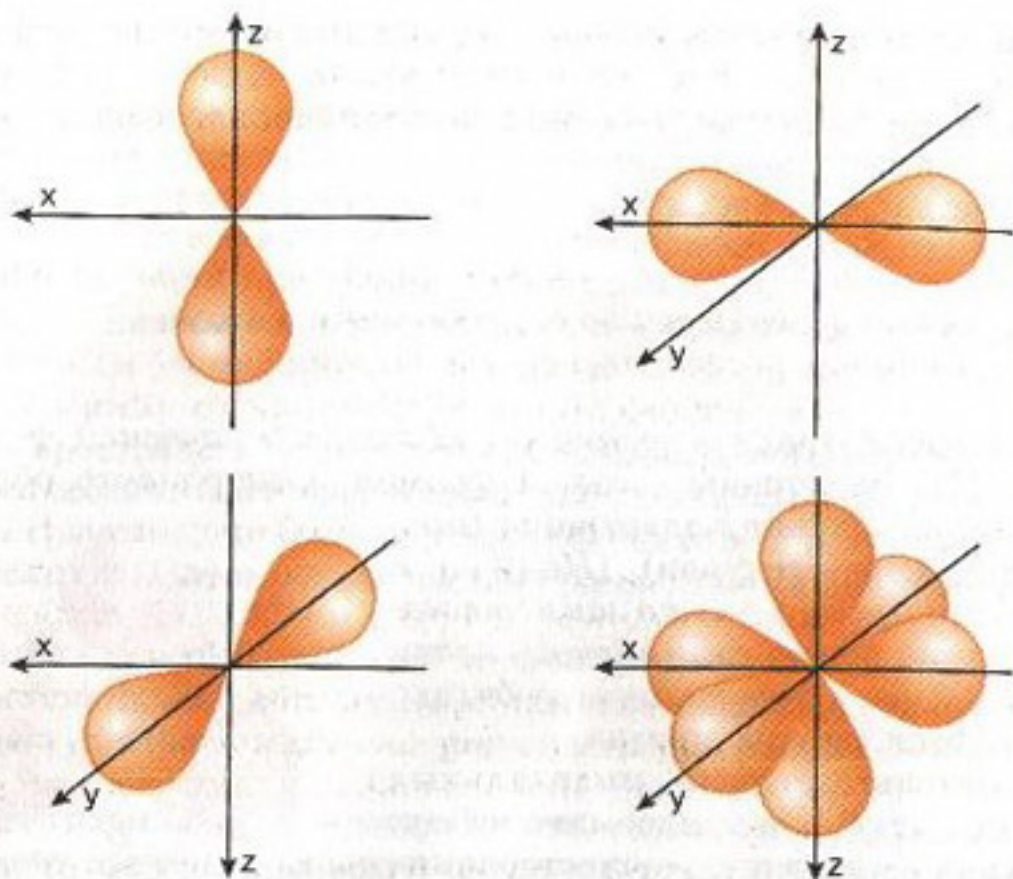


Рис. 23. Возможная ориентация  $p$ -орбиталей в пространстве

ридикам два электрона абсолютно одинаковы, они будут отличаться направлением вращения вокруг своей оси.

**Энергетические уровни.** Электроны имеют определенный запас энергии. Описывая строение электронной оболочки, электроны с одинаковым или приблизительно одинаковым запасом энергии объединяют в один энергетический уровень, или электронный слой. Выделяют 7 таких уровней, помечая их арабскими цифрами от 1 до 7 или большими буквами латинского алфавита  $K, L, M, N, O, P, Q$ . Обратите внимание на совпадение количества периодов и энергетических уровней. Это не случайно:

**количество уровней электронной оболочки атома каждого элемента равно номеру периода, в котором размещен химический элемент.**

Чем ближе к ядру размещен энергетический уровень, тем меньший запас энергии имеют его электроны. То есть, электроны второго уровня характеризуются более высокой энергией, чем третьего, третьего — выше, чем четвертого, и так далее. Получив дополнительный запас энергии, электроны способны перейти на высший уровень. И наоборот, отдав энергию, электроны переходят с высшего уровня на более низкий. Находясь в пределах энергетического уровня, электрон не выделяет и не поглощает энергию.



Переход электронов на более отдаленные орбитали получил название **возбужденного состояния атома**. Для наступления такого состояния часто бывает достаточно нагревания или освещения вещества.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Электрон имеет двойственную природу — микрочастицы и волны. Это отражается на его состоянии в атоме.
- Невозможно проследить все этапы движения электрона в атоме, потому говорят лишь о вероятности пребывания электрона в той или другой точке.
- Орбиталь — это атомное пространство, в котором вероятность пребывания электрона составляет более 90 процентов. На одной орбитали может находиться не больше двух электронов.
- Наглядным изображением атомных орбиталей являются электронные облака; различают *s*-, *p*-, *d*-, *f*-облака.
- Электроны с одинаковым или приблизительно одинаковым запасом энергии образуют один энергетический уровень, или электронный слой. Максимальное количество энергетических уровней — семь.
- Электрон, который движется на более отдаленном от ядра энергетическом уровне, имеет больший запас энергии, чем электрон, который движется на более близком к ядру уровне.
- Согласно современной орбитальной модели атома состояние электрона в атоме характеризуется: формой орбитали, пространственной ориентацией орбитали, энергией, вращением электрона вокруг ядра и вокруг собственной оси.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Кроме относительной атомной массы атом характеризуется величиной атомного объема. Он равен частному от деления атомной массы элемента на плотность простого вещества в твердом состоянии. Атомный объем дает возможность представить пространство, которое занимает один атом того или иного элемента, поскольку в одном моле любого элемента содержится число Авогадро, то есть  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов. Характерно, что величина атомного объема также находится в периодической зависимости от величины заряда ядра атома.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Сравните планетарную и современную орбитальную модели строения атома.
2. Каковы современные взгляды на состояние электрона в атоме?
3. Дайте определение: а) атомной орбитали; б) электронного облака; в) энергетического уровня.



4. Какую форму электронного облака имеют *s*- и *p*-электроны?
5. Одинаковым или разным запасом энергии наделены электроны:  
а) одного энергетического уровня; б) разных энергетических уровней?
6. Что такое возбужденное состояние атома? Как его можно достичь?
- 7\*. Как вы понимаете высказывание: *Электрон так же неисчерпаем, как и атом*?

## § 34. Строение электронных оболочек атомов. Понятие о радиусе атома

Состав и строение энергетических уровней. Электроны с одинаковым или приблизительно одинаковым запасом энергии образуют один *энергетический уровень*, или *электронный слой*. Ознакомимся с основными положениями современной теории строения атома.

- Минимально возможное количество энергетических уровней в атоме — один, максимально — семь.
- Количество энергетических уровней в электронной оболочке атома всегда равно номеру периода, в котором размещен элемент.
- Самый отдаленный от ядра энергетический уровень называется *внешним*, его электроны имеют больший запас энергии, чем электроны, расположенные ближе к ядру.
- Максимальное количество электронов на одном энергетическом уровне четко определено. Так, на первом энергетическом уровне может быть не более 2 электронов, на втором — не более 8, на третьем — не более 18, на четвертом — не более 32.
- Энергетические уровни, заполненные максимально возможным для них числом электронов, называются *завершенными*; энергетические уровни с меньшим количеством электронов — *незавершенными*.
- В зависимости от формы атомных орбиталей электроны одного уровня могут находиться на подуровнях.

**Распределение электронов одного уровня на подуровнях.** Каждый энергетический уровень состоит из подуровней. В пределах одного уровня количество подуровней определяется числом имеющихся на них видов атомных орбиталей.

На *первом* энергетическом уровне находятся электроны лишь со сферической формой орбиталей, то есть *s*-электроны, они образуют *s*-подуровень. Следовательно, на первом энергетическом уровне существует один подуровень.

На *втором* энергетическом уровне размещены электроны со сферической и гантелеподобной формами орбиталей, то есть *s*- и *p*-электроны. В соответствии с этим второй уровень включа-



ет 2 подуровня — *s*-подуровень и *p*-подуровень. Как вы уже поняли, названия подуровней повторяют названия орбиталей.

На *третьем* энергетическом уровне есть три подуровня, т. к. там имеются *s*-, *p*-, *d*-орбитали. Поэтому третий подуровень получил название *d*-подуровень. Соответственно *четвертый* подуровень называется *f*-подуровнем и появляется он на *четвертом* энергетическом уровне.

Согласно современной теории строения атома, на одной орбитали не может быть больше двух электронов. Поскольку *s*-подуровень содержит лишь одну *s*-орбиталь, то на нем возможно пребывание двух *s*-электронов. А *p*-подуровень содержит 3 *p*-орбитали, потому на нем максимально может находиться 6 *p*-электронов. На *d*-подуровне насчитывается 5 орбиталей, поэтому максимальное число *d*-электронов на нем — 10. Чтобы заполнить 7 орбиталей *f*-подуровня, понадобится 14 *f*-электронов.

Обратите внимание, что количество электронов на подуровне вдвое больше, чем количество орбиталей. Это объясняется наличием в атоме *спаренных электронов*. Описывая строение атома, спаренные электроны одной орбитали принято записывать в квадратике ☐ (он получил название энергетической ячейки)

в виде противоположно направленных стрелок ☐↑↓. Неспаренные электроны в энергетической ячейке помечают одной стрелкой ☐↑. Позже вы узнаете, что именно наличие неспаренных электронов и незаполненных свободных ячеек имеет важное значение для соединения одних атомов с другими.

Обобщенная информация о максимальном числе электронов на энергетических подуровнях и об энергетических ячейках приведена в таблице 6.

Таблица 6

Максимальное количество электронов и энергетических ячеек на подуровнях

Условное обозначение подуровней	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Максимально возможное количество электронов на подуровне	2	6	10	14
Количество энергетических ячеек	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

Итак, максимальная наполняемость энергетических уровней электронами зависит от количества подуровней и числа электронов, размещенных на них.



Сведения о строении электронной оболочки атомов элементов первых четырех периодов представлены в таблице 7.

Таблица 7

Распределение электронов в атомах первых четырех периодов по энергетическим уровням и подуровням

Условные обозначения энергетических уровней	1	2	3	4
Возможные подуровни в пределах уровня	<i>s</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -	<i>s</i> -, <i>p</i> -, <i>d</i> -, <i>f</i> -
Максимальное количество электронов на энергетическом уровне и каждом подуровне (в скобках)	$2\bar{e}$ (2)	$8\bar{e}$ (2 + 6)	$18\bar{e}$ (2 + 6 + 10)	$32\bar{e}$ (2 + 6 + 10 + 14)

**Понятие о радиусе атома.** Поскольку электрон одновременно проявляет свойства и микрочастицы и волны, атом не имеет четких граней. Поэтому измерить абсолютные размеры атомов невозможно. А так как современная теория строения атома трактует его форму в виде шара, то радиусы атомов различных химических элементов были рассчитаны теоретически.

**Радиусом атома** называется расстояние от центра ядра до сферической поверхности электронной оболочки, на которой вероятность пребывания электронов внешнего уровня наибольшая.

Чем большее число энергетических уровней в электронной оболочке, тем больший радиус атома. Однако это не означает, что при наличии у элементов одного периода одинакового числа энергетических уровней их радиусы одинаковы. Расчеты показали, что *в пределах одного периода* с увеличением заряда ядра радиусы атомов уменьшаются. Самое большое уменьшение происходит в малых периодах.

В пределах одной подгруппы прослеживается противоположная закономерность — с увеличением заряда ядра радиусы атомов увеличиваются. Так, радиус атома лития равен 0,159 нм, а радиус фтора — элемента одного с литием периода — 0,040 нм. Сравнение с рубидием, который является элементом одной с литием подгруппы и имеет радиус атома 0,2248 нм, подтверждает, что размеры радиусов элементов одной подгруппы увеличиваются по мере увеличения заряда ядра.



- В электронной оболочке атома различают: энергетические уровни, энергетические подуровни, энергетические ячейки.
- Количество энергетических уровней в электронной оболочке атома равно номеру периода. Энергетических уровней может быть от одного до семи.
- По форме атомных орбиталей уровни разделяются на подуровни. Выделяют 4 вида подуровней: *s*-, *p*-, *d*-, *f*-подуровни.
- Максимальное количество электронов на *s*-подуровне — 2, на *p*-подуровне — 6, на *d*-подуровне — 10, на *f*-подуровне — 14.
- Для обозначения спаренных электронов введены энергетические ячейки. В одной ячейке может находиться не более двух электронов. Их помечают разнонаправленными стрелками.
- Каждый подуровень имеет вдвое меньше ячеек, чем максимальное количество электронов на нем.
- Радиус атома, как и его относительная атомная масса, является одной из количественных характеристик атома. Изменения его в пределах одного периода и одной подгруппы имеют определенные закономерности.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

При наличии в электронной оболочке атома свободных энергетических ячеек электроны могут из низших энергетических уровней или подуровней перемещаться на более высокие, т. е. из *невозбужденного* состояния атом переходит в *возбужденное*. При этом энергия всегда поглощается, а *спаренные* электроны становятся *неспаренными*. Возможен обратный переход электронов, и тогда энергия выделяется.

Оба процесса происходят при специально созданных условиях (температура, освещение, наличие других веществ и т. п.). При химических реакциях этот процесс обеспечивается благодаря образованию двумя атомами общей электронной пары.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Какое максимальное число энергетических уровней возможно в электронной оболочке атомов? Как определить, сколько энергетических уровней имеет электронная оболочка атома?
2. Какое максимальное число электронов может находиться на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбиталях?
3. Может ли быть на *s*-подуровне: а) 1 электрон; б) 2 электрона; в) 6 электронов?
4. Какое распределение электронов на подуровне существует на третьем энергетическом уровне?
- 5\*. Найдите и исправьте ошибки в утверждениях:
  - а) количество энергетических уровней определяется номером группы;



- б) число электронов в атоме равно его относительной атомной массе;  
в) общим в строении электронных оболочек атомов с порядковыми номерами 11 и 18 является наличие трех энергетических уровней;  
г) радиус атома с увеличением заряда ядра в периоде уменьшается, а в подгруппе — возрастает.

### **§ 35. Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. Электронные и графические электронные формулы атомов**

Как известно, в периодической системе при постоянном увеличении зарядов ядер атомов свойства элементов и образованных ими соединений периодически повторяются. Что же является причиной периодичности? Ответ на этот вопрос связан со строением электронных оболочек атомов.

Для того чтобы понять взаимосвязь строения электронной оболочки атома и периодической повторяемости свойств веществ, выясним последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. (*Повторите по § 34 строение электронной оболочки атомов.*)

**Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней.** В современной теории строения атома распределение электронов на электронной оболочке подчиняется таким правилам.

- В пределах одного энергетического уровня первым заполняется *s*-подуровень, вторым — *p*-подуровень.
- Сначала электронами заполняется первый энергетический уровень, затем второй, и только после окончательного заполнения второго энергетического уровня начинается заполнение третьего уровня.
- На одной орбитали не бывает больше двух электронов.

Следует также помнить, что число электронов в атоме равно порядковому номеру химического элемента.

**Электронные формулы атомов.** Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней отображают с помощью электронных формул атомов.

**Электронная формула атома** — это запись распределения электронов в атоме с помощью коэффициентов, которыми обозначаются энергетические уровни (1, 2, 3...7), символов подуровней (*s*, *p*, *d*, *f*) и верхних индексов, равных числу электронов на подуровне.

Например, записью  $1s^2$  (читается один-эс-два) обозначен первый энергетический уровень с имеющимся одним *s*-подуровнем, заполненным двумя электронами, то есть заверченный.



Записью  $1s^2 2s^2 2p^3$  (читается один-эс-два два-эс-два два-пэ-три) обозначены первые два энергетических уровня: на первом находится два *s*-электрона, на втором — тоже два *s*-электрона и три *p*-электрона. То есть первый энергетический уровень завершен. Второй энергетический уровень содержит электроны на подуровне *s* и подуровне *p*. Запись показывает, что подуровень *s* заполнен полностью, тогда как подуровень *p* — наполовину.

Заполнение электронами внешнего энергетического уровня у элементов первых двух периодов рассмотрите на рисунке 24.

Первый период состоит лишь из двух элементов — водорода и гелия. В атоме водорода заполнение первого энергетического

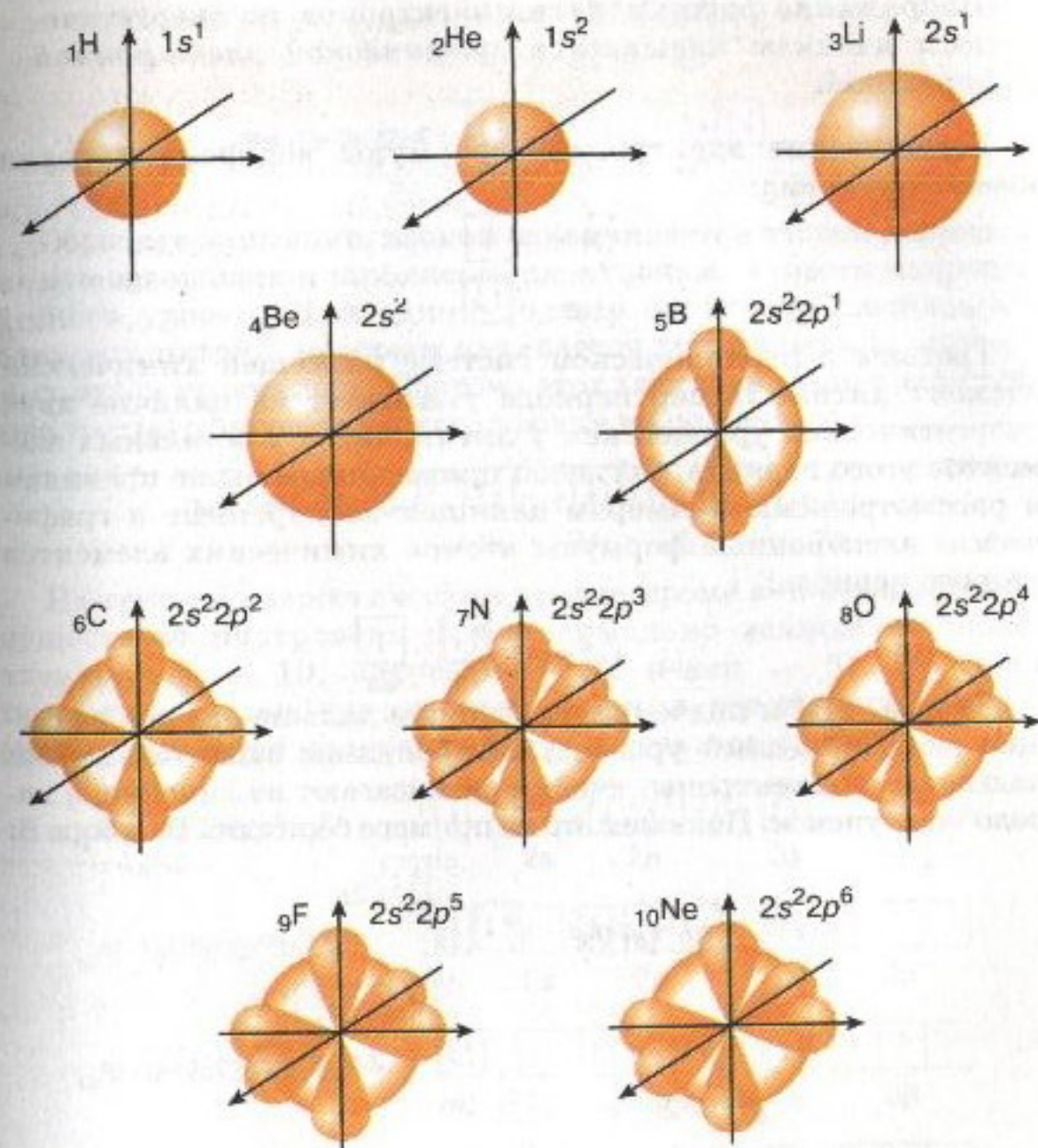


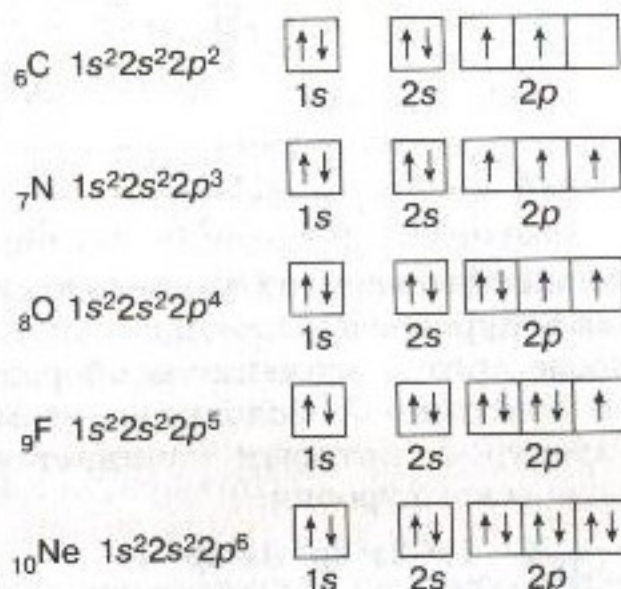
Рис. 24. Форма и пространственная ориентация атомных орбиталей элементов 1-го и 2-го периодов (внешний энергетический уровень)



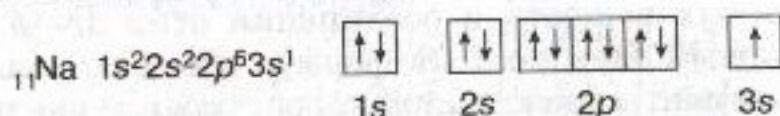




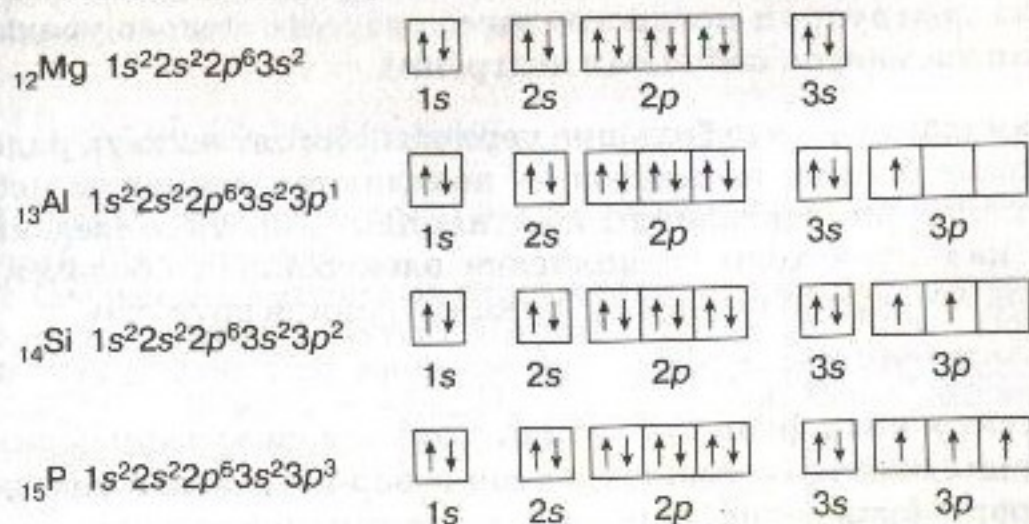
рода, азота, кислорода, фтора и неона в электронной оболочке становится на 1 электрон больше и все они заполняют  $p$ -подуровень второго энергетического уровня:



Обратите внимание, неоном заканчивается второй период, и на нем завершается заполнение электронами второго энергетического уровня. Для одиннадцатого элемента следующего периода натрия, которым начинается третий период, свободных ячеек не осталось. Поэтому этот электрон начнет заполнение третьего энергетического уровня из подуровня  $s$ :



На третьем энергетическом уровне кроме  $s$ - и  $p$ -подуровней существует подуровень  $d$ - (максимально возможное число электронов — 10, энергетических ячеек — 5). Но пока полностью не заполнятся электронами  $s$ - и  $p$ -подуровни этого уровня, ячейки  $d$ -подуровня будут оставаться пустыми:

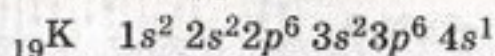




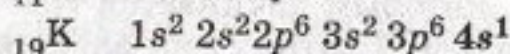
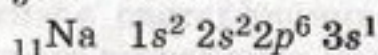
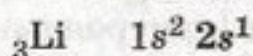
$_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$
	1s	2s	2p	3s	3p
$_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$
	1s	2s	2p	3s	3p
$_{18}\text{Ar } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	1s	2s	2p	3s	3p

Таким образом, ни один элемент третьего периода не содержит электронов на подуровне  $d$ .

Следующий после аргона элемент калий размещен в четвертом периоде. В электронной оболочке его атома появляется девятнадцатый электрон, которым начинается заполнение четвертого энергетического уровня:



**Причина периодичности.** Выпишем в столбик рассмотренные электронные формулы щелочных элементов:



Изучая семейство щелочных элементов, вы узнали о сходстве свойств простых веществ и соединений этих элементов. Как видно из записей электронных формул атомов лития, натрия, калия, эти элементы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня — он содержит лишь один  $s$ -электрон.

**Причиной периодической повторяемости свойств химических элементов и образованных ими соединений является появление элементов с одинаковым строением внешнего энергетического уровня (для элементов главных подгрупп) и предпоследнего энергетического уровня (для элементов побочных подгрупп).**

Вам известно, что большие периоды состоят из двух рядов и содержат больше элементов — появляются элементы побочных подгрупп, лантаноиды и актиноиды. Короткие сведения о том, как происходит заполнение электронных оболочек их атомов приведено ниже в рубрике «Страница эрудита».

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Электронная формула атома — это условная запись размещения электронов электронной оболочки атома с помощью цифр и букв английского алфавита  $s, p, d, f$ .

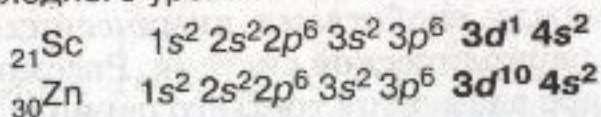


- При заполнении одного энергетического подуровня, до тех пор пока есть свободные энергетические ячейки, электроны размещаются в них по одному, а затем — по два.
- Для того чтобы безошибочно написать электронную формулу атома, необходимо: а) узнать, сколько всех электронов имеет атом; б) выяснить, в каком периоде периодической системы размещен элемент; в) придерживаться последовательности заполнения электронами энергетических уровней и подуровней, описанной в параграфе.
- Периодическая повторяемость свойств элементов является следствием периодической повторяемости строения их электронных оболочек.

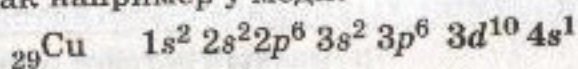


## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Поработайте с периодической системой и убедитесь, что в четвертом периоде после калия и кальция — элементов главных подгрупп — размещено 10 элементов побочных подгрупп с порядковыми номерами 21—30. Особенность заполнения электронами электронных оболочек этих атомов заключается в том, что у внешнего четвертого энергетического уровня  $\text{Cu}$ ,  $\text{Zn}$  заполнен лишь подуровень  $s$  (2 электрона), а каждый из 10 электронов, которые последовательно появляются у элементов  $\text{Sc}$ ,  $\text{Ti}$ ,  $\text{V}$ ,  $\text{Cr}$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Co}$ ,  $\text{Ni}$ , заполняет подуровень  $d$  предпоследнего уровня:



- ♦ У некоторых элементов побочных подгрупп один из двух  $s$ -электронов внешнего энергетического уровня может переместиться на  $d$ -подуровень, как например у меди:



Но в любом случае число электронов равно порядковому номеру элемента в периодической системе.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Каков порядок заполнения электронами: а) энергетических уровней; б) подуровней?
2. Сколько энергетических ячеек необходимо для размещения всех электронов: а) первого уровня; б) второго уровня; в) третьего уровня?
3. Что общего в строении электронных оболочек: а) бериллия и магния; б) алюминия и серы; в) неона и аргона? Ответ подтвердите записями электронных формул атомов.
4. Представьте, что из электронной оболочки атома кальция каким-то образом были удалены все электроны. И вам дали задание



вернуть их на свои места. Какие уровни и подуровни займут первый, шестой, шестнадцатый электроны?

5\*. Напишите уравнение реакции между простыми веществами, образованными элементами, электронные формулы атомов которых имеют такие окончания: ...  $3s^1$  и ...  $2s^2 2p^4$ .

### § 36. Взаимосвязь между размещением элементов в периодической системе и их свойствами

Вы знаете, что каждый элемент в периодической системе занимает постоянное, четко определенное место, по которому можно безошибочно узнать: а) заряд ядра атома; б) число электронов; в) число энергетических уровней. Существует ли связь между размещением элемента в периодической системе и свойствами образованных им веществ? Ответ на этот вопрос вы получите после выполнения лабораторного опыта 10 со «Страницы естествоиспытателя».

Проведенный опыт убедил вас в том, что свойства гидроксидов разные: гидроксид натрия — типичное основание с сильно выраженными щелочными свойствами, гидроксид алюминия — амфотерный гидроксид, а серная кислота имеет кислотные свойства.

То, что исследованные гидроксиды проявили разный химический характер, не является случайностью, а основано на зависимости между свойствами химических элементов и их положением в периодической системе. Рассмотрим эту зависимость на примере элементов третьего периода (табл. 8).

Таблица 8

Элементы третьего периода и некоторые их характеристики

Признаки сравнения	Элементы третьего периода							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1	2	3	4	5	6	7	8	9
Порядковый номер	11	12	13	14	15	16	17	18
Формула простого вещества	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl <sub>2</sub>	Ar
	металлы			неметаллы				
Формула высшего оксида	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—
Формула гидроксида	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	—



1	2	3	4	5	6	7	8	9
Высшая валентность в оксиде и гидроксиде	1	2	3	4	5	6	7	—
Химические свойства оксида и гидроксида	основные		амфотерные	кислотные				
Летучие соединения с водородом	—	—	—	$\text{SiH}_4$	$\text{PH}_3$	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HCl}$	—
Валентность в летучем соединении с водородом				4	3	2	1	
Общее в строении атома	Электронная оболочка имеет три энергетических уровня							
Число электронов на внешнем уровне	1	2	3	4	5	6	7	8

Если продолжим таблицу за счет элементов четвертого периода, то увидим, что у следующего после аргона элемента калия формы соединений и химические свойства резко отличаются от свойств галогенов. Итак, можно сделать вывод, что в периодах с возрастанием порядковых номеров элементов прослеживаются такие изменения:

- металлические свойства простых веществ ослабевают, а неметаллические — усиливаются;
- основные свойства оксидов и гидроксидов ослабевают, а кислотные — усиливаются;
- валентность элементов в оксидах и гидроксидах возрастает от 1 до 7;
- валентность неметаллов в летучих водородных соединениях уменьшается от 4 до 1;
- период завершается инертным химическим элементом, на который установленные закономерности не распространяются;
- при переходе от одного периода к другому наблюдается резкий переход от неметаллических свойств элементов



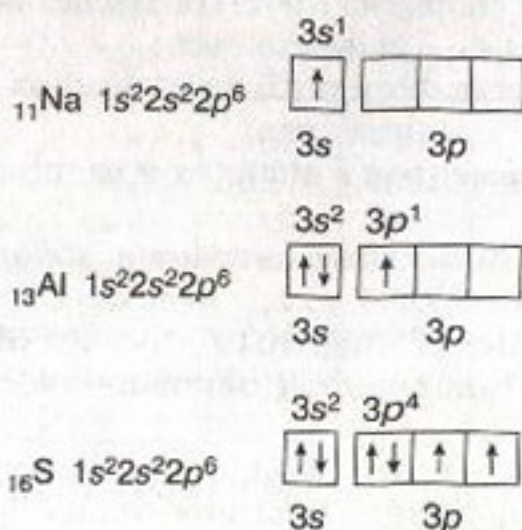
к металлическим, размежеванных неактивными инертными элементами.

Такая зависимость между размещением элемента в периоде и свойствами образованных им веществ является общей для всех периодов с той лишь разницей, что в малых периодах эти изменения наступают быстрее, чем в больших.

Кроме размещения в горизонтальных рядах — *периодах*, элементы входят в состав вертикальных столбцов — *групп*. Рассмотренные ранее свойства природных семейств щелочных элементов, галогенов и инертных элементов дают вам возможность самостоятельно сделать вывод, что самые активные металлы размещены в группе I, то есть в начале периодов, а самые активные неметаллы — в группе VII, то есть в конце периодов. Каждый период заканчивается инертным элементом VIII группы.

Если провести воображаемую черту через элементы: бериллий, алюминий, германий, олово, сурьма, свинец, полоний, которая разделит периодическую систему на 2 части, то верхняя правая часть будет содержать неметаллы, нижняя левая — металлы, а элементы, которые образуют линию раздела, — это металлические элементы с амфотерными свойствами оксидов и гидроксидов. Итак, в зависимости от того, в какой части периодической системы размещен элемент, его соединения обнаруживают основные, кислотные или амфотерные химические свойства.

На основе современной теории строения атома ученые объясняют, что характер химических свойств и его изменение в периодах находится в зависимости от изменения строения электронных оболочек атомов. Чтобы понять, какие отличия в строении электронных оболочек определяют ослабление металлических и усиление неметаллических свойств, сравним электронные формулы атомов элементов, с гидроксидами которых был проведен лабораторный опыт.





Как видим, по количеству энергетических уровней атомы натрия, алюминия и серы отличий не имеют. Однако у каждого из них различное число электронов на внешнем энергетическом уровне, которое с увеличением порядкового номера элемента возрастает. Делаем вывод, что

**причиной ослабления металлических и усиления неметаллических свойств элементов одного периода является возрастание числа электронов на внешнем энергетическом уровне.**

Итак, элементы одной подгруппы (щелочные, галогены или других семейств) имеют общие свойства благодаря одинаковому строению внешнего энергетического уровня.

Рассмотренные зависимости еще раз подтверждают универсальный характер периодического закона и доказывают, что он является фундаментальным законом природы.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

### **Лабораторный опыт 10. Исследование характера гидроксидов натрия, алюминия, серы**

Для его проведения вам **п о н а д о б я т с я**: гидроксид натрия, гидроксид алюминия (свежеприготовленный), серная кислота, индикаторы, пробирки, штатив для пробирок.

**1.** Выполните экспериментальную проверку характера гидроксида натрия. Для этого в 2 пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте по несколько капель индикатора щелочной среды, например фенолфталеина. В одну пробирку долейте соляной кислоты, в другую — добавьте немного порошка гидроксида магния. Следите за изменением цвета индикатора в обеих пробирках. В какой пробирке произошло изменение цвета индикатора? О чем это свидетельствует?

**2.** Получите гидроксид алюминия из раствора его соли, подействовав на него небольшим количеством раствора щелочи. Полученный осадок разделите на 2 пробирки. В одну долейте раствор щелочи до полного исчезновения осадка, а в другую — соляную или другую кислоту (тоже до полного исчезновения осадка). Объясните, почему в обеих пробирках осадка не стало.

**3.** Налейте в 2 пробирки по 1 мл раствора серной кислоты и добавьте к ним по несколько капель индикатора кислой среды, например лакмуса. В одну из пробирок долейте раствор щелочи, а в другую — раствор другой кислоты и наблюдайте за изменениями цвета индикатора. Объясните результаты наблюдения.

Опишите результаты наблюдений в рабочей тетради, запишите уравнения проведенных реакций.

Какой характер (основный, кислотный или амфотерный) имеют исследованные вами гидроксиды?

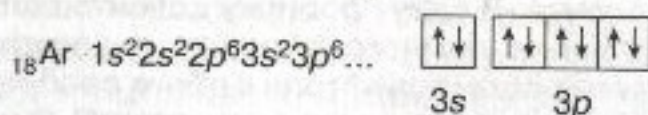
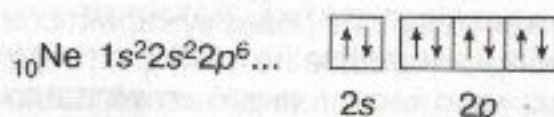
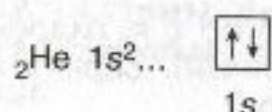


- Периодическая повторяемость свойств элементов в периодах является следствием периодического повторения похожего строения электронных оболочек атомов.
- Химическая схожесть элементов одной подгруппы — результат одинакового строения внешних энергетических уровней их атомов.
- В периодах металлические свойства элементов и их соединений ослабевают, а неметаллические — усиливаются. Поэтому, чем ближе к началу периода размещен элемент, тем сильнее у него выражены металлические свойства.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

До появления современной теории строения атома не существовало доказательств, которые бы объясняли инертный характер химических свойств неметаллов VIII группы главной подгруппы — гелия, неона, аргона и других. Отныне он объясняется тем, что энергетические ячейки внешнего энергетического уровня их атомов полностью заполнены спаренными электронами. Такой уровень считается стойким, или **завершенным**:



У всех инертных газов, кроме гелия, внешний энергетический уровень содержит 8 электронов. Поэтому вместо нулевой группы, которая сначала была прибавлена к периодической системе для размещения в ней инертных химических элементов, их поместили в главную подгруппу восьмой группы. Отныне подтвердилось еще одна зависимость — элементы главных подгрупп на внешнем энергетическом уровне имеют столько электронов, каков номер группы (исключение составляет гелий).

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Чем вы объясните то, что натрий, по сравнению с магнием, сильнее проявляет металлические свойства?
2. Гидроксид какого оксида —  $\text{CO}_2$  или  $\text{N}_2\text{O}_5$  — имеет более выраженные кислотные свойства? Ответ обоснуйте.



3. Сравните у элементов третьего периода металлические и неметаллические свойства простых и сложных веществ, формы оксидов и гидроксидов, валентность элементов у них. Отвечают ли результаты вашего сравнения выводу, что в пределах одного периода происходит постепенный переход от металлических свойств химических элементов и их соединений к неметаллическим?

4\*. По месту в периодической системе химических элементов с порядковыми номерами 52 и 56 спрогнозируйте химический характер их оксидов и подтвердите его соответствующими уравнениями реакций.

### **§ 37. Характеристика химических элементов по их положению в периодической системе и строению атома**

Вы уже знаете, что не существует ни одного элемента, который бы занимал случайное место в периодической системе. (Место водорода и в I, и в VII группах обосновано сходством строения электронной оболочки атома водорода с атомами элементов главных подгрупп этих групп.) Закономерным является то, что каждому элементу отвечает только одно четко определенное место в периодической системе и на каждое место в ней может претендовать лишь один химический элемент.

Что означает для элемента его место в периодической системе. После изучения строения атома вы поняли, что место элемента в периодической системе — не просто пронумерованная клетка, закрепленная за химическим элементом на основании значений его относительной атомной массы и заряда ядра атома.

**Место каждого химического элемента в периодической системе отображает совокупность основных его свойств, находящихся в тесной закономерной связи со свойствами соответственно размещенных других элементов.**

Поэтому и название таблицы не случайно содержит слово «система». Как вам известно из природоведения и физики, система — это единое целое, которое состоит из взаимосвязанных частей. В случае изъятия одной из частей целостность системы теряется. *(Вспомните, чтобы целостность периодической системы не нарушилась, в размещении элементов 4 раза отошли от принципа ее построения по возрастанию атомных масс.)*

Место элемента в периодической системе, знание строения его атома дают возможность разносторонне и безошибочно характеризовать химический элемент и его соединения.

План характеристики химического элемента по его положению в периодической системе и строению атома. Чтобы получить как можно более полную информацию о химическом элементе, необходимо придерживаться плана характеристики (табл. 9).



**План характеристики химического элемента по его положению в периодической системе и строению атома**

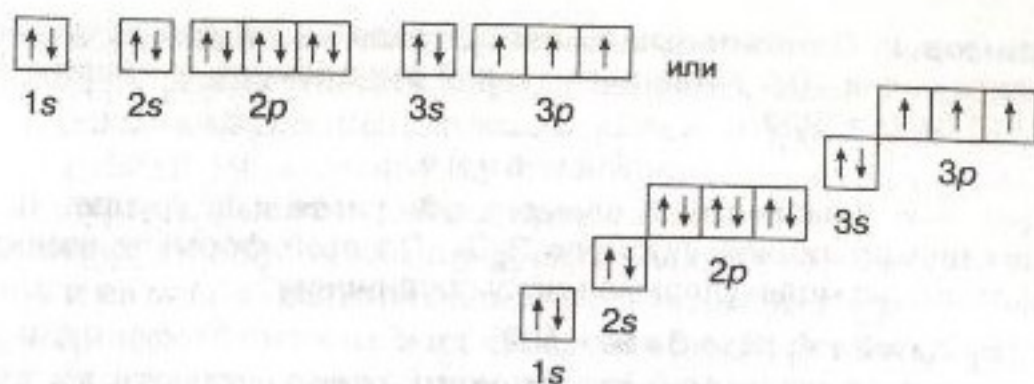
№ п/п	Основные характеристики	Подпункты характеристики
1	Место элемента в периодической системе	а) порядковый номер (протонное число) б) относительная атомная масса в) период, ряд г) группа, подгруппа
2	Строение атома	а) число протонов, нейтронов, заряд ядра б) число электронов, заряд электронной оболочки атома в) число энергетических уровней г) электронная, графическая электронная формулы атома д) число электронов на внешнем энергетическом уровне, в том числе и неспаренных е) завершённый или незавершённый внешний энергетический уровень, сколько электронов не хватает до завершения
3	Химический характер элемента и образованных им веществ	а) к металлическим или неметаллическим элементам принадлежит б) формула оксида и соответствующего ему гидроксида в) химический характер оксида и гидроксида, примеры уравнений реакций г) формула летучего соединения с водородом (для неметаллов), валентность элемента в нем
4	Сравнение химического характера элемента со свойствами соседних элементов	а) сравнение в периоде б) сравнение в подгруппе

**Пример характеристики.** По приведенному в таблице плану охарактеризуем химический элемент **фосфор**.

**1. Место в периодической системе.** Порядковый номер фосфора 15,  $A_r = 31$ . Элемент размещен в третьем периоде, третьем ряду, V группе, главной подгруппе.

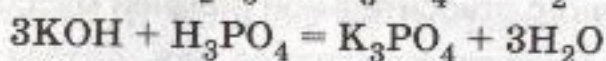
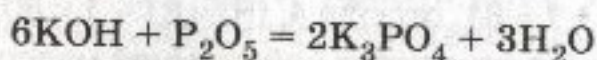
**2. Строение атома.** Ядро атома содержит 15 протонов и имеет заряд +15. Изотоп  $^{15}_P$  содержит 16 ( $31 - 15 = 16$ ) нейтронов. В составе электронной оболочки есть 15 электронов с суммарным зарядом -15, размещенных на трех энергетических уровнях. Электронная формула атома —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Графическая электронная формула:





На внешнем энергетическом уровне находится 5 электронов, из них 3 — неспаренных. Внешний энергетический уровень незавершен, к завершению не хватает трех электронов, что составляет менее половины электронов заверщенного внешнего энергетического уровня.

**3. Химический характер элемента и образованных им веществ.** Имея на внешнем энергетическом уровне 5 электронов, фосфор принадлежит к неметаллам. Формула высшего оксида —  $P_2O_5$ , гидроксида —  $H_3PO_4$  (ортофосфорная кислота). В химических реакциях оба вещества проявляют кислотные химические свойства:



Формула летучего водородного соединения  $PH_3$ , валентность фосфора в ней 3.

**4. Сравнение химического характера элемента со свойствами соседних элементов.** У фосфора соседями по периоду являются кремний и сера, по подгруппе — азот и мышьяк. Неметаллические свойства у фосфора выражены сильнее, чем у кремния, но слабее, чем у серы и азота, и сильнее, чем у мышьяка.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Четко определенное место химического элемента в периодической системе, знания физической сути порядкового номера элемента, номера периода, группы и подгруппы дают возможность исчерпывающе характеризовать строение атома, соединения элемента и их свойства.



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Умение характеризовать химический элемент по его месту в периодической системе и строению атома дает возможность выполнять задания по нахождению элемента и составлению формул его соединений.



**Пример 1.** Относительная молекулярная масса оксида элемента III группы равна 102. Установите, какой это элемент, напишите формулу его гидроксида.

#### Решение

Поскольку неизвестный элемент относится к III группе, то его оксид отвечает общей формуле  $R_2O_3$ . По этой формуле вычислим относительную молекулярную массу соединения:

$$M_r(R_2O_3) = 2 \cdot A_r(R) + 3 \cdot 16 = 102,$$

$$\text{отсюда } 2 \cdot A_r(R) = 102 - 48 = 54; A_r(R) = 54 : 2 = 27.$$

О т в е т: находим в периодической системе элемент с относительной атомной массой 27. Это — алюминий, формула его гидроксида —  $Al(OH)_3$ .

**Пример 2.** Назовите элемент по таким данным: находится в VII группе, образует летучее соединение с водородом, относительная молекулярная масса которого 81.

#### Решение

Общая формула летучего соединения с водородом для неметаллов VII группы  $RH$ . По этой формуле вычислим относительную молекулярную массу соединения:

$$M_r(RH) = A_r(R) + 1 = 81, \text{ отсюда } A_r(R) = 81 - 1 = 80.$$

О т в е т: элемент с относительной атомной массой 80 — бром.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Охарактеризуйте магний по месту элемента в периодической системе и строению атома.

2. Укажите пару порядковых номеров элементов, высшие оксиды которых взаимодействуют между собой. Ответ подтвердите уравнением реакции:

а) 11 и 16;      б) 3 и 12.

3. По месту элементов в периодической системе укажите, какой элемент имеет более выраженные неметаллические свойства: а) сера или хлор; б) кислород или сера.

4. Какой химический характер имеет оксид элемента с порядковым номером 34? Ответ объясните.

5\*. Элемент образует с водородом летучее водородное соединение, формула которого  $H_2R$ . О каком элементе идет речь, если известно, что его атом имеет на три энергетических уровня больше, чем самый распространенный в природе элемент?

## § 38. Значение периодического закона

Открытие Д. И. Менделеевым в 1869 г. периодического закона имело важное значение не только для химии, но и для других естественных наук, а также философии. Благодаря



закону получили научное объяснение известные факты относительно сходства свойств и форм веществ, была установлена взаимосвязь понятий *химический элемент* и *простое вещество*. Стало реальным научное прогнозирование существования неизвестных элементов и их открытия.

Дмитрий Иванович сам предусмотрел существование 11 элементов и на основе взаимосвязи между размещением элементов в периодической системе и их свойствами ориентировочно установил их атомную массу, спрогнозировал основные свойства. Некоторые элементы были открыты при жизни ученого, например скандий, галлий, германий, а некоторые — значительно позже. Так, почти за 80 лет до открытия элемента с порядковым номером 84 Менделеев предусмотрел для него атомную массу 212, способность образовывать оксид с общей формулой  $RO_3$ , плотность 9,3, легкоплавкость, серый цвет. У открытого в 1946 г. полония лишь атомная масса имела несколько меньшее значение, остальные же свойства подтвердились.

За основу классификации всех элементов, а не только сходных по свойствам и формам их соединений, Менделеев принял атомную массу. Однако тогда практически каждый шестой элемент имел неточно, а то и неправильно определенное значение атомной массы. И если бы не открытие периодического закона, то неизвестно, как долго это несоответствие существовало бы в науке. Так считалось, что относительная атомная масса бериллия равна 13,5. С таким ее значением элемент должен был бы занять в периодической таблице не четвертую, а шестую клетку, что привело бы к нарушению периодичности. Действительно, тогда двухвалентный металлический элемент бериллий разместился бы между неметаллами — углеродом и азотом. Такое несоответствие навело ученого на мысль, что атомная масса бериллия должна быть больше, чем у лития, но меньше, чем у бора. И бериллий был размещен в клетке под номером 4. Последующие исследования ученых дали возможность уточнить относительную атомную массу бериллия и подтвердили истинность предположения ученого.

Подтверждение предсказаний Д. И. Менделеева свидетельствует о прогностической роли периодического закона. В настоящее время закон распространен на всю Вселенную. Как показали исследования Космоса, на других небесных телах есть такие же химические элементы, как и на планете Земля. В 40-е годы прошлого века были заполнены все свободные клетки периодической системы, оставленные Менделеевым. Но после открытия радиоактивности и изобретения способов получения изотопов начался новый этап проверки предсказаний на основе периодического закона. На сегодня открыто уже



115 химических элементов и синтез новых элементов продолжается. Отобразив естественную взаимосвязь между элементами, периодический закон положил начало современному природоведению, выяснению физиками причины периодичности. Закон стал ведущим в химии и физике, опираясь на него, ученые открыли химические элементы, для которых Д. И. Менделеев оставил пустые клетки в таблице. Так появилось новое направление исследований — открытие элементов, которые не существуют в природе. И что особенно важно — для всех нашлись места в периодической системе.

Периодический закон способствует развитию методов познания природы. Такие общие законы развития природы, как единство и борьба противоположностей (на примере существования в атоме положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов), переход количественных изменений в качественные (число электронов на внешнем энергетическом уровне у каждого следующего элемента периодической системы увеличивается, что предопределяет появление нового элемента), находят подтверждение благодаря периодическому закону.

Существенной особенностью периодического закона является то, что в отличие от других фундаментальных законов природы у него не существует количественного выражения, то есть он не может быть записан в виде математической формулы или какого-то уравнения. Но это единственный закон, который имеет графическое отображение в виде таблицы периодической системы химических элементов. Периодическая система химических элементов помогает планировать научные исследования и осуществлять их, является незаменимым наглядным пособием для всех, кто изучает химию.

Итак, в настоящее время периодический закон и периодическая система благодаря своим приложениям в науке и практике вышли за пределы химии. И где бы вам в будущем не пришлось работать, какие бы отрасли природоведения вы не исследовали, периодический закон станет ориентиром в познании и преобразовании природы.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Периодический закон — это один из основных законов природы, он имеет научное и практическое значение для многих областей знаний.
- Периодический закон отображает связь всех химических элементов, предопределенную внутренним строением их атомов.
- Периодический закон — непревзойденный образец проверки правильности теории путем выведения из нее закономерностей и подтверждения их практикой.



- Достижение физиков в установлении сложного строения атома, синтез новых элементов, создание новых веществ, — все это стало возможным благодаря открытию периодического закона.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. На конкретных примерах раскройте, как, благодаря периодическому закону, уточняли относительные атомные массы химических элементов, открывали новые элементы.

2. Объясните, почему периодический закон принадлежит к фундаментальным законам природы.

3. Как вы понимаете высказывание: «Создав учение о периодичности, Менделеев намного опередил время»?

4\*. Пользуясь различными информационными источниками, подготовьте сообщение об открытии новых химических элементов.

## § 39. Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева

Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907) — русский ученый, член-корреспондент Петербургской Академии наук (с 1876 г.), родился в городе Тобольске в многодетной семье директора Тобольской гимназии Ивана Павловича и Марии Дмитриевны Менделеевых. Семья рано осталась без отца, и все заботы о воспитании и учебе детей легли на плечи матери.

**Годы учебы Д. И. Менделеева.** В гимназии Менделеев проявлял особый интерес к естественным наукам, поэтому после ее окончания в 1850 г. поступил на естественно-математический факультет Петербургского педагогического института. Его учителями были известные ученые — химик Александр Воскресенский, физик Емилий Ленц, математик Михаил Остроградский, биолог Федор Брандт, которым Менделеев был благодарен за подготовку по естественным наукам. Институт Дмитрий Иванович окончил в 1855 г. с золотой медалью и получил диплом старшего учителя.

**Педагогическая деятельность Д. И. Менделеева.** Педагогическую деятельность Менделеев начал на должности учителя природоведения, но уже в 23 года стал преподавателем Петербургского университета.

Молодой ученый продолжал научные исследования о состоянии и свойствах веществ. В 1859 г. он поехал в Германию в двухлетнюю научную командировку, где много времени уде-



Д. И. Менделеев



лял химическому эксперименту. В частности, Дмитрий Иванович исследовал свойства газов и доказал, что при определенной температуре все газы можно превратить в жидкости.

Вернувшись в Петербург, Менделеев продолжил научную и педагогическую деятельность в университете. Его исследования растворов касались образования неустойчивых соединений растворенного вещества с растворителем. Обобщенные результаты многочисленных экспериментов по изучению свойств растворов он изложил в докторской диссертации. Сразу после ее защиты Дмитрия Ивановича избрали профессором Петербургского технологического университета. Там он читал лекции почти по всем разделам химии — теоретической, органической, технической, аналитической. Он был первым русским ученым, который написал учебник по органической химии. А его учебник «Основы химии» признан фундаментальным учебником для высших учебных заведений, в котором впервые неорганическая химия трактовалась с точки зрения периодического закона. Учебник на протяжении почти 80 лет неоднократно переиздавался, в том числе и на иностранных языках.

**Открытие периодического закона — научный результат деятельности Д. И. Менделеева.** Стремление объединить разрозненные химические знания в определенную систему натолкнуло Д. И. Менделеева в 60-е годы XIX ст. на поиск родства всех химических элементов. Поскольку о строении атома на то время не было известно, ученый значительное внимание уделял сопоставлению атомных масс, сравнению элементов и их соединений, а результаты этой теоретической и экспериментальной работы обнародовал на научных собраниях в разных странах. Так Дмитрий Иванович приближался к открытию в 1869 г. периодического закона и созданию периодической системы химических элементов.

Свое гениальное открытие — периодический закон и периодическую систему элементов — Менделеев сделал в возрасте 35 лет, намного опередив свое время. Периодическая система стала необходимым инструментом в химических исследованиях, она заняла почетное место на стене каждой химической лаборатории, на рабочем месте всех, кто причастен к изучению химии.

**Многогранная деятельность ученого.** Д. И. Менделеев посвятил науке более 50 лет жизни. Все, что он сделал, чего достиг, указывает на широту и значимость его труда.

Ученый исследовал растворы и разработал теорию растворов, изобрел один из видов бездымного пороха, разработал способы использования удобрений в сельском хозяйстве и орошения засушливых земель. Изучив состав нефти, Д. И. Менделеев изобрел новые способы ее переработки и выделения из нее веществ, кото-



рые можно использовать для производства промышленных товаров. Он выступал против использования нефти лишь как топлива.

В августе в 1887 г. Менделеев осуществил полет на воздушном шаре с целью наблюдения солнечной короны во время солнечного затмения. Он преодолел путь около 100 км на максимальной высоте полета приблизительно 4 км и успешно приземлился.

Д. И. Менделеев проникался проблемами развития государства, улучшения благосостояния его народа. Как патриот и высокообразованный человек он понимал, что в улучшении уровня жизни народа важная роль принадлежит образованию. Поэтому Дмитрий Иванович был активным участником мероприятий, посвященных обсуждению вопросов образования, подготовки учителей, создания учебных заведений, написания учебников. Во все времена он отстаивал интересы студенчества, защищал новые идеи и помогал молодым ученым воплощать их в жизнь.

Профессор Д. И. Менделеев был любимым преподавателем студентов-химиков. Послушать его лекции приходили студенты и преподаватели из разных факультетов, даже те, которые не изучали химию, находя для себя много поучительного и интересного.

Д. И. Менделеев работал и в отрасли точных измерений. В 1893 г. он стал организатором и первым директором Главной палаты мер и весов.

Благодаря активной научной и общественной деятельности Дмитрий Иванович много путешествовал, побывал в разных уголках планеты. Но его не оставляла мысль, которая волновала многих естествоиспытателей того времени, — освоение пространств Северного Ледовитого океана. Талантливый ученый разработал план освоения Арктики и предложил проект ледокола.

Дмитрий Иванович помогал художникам устраивать выставки картин, принимал участие в обсуждении произведений искусства. В его библиотеке хранились ценные коллекции репродукций картин, признанных мировыми шедеврами.

**Д. И. Менделеев и Украина.** Жизнь и научная деятельность ученого были тесно связаны с развитием науки, образования и экономики Украины. Педагогическую деятельность Д. И. Менделеев начал в Украине учителем природоведения вначале в Симферополе, а затем в Одессе. Уже зрелым ученым он активно участвовал в работе научных обществ Киевского и Харьковского университетов, съездах природоведов в Киеве.

Д. И. Менделеев работал над проблемами развития угольной промышленности в Украине. Находясь на Донбассе, он изучал вопросы добычи и транспортировки каменного угля и — выдвинул новую на то время идею подземной газификации угля. Прошло не одно десятилетие, прежде чем в 1937 г. в городе Горловка Донецкой области эта идея была воплощена в жизнь.





Рис. 25. Памятник  
Д. И. Менделееву  
на территории  
Университета «Киевский  
политехнический  
институт»

Он активно участвовал в создании Киевского политехнического института (в настоящее время Университет «Киевский политехнический институт»). Он был главой экзаменационной комиссии первого выпуска инженеров и агрономов этого известного не только в Украине, но и далеко за ее пределами высшего учебного заведения. За научные заслуги и содействие становлению и развитию университета около центрального входа здания химического факультета возведен памятник выдающемуся ученому.

**Признание заслуг ученого.** Заслуги Д. И. Менделеева спискали общее признание еще при его жизни. Он был избран почетным членом почти всех академий Европы и Америки, многих ученых сообществ,

научных учреждений и учебных заведений разных стран мира. Его научный титул насчитывает почти 130 названий. В знак признания заслуг выдающегося русского ученого полученный в 1955 г. американскими исследователями радиоактивный элемент с протонным числом 101 назвали менделевий.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Дмитрий Иванович Менделеев — выдающийся ученый, талантливый педагог, патриот своей Отчизны.
- Жизнь и деятельность Д. И. Менделеева является примером настойчивости, целеустремленности в решении научных проблем.
- Во всем мире высоко ценят научное наследие Д. И. Менделеева.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Расскажите об основных этапах жизни и деятельности Д. И. Менделеева.

2. Какие факты и события жизни ученого доказывают, что он был человеком с широким кругозором?

3\*. Пользуясь различными информационными источниками, подготовьте сообщение о жизни и деятельности Дмитрия Ивановича Менделеева.



# ТЕМА 4

## Химическая связь и строение вещества

Этой темой заканчивается изучение химии в 8 классе. Материал темы дает возможность:

- выяснить, как и почему атомы соединяются друг с другом;
- обобщить знания о качественном и количественном составе веществ, учитывая строение их структурных частиц — атомов, молекул, ионов;
- расширить химические знания с помощью понятий: электроотрицательность, кристаллическая решетка, степень окисления;
- уяснить, что свойства веществ зависят не только от состава, но и от пространственного размещения структурных частиц вещества в кристалле.

### Изучив тему, вы сможете:

- самостоятельно приводить примеры соединений с ковалентной и ионной химической связями;
- объяснять, как образуется химическая связь и что происходит при соединении атомов;
- обосновывать электронную природу ковалентной неполярной, ковалентной полярной и ионной связей;
- определять степени окисления атомов элементов в соединениях по их формулам;
- составлять химические формулы веществ с учетом электроотрицательности и степени окисления атомов;
- объяснять и прогнозировать свойства веществ в зависимости от вида химической связи и типа кристаллической решетки.

### § 40. Понятие о химической связи. Электроотрицательность элементов

В свободном состоянии атомы в природе встречаются довольно редко. В качестве примера можно привести одноатомные молекулы инертных газов гелия, неона, аргона, криптона, незначительные количества которых входят в состав воздуха. Существуют вещества, молекулы которых образуются из двух или нескольких атомов одного элемента. К ним относятся водород  $H_2$ , кислород  $O_2$ , озон  $O_3$ , хлор  $Cl_2$ , азот  $N_2$ . Но большинство веществ образуется из атомов разных химических элементов. (Вспомните оксиды, основания, кислоты, соли.)

Химическое взаимодействие, в результате которого соединяются атомы, образуя новые вещества, было предметом размышлений многих поколений ученых. На основе знаний о строении атома в XX в. ввели понятие **химической связи**.



**Химическая связь** — это связь между атомами, обеспечивающая существование веществ с четко определенным составом.

**Электронная природа химической связи.** В образовании химической связи главную роль играют *неспаренные электроны*, которые получили название *валентных электронов*. Ядро атома при этом остается без изменений.

Вам известно, что в результате химических реакций образуются новые вещества. Из теории химической связи вытекает еще одно важное следствие — достижение атомами завершенности внешних энергетических уровней. Завершенным внешним энергетическим уровнем называется энергетический уровень из 8 электронов (для водорода и гелия — из двух). Исходя из этого, существует правило октета (латинским языком *окто* — восемь):

элементы теряют или приобретают электроны для того, чтобы иметь на внешнем энергетическом уровне 8 электронов.

То есть, при образовании химической связи внешние энергетические уровни атомов приобретают электронную конфигурацию ближайшего инертного элемента, которая является стойкой и энергетически выгодной.

Итак, химические реакции протекают в направлении образования у элементов завершенного внешнего энергетического уровня или как его еще называют — *внешнего электронного слоя*.

Все химические реакции сопровождаются разрушением одних химических связей и образованием других.

Число атомов одного элемента соединяется с атомами другого элемента не произвольно. Причиной этого является распределение электронов в электронной оболочке атома, число неспаренных электронов и их способность образовывать общие электронные пары. Так, в атоме водорода 1 неспаренный электрон:  $1s^1$   $\boxed{\uparrow}$ . Поэтому водород способен образовывать одну общую электронную пару с любым другим атомом.

В атоме азота на внешнем энергетическом уровне находится пять электронов, но неспаренных среди них три:  $2s^2 2p^3$   $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$ , поэтому число общих электронных пар, которые может образовать азот, также три.

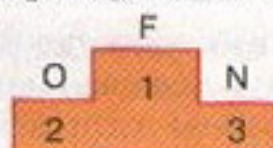
Заметим, что число неспаренных электронов в атоме неметалла можно определить вычитанием номера группы, в которой находится элемент, из числа восемь. Например, азот — неметаллический элемент V группы, поэтому  $8 - 5 = 3$ .



При образовании общей электронной пары двумя атомами разных химических элементов один из них притягивает ее сильнее, чем другой. Поэтому для понимания сущности химической связи между атомами разных химических элементов введено такое понятие, как электроотрицательность.

**Электроотрицательность** — условная величина, которая характеризует способность атома притягивать к себе электроны в соединении.

Единицей электроотрицательности принято считать электроотрицательность лития и с ней сравнивать электроотрицательности других атомов. Если сравнить электроотрицательность металлических и неметаллических элементов, то результаты будут в пользу последних — они имеют значительно большую электроотрицательность, чем металлические элементы. Наибольшая электроотрицательность у фтора. Поэтому, с каким бы атомом он не образовал общую электронную пару, она будет смещаться к фтору. Итак, фтор — своеобразный чемпион среди элементов по электроотрицательности, второе место занимает кислород, а третье — азот. «Пьедестал» этих чемпионов по электроотрицательности таков:



Периодическая зависимость распространяется и на электроотрицательность: в каждом периоде электроотрицательность атомов с увеличением заряда ядра возрастает, а в каждой главной подгруппе — убывает.

Разместив химические элементы по уменьшению величины их электроотрицательности в один ряд, получим ряд электроотрицательности:

F, O, N, Cl, Br, S, P, C, H, Si, Al, Mg, Ca, Na, K, Cs  
Электроотрицательность убывает →

Зная электроотрицательность атомов элементов, можно предусмотреть, к какому атому будут смещаться электроны, которые образовали общую пару.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Химическая связь — это взаимодействие, благодаря которому удерживаются вместе структурные частицы вещества.
- Благодаря образованию химических связей, достигается завершенность внешнего энергетического уровня атома.
- Электроотрицательность характеризует способность атома в



соединении притягивать электроны; наибольшую электроотрицательность имеет фтор.

- Электроотрицательность возрастает: в пределах периода слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.



## СТРАНИЦА ЭРУДИТА

Простые вещества, молекулы которых образованы из нескольких атомов одного химического элемента, — явление в химии привычное. Но в настоящее время современный уровень развития науки дает возможность добывать простые вещества с многоатомными молекулами. Так, в 1985 г. английские ученые синтезировали гигантскую молекулу из 60 атомов углерода. Для этого графит выпарили под действием мощного лазерного луча в условиях вакуума. Вещество назвали сначала букминстерфуллереном, а впоследствии — *букиболом*, или *фуллереном*.

Пять лет понадобилось ученым, чтобы изучить структуру и свойства нового вещества. Было выяснено, что его молекула  $C_{60}$  напоминает футбольный мяч. Шаровидная форма молекулы достигается благодаря тому, что все атомы углерода равноудалены от центра молекулы и соединены между собой таким образом, что каждый атом находится одновременно в вершинах двух шестиугольников и одного пятиугольника.

У фуллерена, формула которого  $C_{60}$ , и других представителей этой группы веществ широкие перспективы применения в различных отраслях. Уже теперь на их основе изготавливают высокотемпературные проводники, аккумуляторные батареи, ценные масла и т. п.

Синтез веществ, подобных фуллерену, является свидетельством достижений современного природоведения.

## ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Сформулируйте определение: а) химической связи; б) валентных электронов; в) электроотрицательности; г) завершённого энергетического уровня.

2. В какой из молекул: а) кислорода; б) воды; в) водорода; г) хлороводорода общие электроны будут смещены к одному из атомов и почему?

3. Укажите пару элементов, которые имеют одинаковое число неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне: а) Li и S; б) Mg и F; в) Li и F.

4. Укажите, к атому какого элемента будут смещены электронные пары в случае образования соединений из атомов: а) азота и кислорода; б) азота и водорода; в) азота и лития.

5. Разместите химические элементы по возрастанию их электроотрицательности:

алюминий, сера, литий, углерод, кислород, азот, водород.

6\*. Объясните, почему электроотрицательность атомов инертных элементов равна нулю.



## § 41. Химическая связь и строение электронных оболочек атомов

Завершенности внешнего энергетического уровня атомы достигают несколькими способами.

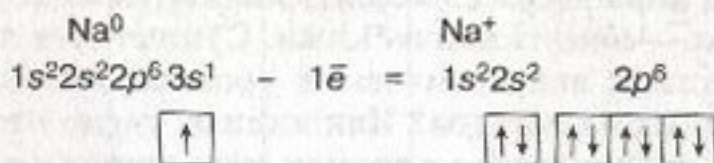
Способы образования завершенного внешнего энергетического уровня. Атомы могут *достичь завершенности* внешнего энергетического уровня, *отдавая* или *присоединяя* электроны.

У вас может возникнуть вопрос: «Каким образом, отдавая, а не присоединяя электроны, можно достичь завершенности внешнего энергетического уровня?» Найдем на него ответ и одновременно выясним, в какие частицы превращаются атомы, отдавая электроны.

**Пример 1.** Атом натрия, электронная формула которого  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ , отдает  $1e^-$  и становится частицей, которая сохранила в ядре 11 протонов, но в электронной оболочке отныне имеет 10 электронов и завершённый внешний энергетический уровень. Равновесие зарядов нарушилось, электронейтральность атома потеряна, зато образовалась частица с положительным зарядом  $+1$ . Как вы уже знаете, это ион, а поскольку он положительно заряжен, то называется катионом.

Частицы, в которые превращаются атомы, отдавая или присоединяя электроны, называются *ионами*.

Рассмотренную информацию о натрии запишем в такой форме:



Как видим, ион натрия имеет другое строение электронной оболочки, чем его нейтральный атом. У него не 11, а 10 электронов и не три, а два энергетических уровня. К тому же внешний уровень завершен. Поэтому делаем вывод, что, отдавая электрон, катионы могут достичь завершенности внешнего электронного слоя лишь с той разницей, что статус завершённого электронного слоя уровня приобретает предпоследний энергетический уровень электронной оболочки атома.

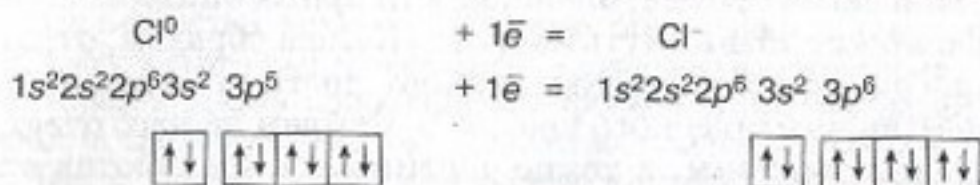
Завершенность внешнего энергетического уровня может быть достигнута за счет отдачи электронов.

**Пример 2.** У атома хлора, электронная формула которого  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , на внешнем энергетическом уровне содержится 7 электронов. Для того чтобы он стал завершённым, не хва-



тает лишь  $1\bar{e}$ . Поэтому атом хлора присоединяет  $1\bar{e}$  и становится частицей с 17 протонами в ядре, но в электронной оболочке имеет уже 18 электронов —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . Равновесие зарядов электронейтрального атома нарушилось, зато образовалась частица с отрицательным зарядом  $-1$ . Это также ион, а поскольку он отрицательно заряжен, то является анионом.

Как и для натрия, воспользуемся другой формой записи:



*В результате присоединения одного электрона третий энергетический уровень аниона хлора стал завершённым.*

**Завершённость внешнего энергетического уровня атома может быть достигнута за счёт присоединения электронов.**

Чтобы лучше понять превращение незавершённых энергетических уровней на завершённые путем отдачи и присоединения электронов, вспомним электронное строение атомов металлических элементов третьего периода — натрия, магния, алюминия и неметаллических элементов этого же периода, — серы, хлора, аргона. Поработав с таблицей 10, сделаем вывод о строении внешнего энергетического уровня (электронного слоя) каждого из них.

Первые три химических элемента являются металлическими, последние три — неметаллическими. Существует ли отличие в строении внешних энергетических уровней металлических и неметаллических элементов? Как видим, число электронов на внешнем электронном слое в атомах металлических элементов небольшое (менее половины, чем у завершённого 8-электронного слоя). У неметаллических элементов серы и хлора наоборот — внешний электронный слой содержит больше половины электронов, чем у завершённого восьмиэлектронного слоя. Поэтому, соединяясь между собой, атомы металлов отдают электроны, а неметаллов — присоединяют.

Присоединение электронов атомом и их отдача другому атому связано с изменением запаса энергии электронов. Атомам, которые на внешнем энергетическом уровне имеют мало электронов, энергетически выгоднее их отдать, чем присоединить в количестве, необходимом для образования завершённого внешнего энергетического уровня.

Существует ещё один способ достижения завершённости внешнего энергетического уровня — атомы не отдают и не присоединяют электроны, а образуют общие электронные пары.



Строение электронных оболочек атомов некоторых химических элементов третьего периода

Химический элемент	Заряд ядра	Электронная формула	Графическая электронная формула внешнего уровня	Электроны на внешнем энергетическом уровне	
				всего	не хватает до завершения
Натрий	+11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow$ $3p$ $\square \square \square$	1	7
Магний	+12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\square \square \square$	2	6
Алюминий	+13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow \square \square$	3	5
Сулфур	+16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$	6	2
Хлор	+17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$	7	1
Аргон	+18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s$ $\uparrow\downarrow$ $2s$ $\uparrow\downarrow$ $2p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $3s$ $\uparrow\downarrow$ $3p$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	8	0





**Задание.** Проанализируйте, как изменяется строение внешнего энергетического уровня атомов элементов второго периода с увеличением заряда ядра атома и объясните, каким образом достигают завершенности внешнего энергетического уровня первый и предпоследний химические элементы этого периода.

(Для выполнения задания оформите таблицу наподобие той, которая приведена в параграфе.)

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Образование химической связи связано с изменениями в электронных оболочках атомов.
- В атоме на внешнем энергетическом уровне может быть от 1 до 8 электронов.
- Отдавая или присоединяя электроны, атомы превращаются в ионы — катионы и анионы.
- У ионов, в отличие от электронейтральных атомов, внешние энергетические уровни завершены.
- У элементов первых трех периодов образование химической связи происходит при участии валентных электронов внешнего энергетического уровня, в результате чего изменяются состав и строение электронных оболочек.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Как изменится электронная оболочка атома алюминия, если его атом отдаст 3 электрона?
2. Как изменится электронная оболочка атома серы, если его атом присоединит 2 электрона?
3. Выполняя задание, ученик написал, что во время реакции атом азота присоединил 4 электрона. Какую ошибку он допустил?
- 4\*. Почему гелий, несмотря на то, что имеет лишь 2 электрона, относится к инертным химическим элементам?

## § 42. Ковалентная связь, ее виды

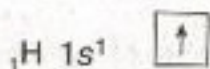
**Суть ковалентной связи.** Еще одним способом достижения завершенности внешнего энергетического уровня электронной оболочки атома является образование общих электронных пар, которые принадлежат обоим атомам. Такой способ характерен для веществ, молекулы которых состоят из атомов неметаллов.

**Образование ковалентной неполярной связи.** Рассмотрим, как образуется ковалентная связь между одинаковыми атомами.



**Пример 1.** Образование молекулы водорода.

Молекула водорода состоит из двух атомов водорода, которые имеют самое простое строение электронной оболочки:



Чтобы внешняя и единственная  $s$ -орбиталь водорода стала завершенной, необходим еще один электрон. Поэтому два атома образуют одну общую электронную пару. (Известно, что общие электронные пары образуются в случае, когда неспаренные электроны имеют разное направление вращения вокруг своей оси.) При приближении двух атомов водорода на определенное расстояние происходит перекрывание их  $s$ -орбиталей. Этот процесс сопровождается выделением энергии и образованием общей электронной пары, которая одновременно принадлежит обоим атомам. Область перекрывания электронных облаков имеет повышенную электронную плотность, потому к ней притягиваются положительно заряженные ядра обоих атомов. В меру их приближения начинают действовать силы отталкивания (одноименно заряженные частицы отталкиваются, разноименно заряженные — притягиваются). На определенном расстоянии эти силы уравниваются, ядра и электроны образуют единственную стойкую систему. Так образуется молекула, формула которой  $\text{H}_2$  (рис. 26).



Рис. 26. Схема образования молекулы водорода

Химическая связь с помощью общих электронных пар называется *ковалентной*.

Поскольку химическая связь образовалась между атомами одного химического элемента, электроотрицательность которых одинакова, то ядра обоих атомов одинаково влияют на общую электронную пару. Поэтому она равноудалена от центров ядер обоих атомов и не смещается в сторону одного из них. Это передают с помощью **электронной формулы молекулы**, в которой записывают символы химических элементов и обозначают точками электроны внешнего энергетического уровня  $\text{H} : \text{H}$ .

**Электронная формула молекулы** — это условная запись состава вещества с помощью символов химических элементов и точек, которыми обозначают электроны внешнего энергетического уровня.

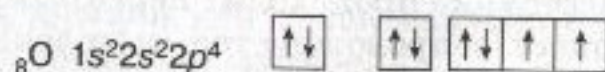


Равноудаленность общей электронной пары от ядер атомов, между которыми возникла ковалентная связь, означает, что связь неполярна.

**Ковалентной неполярной связью** называется связь с помощью общих электронных пар, равноудаленных от ядер обоих атомов.

**Пример 2.** Образование молекулы кислорода  $O_2$ .

Молекула кислорода, как и молекула водорода, состоит из двух атомов одного химического элемента. У химического элемента кислорода такое строение электронной оболочки атома:

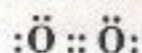


Как видим, на внешнем энергетическом уровне находится 6 электронов и среди них есть два неспаренных. До образования стойкого 8-электронного внешнего энергетического уровня не хватает двух электронов. Их атом получает, образовав две общие электронные пары с другим атомом кислорода. Так достигается завершенность внешних энергетических уровней обоих атомов кислорода.

Обратите внимание — в молекуле водорода атомы водорода образовали внешний энергетический уровень инертного элемента гелия. Атомы кислорода в молекуле кислорода имеют электронные оболочки инертного химического элемента неона, которым завершается второй период.

Продemonстрируем образование молекул с помощью ковалентной связи схематически (рис. 27).

Связь атомов кислорода в молекуле кислорода также ковалентная неполярная, и ее можно записать с помощью такой электронной формулы молекулы кислорода:



Иногда в электронных формулах, чтобы подчеркнуть, что до образования связи неспаренные электроны принадлежали разным атомам, один электрон общей пары электронов помечают точкой, а второй — крестиком.

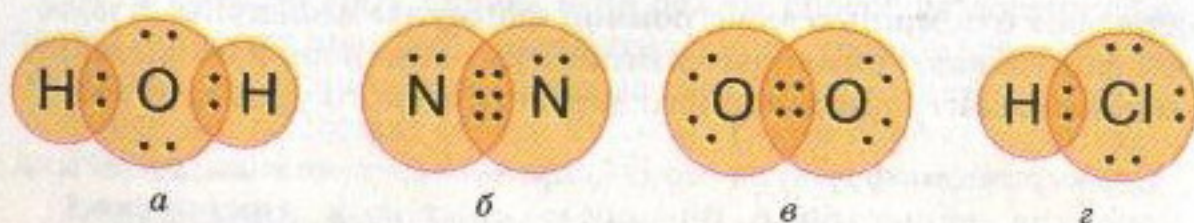
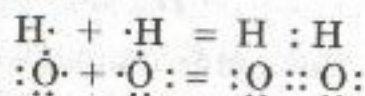


Рис. 27. Модели ковалентной связи в молекулах некоторых веществ:  
а — воды; б — азота; в — кислорода; г — хлороводорода



Пользуясь обозначениями, принятыми для электронных формул молекул, образование молекул водорода и кислорода можем изобразить так:



Заменяв каждую общую пару электронов в электронной формуле черточкой, получим **структурные формулы**:  $\text{H} - \text{H}$  и  $\text{O} = \text{O}$ . Одна черточка соответствует одной единице валентности.

Из структурных формул видно, что валентность равна числу общих электронных пар.

**Образование ковалентной полярной связи.** Рассмотрим, как образуется ковалентная связь между разными атомами.

**Пример 3.** Образование молекулы хлороводорода  $\text{HCl}$ .

Молекула хлороводорода, как и молекулы водорода и кислорода, состоит из двух атомов. Однако ее атомы имеют разную электроотрицательность. Обратите внимание на размещение водорода и хлора в ряду электроотрицательности (с. 183) и вы увидите, что хлор размещен в начале ряда четвертым, тогда как водород — почти посередине.

**Чем больше отдалены элементы в ряду электроотрицательности один от другого, тем большая разница в их способности притягивать общие электроны.**

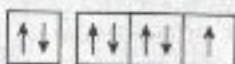
Пользуясь этим правилом, делаем вывод, что в соединении водорода и хлора электроны будут смещены в сторону более электроотрицательного атома хлора. Прежде чем рассмотреть, как между ними образуется химическая связь, напомним электронные и графические электронные формулы атомов этих элементов:

${}_1\text{H } 1s^1$



1s

${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



3s

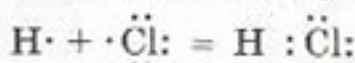
3p

Несмотря на то, что у атома хлора на внешнем энергетическом уровне находится  $7\bar{e}$ , один его атом может образовать лишь одну общую электронную пару с водородом (по числу неспаренных электронов). Таким образом водород достигнет завершеного внешнего энергетического уровня инертного химического элемента гелия, а хлор — аргона.

Образуется молекула, в которой атомы связаны силой притяжения разноименно заряженных ядер атомов к отрицательно заряженной области перекрывания s-орбитали водорода



да и  $p$ -орбитали хлора. Схематически ее образование и электронную формулу молекулы можно передать так:



На схеме отображено смещение общей электронной пары в сторону более электроотрицательного элемента хлора.

**Химическая связь с помощью общих электронных пар, которые смещены в сторону более электроотрицательного атома, называется ковалентной полярной.**

Доказано, что образование общих электронных пар — процесс энергетически выгодный, при этом выделяется энергия. Поэтому молекула энергетически более стойкая, чем одиночный атом, и наделена меньшей энергией, чем сумма энергии атомов, которые ее образуют. Эта энергия характеризует прочность химической связи. Теперь, чтобы разъединить атомы, необходимо затратить столько же энергии, сколько ее выделилось при образовании химической связи.

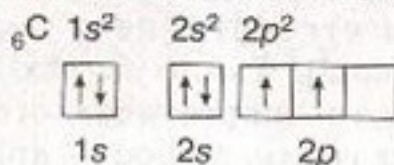
### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Связь с помощью общих электронных пар называется ковалентной связью.
- В соединениях с ковалентной связью электроны общих пар принадлежат обоим атомам. Таким способом достигается завершенность их внешних электронных слоев.
- Различают неполярную ковалентную связь (общие электронные пары равноудалены от ядер обоих атомов) и полярную ковалентную связь (общие электронные пары смещены к более электроотрицательному атому).



### СТРАНИЦА ЭРУДИТА

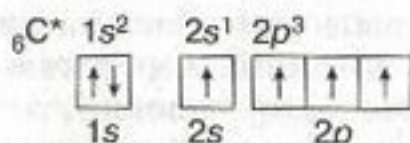
Метан — летучее водородное соединение углерода с водородом, который является основной составной частью природного газа, имеет формулу  $\text{CH}_4$ . Согласно электронной природе химических связей для образования в этой молекуле 4 связей атом углерода должен иметь 4 неспаренных электрона. Убедимся, насколько это верно, рассмотрев графическую электронную формулу атома углерода:



Из графической электронной формулы видно, что неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне лишь 2. Тогда как смогли образоваться 4 ковалентные связи? Это можно объяснить



способностью атомов переходить из нормального состояния в возбужденное. Атом углерода имеет свободную энергетическую ячейку на внешнем энергетическом уровне. Поэтому образованию молекулы метана предшествовал переход одного  $s$ -электрона второго энергетического уровня на подуровень  $p$ , где есть свободная ячейка:



За счет этого в возбужденном состоянии (обозначается звездочкой справа от символа верхним индексом) атом углерода имеет 4 неспаренных электрона и соответственно образует 4 общие электронные пары.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Дайте определение ковалентной связи, приведите примеры соединений с ковалентной полярной и ковалентной неполярной связями.
2. Объясните образование: ковалентной полярной связи и ковалентной неполярной связи в приведенных вами примерах.
3. Составьте схемы образования молекул азота, летучего водородного соединения азота, укажите вид ковалентной связи, число общих электронных пар в каждой из них. Запишите электронные формулы молекул этих веществ.
- 4\*. Пользуясь рядом электроотрицательности, напишите формулу бинарного соединения углерода с серой. Объясните, как образовалась химическая связь в этом соединении, укажите ее вид.

## § 43. Ионная связь. Кристаллические решетки

Известно, что органических веществ существует свыше 10 миллионов. В состав их молекул входят неметаллические элементы — углерод, водород, кислород, азот и некоторые другие. Химическая связь между их атомами — *ковалентная*. Поэтому соединений с ковалентной химической связью — большинство. Однако многие неорганические вещества образовались из атомов металлических и неметаллических элементов, например оксиды, основания, соли. Химическая связь в этих соединениях не ковалентная, а *ионная*.

**Понятие об ионной связи.** Образование этого вида химической связи также подчиняется правилу октета. Однако завершение внешних энергетических уровней происходит не путем образования общих электронных пар, а за счет *отдачи электронов* одними атомами и *присоединения* другими.

Рассмотрим образование ионной связи на примере хлорида натрия  $\text{NaCl}$ . Металлический элемент натрий достигает завершенности внешнего энергетического уровня, отдав единственный электрон, который находится на третьем энергетическом







Из определения ионной связи вытекает, что происходит переход электронов от менее электроотрицательного атома к атому с большей электроотрицательностью. В действительности же абсолютно чистой ионной связи не существует, потому что отдельные атомы, из которых образуется соединение, имеют хотя и незначительную, однако не нулевую, электроотрицательность. По этой причине при доминировании ионной связи есть небольшой процент образования общих электронных пар.

Как отмечалось в начале параграфа, ионная связь свойственна солям бескислородных кислот, основным оксидам, основаниям. *(Приведите примеры соответствующих соединений и их формулы.)*

**Разнообразие веществ по агрегатному состоянию.** Из природоведения и физики вам известно, что вещества могут находиться в разных агрегатных состояниях. *(Вспомните, какое отличие между размещением структурных частиц вещества при разном агрегатном состоянии.)* При обычных условиях большинство веществ находится в твердом агрегатном состоянии, хотя есть и жидкости (вода, серная кислота, ацетон и др.), а также газообразные (кислород, аммиак, углекислый газ и т. п.). Снижая температуру, можно достичь перехода в твердое состояние любого жидкого или газообразного вещества.

Твердому агрегатному состоянию веществ свойственен определенный порядок размещения структурных частиц. Размещаясь в определенном порядке, частицы твердого вещества образуют кристаллы (рис. 28).

**Трехмерная система размещения структурных частиц твердого вещества называется кристаллической решеткой вещества.**

Точки, в которых размещаются структурные частицы кристалла, называли *узлами решетки*.

В зависимости от того, какие частицы находятся в узлах кристаллической решетки, различают **ионные, атомные, молекулярные** виды решеток.

**Ионные кристаллические решетки.** Они свойственны веществам, образованным за счет ионной связи. Размещение ионов у них не хаотическое, а определенным образом упорядоченное. В узлах ионных кристаллических решеток находятся катионы и анионы, размещенные поочередно.



Рис. 28. Кварц — кристаллическая форма оксида кремния(IV)



Так, например, в кристалле хлорида натрия каждый катион натрия окружают шесть анионов хлора и наоборот (рис. 29).

Как видно из рисунка, ионы натрия и хлора в кристалле поваренной соли размещены в шахматном порядке: вокруг каждого иона  $\text{Na}^+$  группируются ионы  $\text{Cl}^-$ , вокруг каждого иона  $\text{Cl}^-$  — ионы  $\text{Na}^+$ . Взаимное притяжение ионов  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  предопределяет прочность кристалла.

Особенностью ионных соединений является то, что силы притяжения в них действуют одинаково во всех направлениях. Поэтому ионы в узлах кристаллической решетки связаны крепко, вещества при комнатной температуре являются твердыми, а тепловое движение ионов очень незначительно. Однако нагревание веществ до температуры более высокой, чем их температура плавления, увеличивает тепловое движение ионов, и ионный кристалл плавится — переходит в жидкое состояние. Силы взаимодействия между катионами и анионами в кристалле большие, потому нужно много энергии, чтобы его расплавить, и еще больше, чтобы перевести в парообразное состояние. Поэтому все ионные соединения имеют сравнительно высокую твердость, тугоплавкие и нелетучие. Так,  $T_{\text{плав}}$  хлорида натрия равна  $801^\circ\text{C}$ . Ионные кристаллические решетки превышают по прочности молекулярные, но уступают атомным; многие вещества с таким типом кристаллической решетки хорошо растворяются в воде.

**Атомные кристаллические решетки.** В узлах атомных кристаллических решеток находятся атомы, между которыми за счет общих электронных пар существует ковалентная связь. Они свойственны немногим твердым веществам. Представителями таких веществ являются алмаз, оксид кремния(IV). Эти вещества имеют высокую твердость, тугоплавкие и мало растворимы.

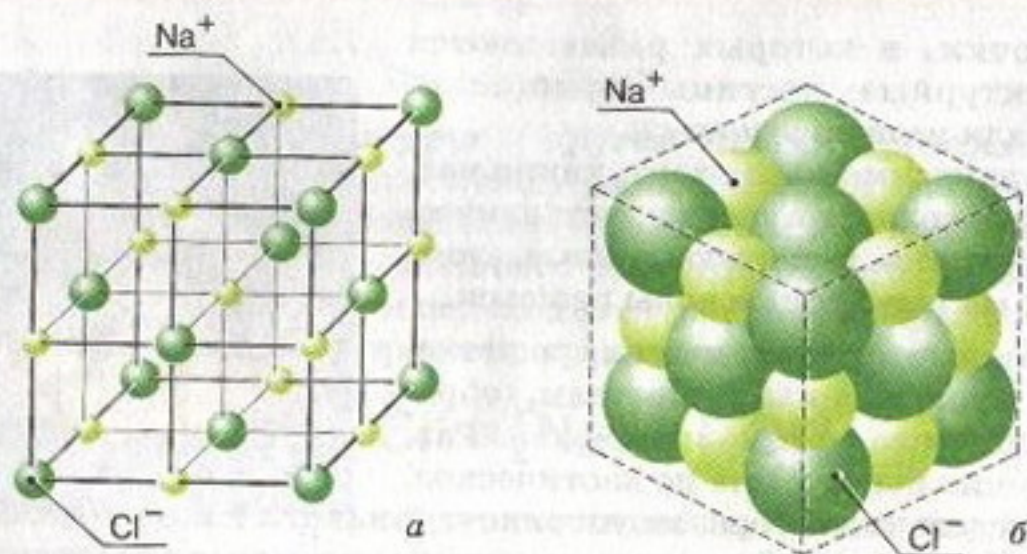


Рис. 29. Модели кристаллов хлорида натрия:

*a* — кристаллическая решетка; *б* — упаковка ионов в кристалле



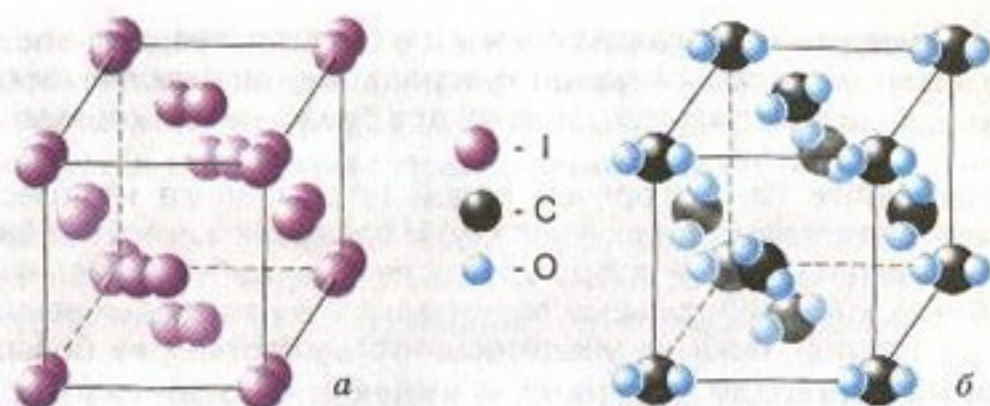


Рис. 30. Модели кристаллических решеток:  
а — иода; б — углекислого газа

**Молекулярные кристаллические решетки.** В узлах молекулярных кристаллических решеток находятся молекулы веществ с ковалентной связью. Среди веществ с молекулярной кристаллической решеткой есть твердые при обычных условиях вещества, например иод (рис. 30, а), большинство органических веществ, а также жидкости — бром, вода, газообразные — хлор, углекислый газ (рис. 30, б) и другие. Их удерживают слабые силы межмолекулярного взаимодействия. В результате молекулы с молекулярной кристаллической решеткой не притягиваются в соединениях друг к другу так сильно, как в ионных соединениях. Этим объясняется отличие таких свойств веществ с ионным и молекулярным строением, как твердость, переход из твердого агрегатного состояния в жидкое или газообразное, из жидкого в газообразное, способность растворяться в воде и т. п. (*Приведите примеры веществ с ионным и молекулярным строением.*)

Поскольку в веществах молекулярного строения молекулы связаны слабой силой межмолекулярного взаимодействия, необходимо немного энергии, чтобы отделить молекулы одну от другой. Вспомните, что для этого воду достаточно слегка нагреть (не говоря уже о кипячении), парафиновую свечу зажечь спичкой, нафталин оставить на некоторое время без упаковки.

Теперь, зная вид химической связи в веществе, вы можете охарактеризовать не только его количественный и качественный состав, но и физические свойства.



## СТРАНИЦА ЕСТЕСТВОИСПЫТАТЕЛЯ

Вещества ионного строения можно выделять из раствора в виде красивых кристаллов.

**Задание.** Пользуясь доступными вам веществами, проведите в домашних условиях опыт по выращиванию кристаллов.



Для проведения опыта вам понадобятся: твердые вещества (сода, поваренная соль, медный купорос), чистая стеклянная банка, нить, карандаш или палочка, скрепка для бумаг, миска, горячая вода, металлическая ложка.

1. Наполните банку горячей водой (чтобы банка не треснула, опустите в нее металлическую ложку) и сразу же поместите банку в миску с горячей водой — так дольше вода в банке будет горячей.

2. Добавляйте небольшими порциями одно из твердых веществ в банку до тех пор, пока не убедитесь, что вещество уже больше не растворяется.

Растворением в воде вы разрушили кристаллическую решетку вещества, и ионы равномерно распределились между молекулами воды!

3. К одному концу нити привяжите скрепку, другой конец намотайте на карандаш посередине. Положите карандаш на отверстие банки так, чтобы скрепка была погружена в раствор. Через несколько дней скрепка покроется кристалликами вещества — вещество возвратилось в кристаллическое состояние.

### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Ионная связь — это связь за счет притяжения разноименно заряженных ионов. Ионы — заряженные частицы, в которые превращаются атомы, отдавая или присоединяя электроны.
- Кристаллическая решетка вещества — это трехмерное изображение порядка размещения ионов, атомов, молекул вещества в пространстве.
- Свойства веществ зависят не только от их состава, но и от вида химической связи и размещения структурных частиц вещества в кристалле.

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Какие частицы находятся в узлах кристаллических решеток: а) воды; б) графита; в) оксида кальция; г) иода?

2. Объясните на примерах зависимость между типом кристаллической решетки вещества и ее свойствами.

3. Какое из веществ следует сильнее нагреть, чтобы перевести из твердого агрегатного состояния в жидкое: а) воду в виде льда; б) поваренную соль; в) алмаз? Объясните почему.

4\*. На основании знаний о химической связи спрогнозируйте свойства веществ: иодида калия  $KI$ , кремния  $Si$ , аммиака  $NH_3$ .

## § 44. Степень окисления

Понятие степени окисления. Долгое время составляли формулы веществ и расставляли коэффициенты в уравнениях реакций, используя понятие валентности атомов. Вам также

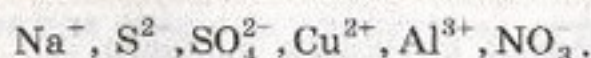


приходилось неоднократно выполнять такие задания. Но наука не стоит на месте. Одно из доказательств этого — открытие новых законов, обоснование теорий, введение новых понятий. Это касается и понятия *степени окисления*.

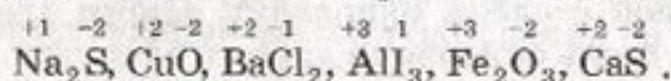
**Степень окисления** — это условно принятый электрический заряд, который имел бы атом данного элемента в соединении, если бы все связи в нем были ионными.

И хотя степень окисления — величина условная, она оказалась удобной при объяснении протекания химических реакций, нахождении коэффициентов, то есть уравнивании уравнений реакций. Этим понятием пользуются не меньше, чем понятием валентности.

Для бинарных соединений с ионной связью заряд иона и степень окисления по величине и заряду совпадают. Заряды ионов помечают после символа химического элемента наверху и первым записывают арабской цифрой числовое значение заряда иона, а вторым — знак заряда, например:



Степени окисления помечают над символом посередине и первым записывают знак заряда, а вторым — его числовое значение:



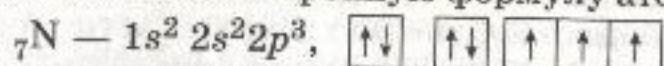
Обратите внимание, что в формулах химические символы элементов с положительными зарядами ионов и положительными степенями окисления записывают первыми (существуют исключения).

Относительно бинарных соединений неметаллов, в молекулах которых связь ковалентная и ионы отсутствуют, допускают условность, взятую за основу формулировки определения степени окисления. Представляют, что общие электронные пары полностью переходят к более электроотрицательному атому, и такому атому присваивают отрицательную степень окисления, числовое значение которой равно сумме количества смещенных электронных пар. Атомам другого элемента, напротив, присваивают положительное числовое значение степени окисления. Заметим, что степень окисления рассчитывают на один атом.

А как быть с атомами элементов, которые образуют двухатомные молекулы простых веществ, ведь каждый атом имеет одну и ту же электроотрицательность? Применяя к таким молекулам понятие степени окисления, общую электронную пару делят поровну между обоими атомами. И тогда каждый атом получает столько электронов, сколько он имел до образования связи. Рассмотрим это на примере азота, молекулярная формула которого

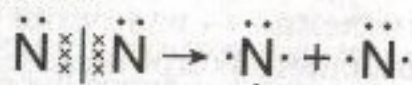


$N_2$ . Но вначале напишем электронную формулу атома азота:



Как видим, атом имеет 7 электронов. Из 5 электронов на внешнем энергетическом уровне — 3 неспаренных. Этим объясняется, что в молекуле азота атом азота образует три ковалентные связи и его валентность в этом соединении равна 3:  $N \equiv N$

После условного разделения общих электронных пар поровну между двумя атомами



у каждого из атомов азота на внешнем энергетическом уровне окажется по 5 электронов. Это отвечает числу электронов на внешнем энергетическом уровне атома азота. Таким образом, степень окисления азота в молекуле азота  $N_2$  нулевая, тогда как оба атома трехвалентные.

**У простых веществ с двухатомными молекулами валентность и степень окисления атомов разные.**

Что же касается сложных веществ, то в большинстве случаев валентность и степень окисления элементов имеют одинаковые числовые значения.

По известной степени окисления одного элемента можно определять степень окисления другого элемента.

**Определение степени окисления атома элемента по химической формуле соединения.** Чтобы определить степень окисления, стоит знать и использовать правила, учитывающие электроотрицательность атомов:

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю (*электроотрицательность атомов одинакова*).

2. Металлические элементы в соединениях с неметаллическими всегда имеют положительную степень окисления (*их электроотрицательность мала и электроны смещаются к атомам неметаллических элементов*).

3. Неметаллические элементы в соединениях с металлическими всегда имеют отрицательную степень окисления (*их электроотрицательность больше, чем у металлических элементов*).

4. Водород в соединениях имеет степень окисления +1 (*за исключением бинарных соединений с металлическими элементами*).

5. Кислород в соединениях имеет степень окисления -2 (*за исключением соединения с фтором, пероксида водорода  $H_2O_2$  и т.п.*).

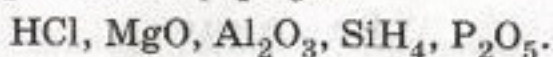
6. Величина степени окисления атома в соединении равна числу валентных электронов, которые приняли участие в образовании химической связи.



7. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю.

8. В бинарном соединении неметаллов положительную степень окисления имеет элемент с меньшей электроотрицательностью.

*Используя необходимые правила, потренируйтесь определять степени окисления атомов элементов в бинарных соединениях на примере таких формул:*



Можно также составлять формулы соединений по известным степеням окисления атомов элементов.

Составление формул соединений по известным степеням окисления атомов. Их составляют так же, как и формулы соединений по валентности.

**Пример.** Используя известную степень окисления серы +4, составить формулу ее соединения с кислородом.

#### Р е ш е н и е

1. Запишем рядом символы элементов, начиная с того, у которого степень окисления положительная: SO.

2. Согласно правилам, степень окисления кислорода в соединении равна -2, а серы — указана в условии. Поэтому запишем соответствующие степени окисления над символами элементов:

+4 -2



3. Для числовых значений степеней окисления серы и кислорода в этом соединении найдем наименьшее общее кратное. Для 4 и 2 оно равно 4. Разделим его на степень окисления каждого атома и найдем индексы: для серы  $4 : 4 = 1$ , для кислорода  $4 : 2 = 2$ .

О т в е т:  $\text{SO}_2$ .

#### ПОДВЕДЕМ ИТОГИ

- Степень окисления — это условный заряд атома в соединении, вычисленный согласно предположению, что соединение состоит только из ионов.
- Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения.
- При определении степеней окислений пользуются рядом электроотрицательности. В бинарных соединениях элементы с большим значением электроотрицательности имеют отрицательные значения степеней окисления.
- Используя известные степени окисления, можно составлять формулы веществ, а по формулам веществ — определять степени окисления.





Степень окисления в соединениях из трех и более элементов определяют по рассмотренным выше правилам.

**Пример 1.** Определить степень окисления серы в серной кислоте  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Решение

Обозначим степени окисления атомов в формуле и запишем их

алгебраическую сумму:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , где  $x$  — степень окисления серы.

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$2 + x - 8 = 0 \quad x = 6$$

Ответ:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Пример 2.** Определить степень окисления фосфора в дигидрофосфате натрия  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

Решение

Обозначим степени окисления атомов в формуле и запишем их

алгебраическую сумму:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , где  $x$  — степень окисления фосфора.

$$1 \cdot (+1) + 2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$1 + 2 + x - 8 = 0 \quad x = 5$$

Ответ:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

### ПРОВЕРЬТЕ СВОИ ЗНАНИЯ

1. Определите степени окисления элементов в соединениях, которые имеют формулы:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

2. Выпишите элементы, которые в приведенных примерах имеют одинаковую степень окисления:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ .

3. Приведите примеры соединений, в которых атомы одного из элементов имеют разные степени окисления.

4. Используя ряд электроотрицательности и знания о строении электронной оболочки атомов и химической связи, составьте формулы бинарных соединений: а) алюминия с бромом; б) водорода с иодом.

5\*. Используя формулы соединений, определите, в какой из них азот имеет самую низкую, а в какой — наивысшую степень окисления:

$\text{NO}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Li}_3\text{N}$ .



## СЛОВАРЬ ХИМИЧЕСКИХ ТЕРМИНОВ И ПОНЯТИЙ, ИЗУЧЕННЫХ В 7 КЛАССЕ

**Агрегатное состояние** — физическое свойство веществ, обусловленное различиями в расстоянии между их структурными частицами. Вещества могут быть в *твердом, жидком, газообразном* агрегатных состояниях.

**Атом** — мельчайшая электронейтральная частица вещества, которая состоит из положительно заряженного ядра (содержит положительно заряженные протоны и нейтральные нейтроны) и отрицательно заряженных электронов. Атом является пределом деления вещества химическим путем.

**Атомная единица массы (а.е.м.)** — это масса  $1/12$  части массы атома более легкой разновидности углерода. (Эта разновидность атомов содержит в ядре 6 нейтронов, тогда как у более тяжелой разновидности их 7.)

**Валентность** — способность атома соединяться с определенным числом других атомов. Это могут быть атомы того же элемента (например,  $O_2$ ,  $H_2$ ) или разных элементов (например,  $H_2O$ ,  $CCl_4$ ).

**Закон** — это несомненное утверждение, истинность которого не имеет исключений.

**Закон сохранения массы веществ.** Масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции.

**Катализатор** — вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но количественно не расходуется и не входит в состав продуктов реакции.

**Массовая часть элемента в соединении ( $w$ )** — отношение массы элемента в соединении к массе соединения, вычисленного по его химической формуле. Выражается в частях единицы или в процентах.

**Молекула** — наименьшая химическая частица вещества, наделенная его свойствами.

**Относительная атомная масса ( $A_r$ )** — это число, которое показывает, во сколько раз масса одного химического атома больше  $1/12$  части массы атома более легкой разновидности углерода.

**Относительная молекулярная масса вещества ( $M_r$ )** — это число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса одной молекулы этого вещества больше  $1/12$  части массы атома более легкой разновидности углерода. Для веществ немолекулярного строения — это масса, вычисленная по их химической формуле. (Чтобы вычислить  $M_r$ , достаточно найти сумму относительных атомных масс всех атомов, указанных в химической формуле вещества).

**Простое вещество** — вещество, образованное атомами одного вида (например,  $He$ ,  $H_2$ ,  $O_3$ ).



**Реакция разложения** — реакция, в результате которой из одного вещества образуются несколько других.

**Свойства веществ** — признаки, по которым одно вещество отличается от другого. Различают физические свойства и химические.

**Сложное вещество** — вещество, образованное атомами разных видов, то есть атомами разных химических элементов (например,  $\text{CaO}$ ,  $\text{KOH}$ ).

**Смесь** — два (или больше) чистых вещества, смешанных между собой. (Чистые вещества в составе смеси не теряют своих свойств, и поэтому могут быть выделены из его состава физическими методами).

**Химическая реакция, или химическое явление** — изменения, которые сопровождаются разрушением одних веществ и образованием других. (Во время химических явлений виды атомов не изменяются.)

**Химическая формула** — условная запись состава вещества с помощью химических символов и индексов.

**Химический символ** — обозначение элемента на письме с помощью одной или двух букв латинского алфавита.

**Химический элемент** — вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

**Химическое уравнение** — условная запись химического явления (химической реакции) с помощью химических формул и коэффициентов.



# ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

## А

Амфотерный гидроксид 87  
Амфотерный оксид 63, 65

## Б

Бескислородный 98, 123, 125

## В

Вытеснительный ряд металлов 45

## Г

Галогены 125  
Генетическая связь 101—103  
Группа 137, 138

## И

Изотопы 147  
— радиоактивные 149  
— стабильные 148  
Индикатор 46  
Инертные газы 125  
Инертные элементы 128—130

## К

Кислородсодержащий 38, 57, 71, 98  
Кислота 39—42  
Кислотный остаток 40, 41  
Количество вещества 10

## М

Моль 10  
Молярный объем 18, 20

## Н

Нейтрон 144  
Нормальные условия 19  
Нуклид 148  
— радиоактивный 148, 149  
— стабильный 148, 149  
Нуклонное число 144

## О

Оксид 35—37, 59  
Орбиталь 152, 153, 155  
Основание 53—55  
Относительная плотность 22

## П

Период 122, 137, 138  
Периодическая система 134, 136

Периодический закон 120, 131, 134, 147

Подгруппа 138, 139  
— главная 138  
— побочная 138

Протон 143

Протонное число 128, 144

## Р

Радиоактивность 142  
Радиус атома 158  
Реакция  
— нейтрализации 75  
— обмена 73

## С

Соль 48—52  
— средняя 49  
Степень окисления 198, 199

## Х

Химическая связь 182  
— — ионная 193  
— — ковалентная неполярная 188, 190  
— — ковалентная полярная 191, 192

## Ч

Число Авогадро 11, 13

## Щ

Щелочные элементы 121, 122  
Щелочь 55

## Э

Экспериментальный метод 111  
Электрон 143, 144  
Электронная оболочка 151, 154  
Электронная формула атома 160  
— — молекулы 189  
Элемент химический 147  
Энергетическая ячейка 157, 159  
Энергетический подуровень 156—159  
Энергетический уровень 154—156

## Я

Ядро 143



Растворимость оснований, кислот, амфотерных гидроксидов и солей в воде (при температуре 20—25 °С)

Катион Анион	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>		р	р	р	—	м	м	р	н	н	н	н	—	н	н	н	н
F <sup>-</sup>	р	м	р	р	р	м	м	м	р	р	м	р	#	м	н	м	р
Cl <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р
Br <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	м	р	р	р	р
I <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	—	м	р	—	р	р
S <sup>2-</sup>	р	р	р	р	н	#	#	р	н	н	н	н	н	н	#	#	#
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	н	р	м	м	р	м	м	—	#	м	—	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	м	р	м	н	р	р	м	р	р	р	р	р	р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	р	м	р	р	н	м	н	н	н	м	н	#	#	н	н	н	н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	м	м	н	н	н	н	н	#	—	н	—	—	—
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	р

Условные обозначения:

«р» — растворимое вещество (растворимость более 1 г вещества в 100 г воды);

«м» — малорастворимое вещество (растворимость от 1 до 0,001 г в 100 г воды);

«н» — практически нерастворимое вещество (растворимость менее 0,001 г в 100 г воды);

«—» — вещество не существует;

«#» — вещество существует, но реагирует с водой (его растворимость определить невозможно).