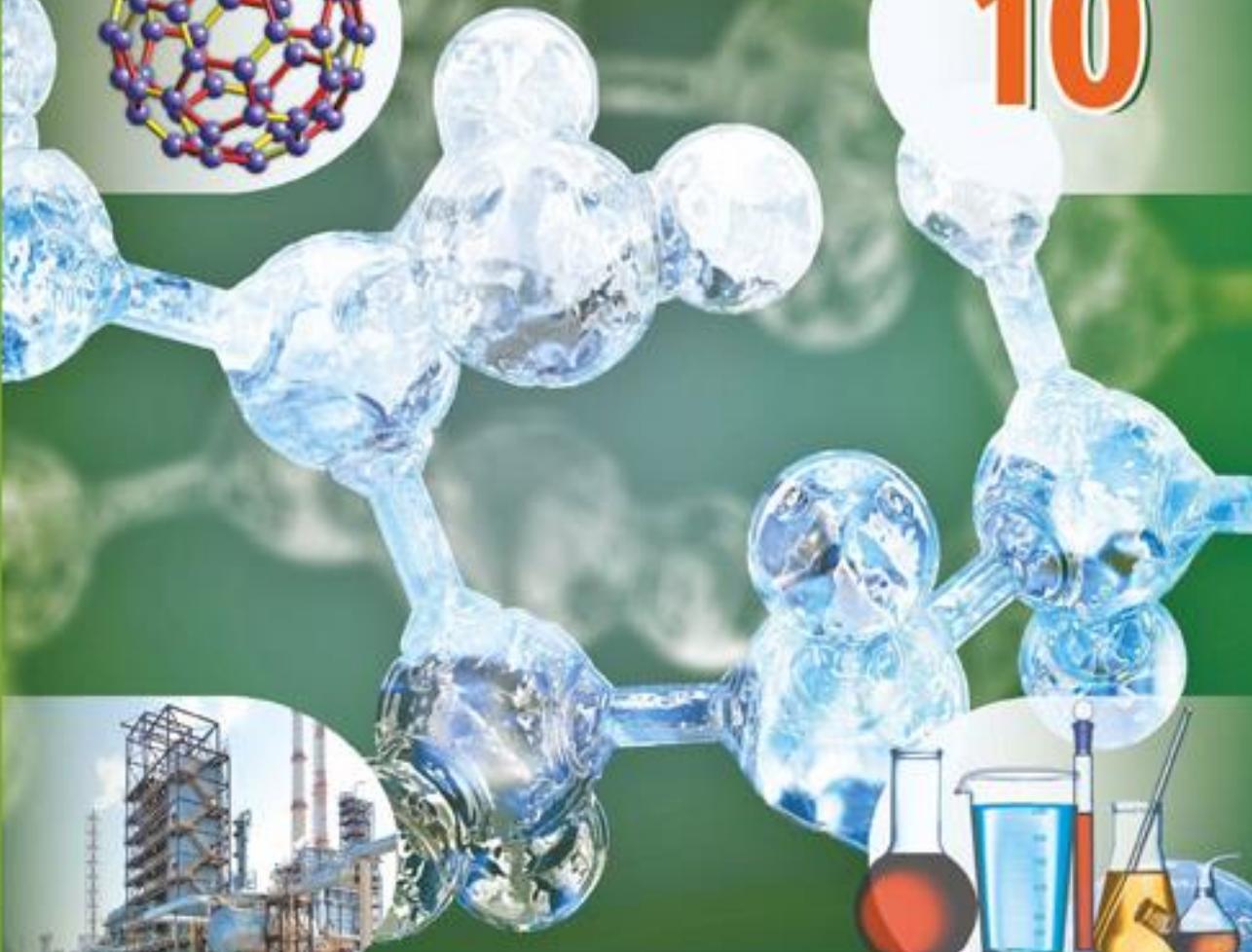


# ХИМИЯ

10



# ХИМИЯ

Учебник  
для 10 класса учреждений общего среднего образования  
с русским языком обучения

Под редакцией И. Е. Шимановича

*Утверждено Министерством образования  
Республики Беларусь*

Минск  
«Адукацыя і выхаванне»  
2013

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

УДК 54(075.3=161.1)

ББК 24я721

Х46

Авторы: И. Е. Шиманович, Е. И. Василевская, В. А. Красицкий, О. И. Сечко, В. Н. Хвалюк

Рецензенты: заместитель директора по научной работе государственного научного учреждения «Институт общей и неорганической химии Национальной академии наук Беларусь» доктор химических наук, профессор *A. И. Кулак*; учитель химии высшей категории государственного учреждения образования «Гимназия № 29 г. Минска» *E. A. Белова*

Химия : учеб. для 10-го кл. учреждений общ. сред. образования с рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И. Е. Шимановича. — Минск : Адукацыя і выхаванне, 2013. — 296 с. : ил.

ISBN 978-985-471-581-0.

Предыдущее издание под названием «Химия, 11» вышло в 2008 г.

УДК 54(075.3=161.1)  
ББК 24я721

ISBN 978-985-471-581-0

© Оформление. РУП «Издательство  
“Адукацыя і выхаванне”, 2013

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

## Дорогие друзья!

В этом учебном году, опираясь на уже имеющийся опыт изучения химии, на знания, полученные на уроках физики, математики, биологии, вы продолжите знакомство с основами неорганической химии, начатое в предыдущие годы. Используя этот учебник, вы более детально познакомитесь со свойствами многих неорганических веществ, с особенностями их строения и закономерностями их химических превращений. Это позволит вам глубже проникнуть в интересный, многогранный и удивительный мир неорганической химии, обладающей мощным научным и производственным потенциалом. Открытия, сделанные химиками-неорганиками, легли в основу новых, прогрессивных технологий, которые позволяют получать не известные ранее вещества и материалы на их основе с уникальными свойствами. Они уже находят практическое применение во многих областях науки и техники.

Более глубоко, чем в предыдущие годы, вы изучите вопросы, связанные с ролью химии в современном обществе, решением многих экологических и научно-технических проблем развития химии в нашей стране.

Рисунки и таблицы, имеющиеся в учебнике, помогут вам представить процессы, рассматриваемые в тексте, проиллюстрируют физические и химические свойства различных веществ. Информация, представленная в таблицах, носит справочный характер и, как правило, не предназначена для запоминания.

В конце каждого параграфа приведены обобщающие выводы — самое главное, что должно быть обязательно усвоено в результате изучения данной темы. Если вам необходимо вспомнить или повторить какой-либо учебный материал, отдельные понятия или термины, обратитесь к предметному указателю в конце книги.

Вопросы и задания, предназначенные для самостоятельной работы, дифференцированы по уровням сложности. Большинство заданий достаточно просты и доступны каждому из вас после изучения текста параграфа. Вместе с тем имеются и более сложные задания, отмеченные звёздочкой (\*), выполнение которых также основано на учебном материале данного издания.

В учебнике вы встретите условные обозначения:

 определения и правила;

 интересно знать.

В конце книги приводятся ответы на расчётные задачи и предметный указатель.

Желаем вам успехов в изучении химии!

Авторы

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

# Глава I

## ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

### § 1. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ

В настоящее время известно около 400 тысяч различных неорганических веществ, среди которых есть знакомые вам соединения четырёх важнейших классов — оксиды, кислоты, основания и соли. Их современные названия составляются в соответствии с правилами, предложенными Международным союзом чистой (теоретической) и прикладной химии (IUPAC)<sup>1</sup>. Совокупность этих правил, используемых химиками всех стран, называется *международной, или систематической, номенклатурой*. Согласно её нормам для составления названия неорганического вещества его химическую формулу условно разделяют на две противоположно заряженные составляющие — электроположительную и электроотрицательную.

*Международные (систематические)* названия оксидов, кислот, оснований и солей составляются из названий их составных частей в именительном падеже, соединённых дефисом. IUPAC рекомендует при этом вначале указывать название электроположительной, а затем электроотрицательной составляющей, читая формулу в направлении *слева направо*, например: CuO — медь(II)-оксид, NaCl — натрий-хлорид, Al(OH)<sub>3</sub> — алюминий-гидроксид, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> — кальций-нитрат, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — водород-сульфат. Такие названия, однако, встречаются только в иностранной химической литературе. В русском язы-

<sup>1</sup> IUPAC (ИЮПАК) — от первых букв английского названия данной организации — International Union Pure and Applied Chemistry.

ке традиционно используется обратный порядок составления названий сложных веществ — формулы читаются в направлении *справа налево*. Вначале даётся название электроотрицательной части в именительном падеже, а затем без дефиса указывается название электроположительной части в родительном падеже: CuO — оксид меди(II), NaCl — хлорид натрия, Al(OH)<sub>3</sub> — гидроксид алюминия, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> — нитрат кальция, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — сульфат водорода. Что касается кислородсодержащих кислот, то IUPAC разрешает использовать их *традиционные* (т. е. ставшие привычными) названия. Они составлены не в соответствии с нормами IUPAC, но всё же частично отражают **качественный состав** кислот и их принадлежность к одному классу. Например, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — **серная** кислота, HNO<sub>3</sub> — **азотная** кислота, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> — **фосфорная** кислота.

Кроме того, для ряда веществ, находящих широкое практическое применение, нормами IUPAC предусмотрено использование *специальных* названий. Например, NH<sub>3</sub> — аммиак, H<sub>2</sub>O — вода, H<sub>2</sub>S — сероводород, HCl — хлороводород, CH<sub>4</sub> — метан.

В практической деятельности наряду с международными, традиционными и специальными названиями химики иногда используют и устаревшие *тривиальные* (т. е. «нехимические») названия веществ. Это, например, *чилийская селитра*, *олеум*, *угарный газ*, *сусальное золото*. К тривиальным относятся названия минералов, например FeS<sub>2</sub> — *пирит*, NaCl — *галит*. Хотя IUPAC рекомендует отказаться от использования таких названий, они всё ещё достаточно широко распространены. Некоторые из таких названий вы встретите в данной книге.

Теперь рассмотрим классификацию неорганических веществ, кратко охарактеризуем их состав и важнейшие свойства, приведём примеры названий.

Как вы уже знаете, все неорганические вещества делятся на *простые* (состоят из атомов одного элемента) и *сложные* (состоят из атомов двух и более элементов). Простые вещества, в свою очередь, подразделяются на *металлы* и *ненеметаллы*. Названия простых веществ, как правило, совпадают с названиями соответствующих химических элементов, например железо, кремний, натрий, кислород, хлор. Исключение составляют названия аллотропных модификаций углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерен) и аллотропной модификации кислорода (озон).

Сложные неорганические вещества подразделяются на *бинарные*, в состав которых входят атомы двух элементов, и *многоэлементные*, образованные атомами трёх или большего числа элементов. Все такие вещества классифицируются на основе их состава и свойств (рис. 1).

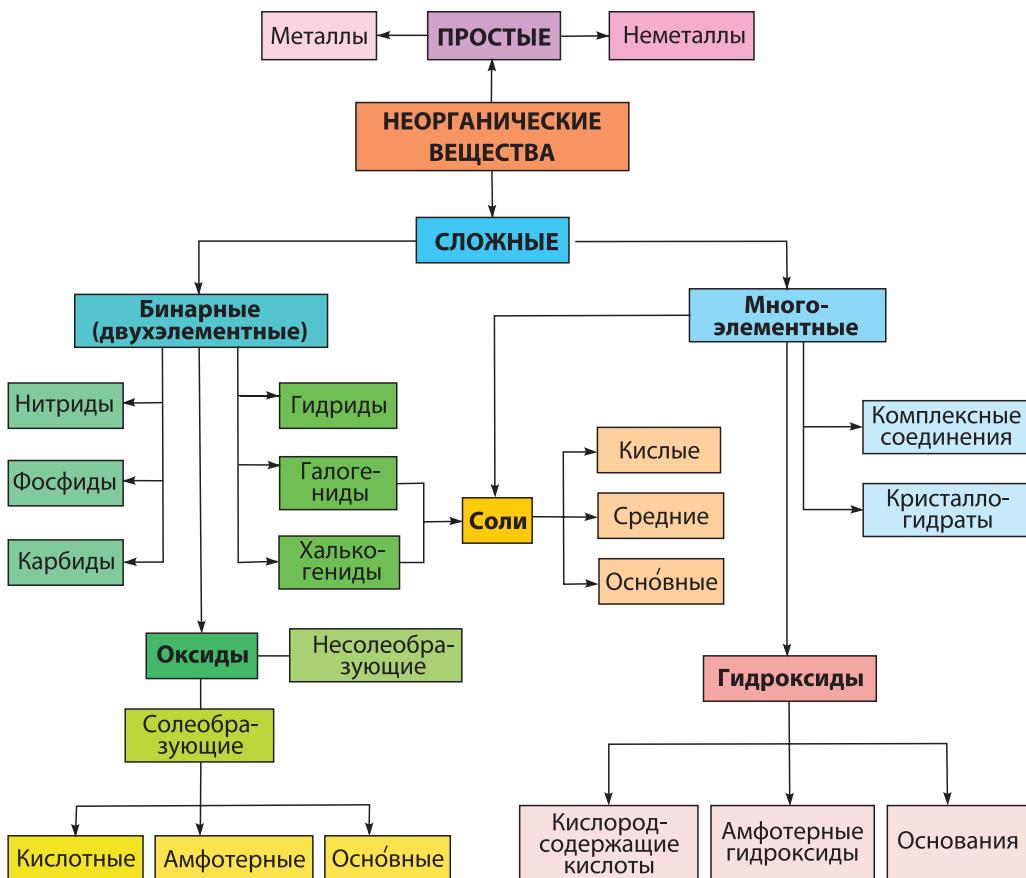


Рис. 1. Схема классификации неорганических веществ

**Бинарные соединения** (от лат. *bi* (би) — два) состоят из атомов *двух* химических элементов. Если в состав бинарного вещества входят атомы металла, то его символ в химической формуле данного вещества записывается первым, например  $\text{NaH}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{AlP}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ . Если же бинарное соединение образовано атомами двух неметаллов, то в формуле вещества на первом месте записывается знак элемента, расположенного *левее* в ряду:

B, Si, C, As, P, H, Te, Se, S, I, Br, Cl, N, O, F.

Примеры формул:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{P}_2\text{S}_5$ ,  $\text{SeCl}_2$ ,  $\text{I}_3\text{N}$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{OF}_2$ . Исключением из этого правила является аммиак, формула которого традиционно записывается в обратном порядке —  $\text{NH}_3$  вместо  $\text{H}_3\text{N}$ .

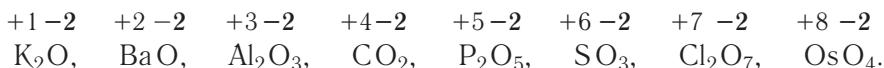
В русскоязычной химической литературе международные названия сложных веществ, в том числе и бинарных, составляются по их химическим формулам в направлении справа налево и включают в себя два слова. Первое из них состоит из корня латинского названия «правого» элемента и *суффикса -ид-*. Второе слово — название «левого» элемента на русском языке в родительном падеже. Примеры названий:  $\text{NaCl}$  — хлорид натрия,  $\text{CaH}_2$  — гидрид кальция,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  — нитрид магния,  $\text{AlP}$  — фосфид алюминия,  $\text{K}_2\text{S}$  — сульфид калия,  $\text{OF}_2$  — фторид кислорода.

К важнейшим бинарным неорганическим соединениям относятся *оксиды*, *галогениды* (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), *халькогениды* (сульфиды, селениды, теллуриды), *нитриды*, *фосфиды*, *карбиды*, *гидриды*. Из них в природе наиболее распространены оксиды, галогениды и халькогениды. Они находят широкое практическое применение.

### Оксиды

**!** **Оксиды — бинарные соединения атомов различных элементов с атомами кислорода.**

Напомним, что степень окисления атомов кислорода в оксидах равна **-2**:



Оксиды разнообразны по строению и физическим свойствам. Оксиды *молекулярного строения* при обычных условиях — газы (оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$ ) или летучие жидкости (вода). Оксиды *немолекулярного строения* — твёрдые кристаллические вещества с высокими температурами плавления (оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$ ).

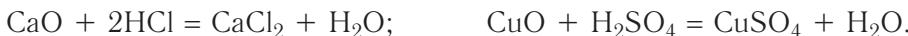
В основе классификации оксидов лежат их важнейшие химические свойства (табл. 1).

Таблица 1. Классификация оксидов по их химическим свойствам

Оксиды			
Солеобразующие			Несолеобразующие
основные	амфотерные	кислотные	
$\text{Li}_2\text{O}$ , $\text{Na}_2\text{O}$ , $\text{MgO}$ , $\text{CaO}$ , $\text{CuO}$ , $\text{FeO}$	$\text{ZnO}$ , $\text{BeO}$ , $\text{PbO}$ , $\text{SnO}$ , $\text{Al}_2\text{O}_3$ , $\text{Cr}_2\text{O}_3$	$\text{SO}_3$ , $\text{CO}_2$ , $\text{P}_2\text{O}_5$ , $\text{CrO}_3$ , $\text{Mn}_2\text{O}_7$	$\text{CO}$ , $\text{NO}$ , $\text{N}_2\text{O}$

Деление оксидов на солеобразующие и несолеобразующие основано на их способности или неспособности образовывать соли в реакциях с кислотами или щелочами. К солеобразующим относятся основные, амфотерные и кислотные оксиды.

Общее свойство всех основных оксидов — способность реагировать с кислотами с образованием солей и воды:



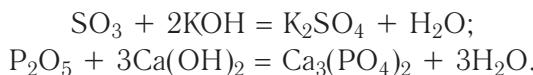
Практически все основные оксиды реагируют с кислотными оксидами, образуя средние соли. Например:



Основные оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов реагируют с водой с образованием соответствующих оснований:



Общее свойство всех кислотных оксидов — взаимодействие со щелочами с образованием соли и воды:



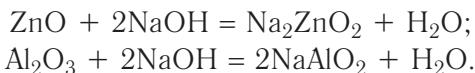
Практически все кислотные оксиды реагируют с основными оксидами с образованием средних солей. За исключением  $\text{SiO}_2$  кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя соответствующие кислородсодержащие кислоты:



Амфотерные оксиды вступают в реакции как с кислотами, так и со щелочами. В реакциях с кислотами они проявляют свойства основных оксидов:



В реакциях со щелочами  $\text{ZnO}$  и  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ведут себя как кислотные оксиды, образуя при сплавлении соли условных кислот  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$  и  $\text{HAIO}_2$ :

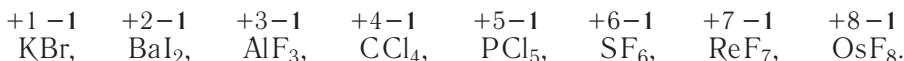


Несолеобразующие оксиды с кислотами и щелочами не реагируют.

### Галогениды

**!** Галогениды — бинарные соединения атомов различных элементов с атомами галогенов ( $\text{F}$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{I}$ ) — элементов группы VIIA.

Степень окисления атомов галогенов в галогенидах равна  $-1$ :



Галогениды разнообразны по строению и физическим свойствам. Галогениды неметаллов являются соединениями молекулярного строения. При обычных условиях — это газы (фторид серы(VI)  $\text{SF}_6$ ), жидкости (хлорид углерода(IV)  $\text{CCl}_4$ )

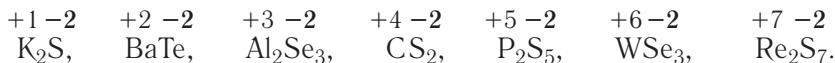
или легкоплавкие твёрдые вещества (хлорид фосфора(V)  $\text{PCl}_5$ ). Особую группу составляют газообразные (при комнатной температуре) галогениды водорода, или *галогеноводороды*,  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  и  $\text{HI}$ . Их водные растворы являются бескислородными кислотами и называются соответственно *фтороводородной* (плáвиковой), *хлороводородной* (соляной), *бромоводородной* и *иодоводородной* кислотами. Соли этих кислот — фториды, хлориды, бромиды, иодиды.

*Галогениды большинства металлов* — твёрдые тугоплавкие вещества немолекулярного строения. Они являются солями вышеуказанных кислот:  $\text{AlF}_3$  — фторид алюминия,  $\text{NaCl}$  — хлорид натрия (поваренная соль),  $\text{CaBr}_2$  — бромид кальция,  $\text{AgI}$  — иодид серебра.

### Халькогениды

**!** **Халькогениды — бинарные соединения атомов различных элементов с атомами халькогéнов ( $\text{S}$ ,  $\text{Se}$ ,  $\text{Te}$ ) — элементов группы VIA.**

Степень окисления атомов халькогенов в халькогенидах равна **-2**:



Халькогениды разнообразны по строению и физическим свойствам. Халькогенидов *молекулярного строения* немного. При комнатной температуре они существуют в виде газов ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ) или жидкостей ( $\text{CS}_2$ ).

Водородные соединения халькогенов имеют общее название — *халькогено-водороды*. Их водные растворы называются соответственно сероводородной и селеноводородной кислотами. Соли этих кислот — сульфиды, селениды.

Большинство халькогенидов относятся к веществам *немолекулярного строения*. При обычных условиях это твёрдые тугоплавкие вещества. Среди них преобладают халькогениды металлов, являющиеся солями вышеперечисленных халькогеноводородных кислот. Например:  $\text{K}_2\text{S}$  — сульфид калия,  $\text{MgSe}$  — селенид магния.

Менее распространёнными, чем оксиды, галогениды и халькогениды, являются соединения атомов различных элементов с атомами азота — *нитриды*  $\begin{array}{ccccc} +1 -3 & +2 -3 & & +1 -3 & +2 -3 \\ (\text{Li}_3\text{N}, \text{Ba}_3\text{N}_2); & & & & \end{array}$ ; с атомами фосфора — *фосфиды*  $(\text{Na}_3\text{P}, \text{Ca}_3\text{P}_2)$ ; с атомами углерода — *карбиды*  $(\text{Al}_4\text{C}_3, \text{Si C})$ ; с атомами водорода — *гидриды*  $(\text{K H}, \text{Si H}_4)$ .

**Сложные неорганические вещества подразделяются на две большие группы — бинарные и многоэлементные соединения. К бинарным веществам относятся оксиды, галогениды, халькогениды, нитриды, фосфиды, карбиды, гидриды.**

### Вопросы и задания

- Составьте по три формулы бинарных веществ соответствующих классов, названия которых приведены на рисунке 1. Назовите эти вещества.
- Из предложенных оксидов — CO, K<sub>2</sub>O, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, N<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, BaO, ZnO, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, NO, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> — выберите основные, амфотерные, кислотные оксиды. Назовите их.
- Напишите формулы кислот, соответствующих кислотным оксидам из задания 2. Назовите эти кислоты.
- Какие из оксидов, указанных в задании 2, реагируют с кислотами? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите образующиеся вещества.
- Какие из оксидов, указанных в задании 2, реагируют со щелочами? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите образующиеся вещества.
- Каков состав условных кислот, соответствующих амфотерным оксидам BeO и Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>? Напишите уравнения реакций этих оксидов с гидроксидом калия.
- Запишите по две формулы многоэлементных соединений соответствующих классов, названия которых приведены на рисунке 1.

## § 2. Многоэлементные соединения

В отличие от бинарных многоэлементные соединения состоят из атомов трёх или большего числа химических элементов. К ним относятся гидроксиды (кислородсодержащие кислоты и основания), большинство солей, кристаллогидраты, комплексные соединения.

Термин **гидроксиды** (**гидраты оксидов**) в современной неорганической химии используется как обобщающее название двух классов веществ — **оснований** и **кислородсодержащих кислот**. К основаниям относятся основные гидроксиды, а к кислородсодержащим кислотам — кислотные гидроксиды. Вы уже знаете, что некоторые из этих веществ образуются при взаимодействии соответствующих оксидов с водой:



Несмотря на то что не все оксиды реагируют с водой, каждому из них соответствует гидроксид. Поскольку оксиды делятся на **основные**, **кислотные** и **амфотерные**, то и соответствующие им гидроксиды также подразделяются на **основные**, **кислотные** и **амфотерные**.

Из большой группы **основных гидроксидов** лишь некоторые образуются при гидратации основных оксидов:

Правообладатель Адукцыя і выхаванне

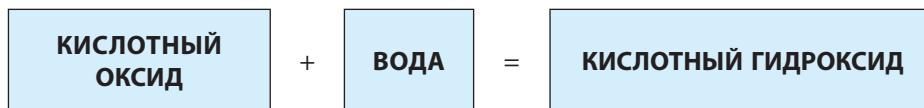


Это, например, гидроксиды щелочных ( $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Rb}$ ,  $\text{Cs}$ ) и щёлочноzemельных ( $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$ ,  $\text{Ba}$ ) металлов, относящиеся к щелочам:



Основные гидроксиды других металлов, например  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ , можно получить взаимодействием солей указанных металлов со щелочами.

Практически все **кислотные гидроксиды** (кислородсодержащие кислоты), кроме  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , образуются при гидратации соответствующих кислотных оксидов:



Так можно получить кислотные гидроксиды неметаллов и некоторых металлов, например:



**Амфотерные гидроксиды**, к примеру такие, как  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , нельзя получить гидратацией соответствующих оксидов. Они образуются при взаимодействии солей указанных металлов со щелочами.

Таким образом, основные, кислотные и амфотерные гидроксиды являются гидратами соответствующих оксидов:

$\text{NaOH}$  — **гидроксид натрия** — **гидрат оксида натрия**;

$\text{H}_2\text{SO}_4$  — **гидроксид серы(VI)**, или **серная кислота**, — **гидрат оксида серы(VI)**;

$\text{Al}(\text{OH})_3$  — **гидроксид алюминия** — **гидрат оксида алюминия**.

К названию «гидроксид натрия» вы уже привыкли, а вот название «**гидроксид серы(VI)**», скорее всего, кажется вам необычным, ведь вещество с формулой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  мы всегда называем «серная кислота». Дело в том, что уже давно все кислотные гидроксиды традиционно называются кислотами. Например, вещество  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  чаще называют не гидроксидом кремния(IV), а кремниевой кислотой; вещество  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — не гидроксидом фосфора(V), а фосфорной кислотой.

### Кислоты (кислотные гидроксиды)

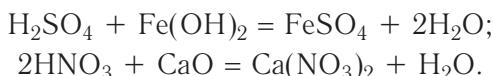
**!** Кислоты — сложные вещества, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.

Традиционные русские названия кислот состоят из двух слов. Первое из них — прилагательное, образованное *корнем* русского названия кислотообразующего элемента, *суффиксом* **-н-** или **-ист-** и *окончанием* **-ая**. Второе слово — «кислота». Если степень окисления атомов кислотообразующего элемента максимальна (т. е. равна номеру группы А), то в названиях кислот присутствует суффикс **-н-**, **-ов-** или **-ев-**:  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — фосфорная,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  — хромовая,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — кремниевая кислоты. Если же степень окисления указанных атомов меньше максимальной, то используются суффиксы **-ист-**, **-оват-** и **-оватист-**:  $\text{H}_3\text{PO}_3$  — фосфористая,  $\text{HClO}_3$  — хлорноватая,  $\text{HBrO}$  — бромноватистая кислоты.

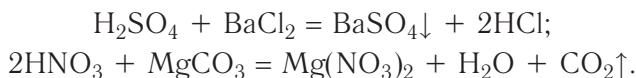
Число атомов водорода в формулах кислот называется их *основностью*. В соответствии с этим  $\text{HNO}_3$  — односнобная,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — двухснобная,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — трёхснобная кислоты.

Все кислоты — вещества молекулярного строения. Некоторые из них, например угольная и сернистая кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), в виде индивидуальных веществ неизвестны и существуют только в водных растворах, т. е. в смесях с водой. Другие кислоты существуют в безводном состоянии и при комнатной температуре представляют собой жидкости ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) или твёрдые вещества ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ). Большинство кислот хорошо растворимы в воде.

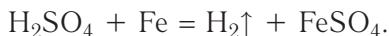
Важнейшее химическое свойство всех кислородсодержащих кислот — способность образовывать соли при взаимодействии с основаниями и с основными оксидами. Например:



Многие кислородсодержащие кислоты вступают в реакции с солями:



Кроме того, указанные кислоты (кроме  $\text{HNO}_3$ ) реагируют с металлами, расположенными в ряду активности левее **H<sub>2</sub>**, с образованием водорода и солей:



При отщеплении ионов водорода от молекул кислот образуются отрицательно заряженные *кислотные остатки*. Их общее число совпадает с основностью кислоты. Например, трёхснобной фосфорной кислоте соответствуют три кислотных остатка —  $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ ,  $(\text{HPO}_4)^{2-}$  и  $(\text{PO}_4)^{3-}$ .

## Основания

**!** **Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп OH.**

Напомним, что заряд группы OH равен 1−:



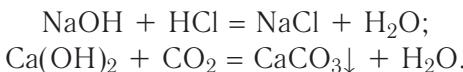
Названия оснований состоят из двух слов, первое из которых — «гидроксид», а второе — русское название металла в родительном падеже. Например:

**NaOH** — гидроксид **натрия**; **Mg(OH)<sub>2</sub>** — гидроксид **магния**.

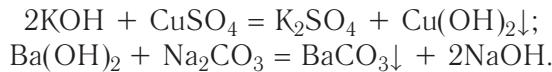
Число групп OH в формулах оснований называется их *кислотностью*. В соответствии с этим KOH — **однокислотное**, Ba(OH)<sub>2</sub> — **двухкислотное**, Fe(OH)<sub>3</sub> — **трёхкислотное** основания.

Все основания — твёрдые вещества немолекулярного строения. Некоторые из них, например NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, растворимы в воде и имеют общее название — *щёлочи*.

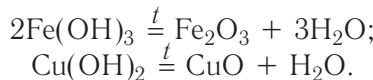
Важнейшее химическое свойство оснований — способность образовывать соли при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами. Например:



Кроме того, растворимые основания (щёлочи) реагируют с солями. Например:



Нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием соответствующих оксидов металлов и воды:



## Соли

**Соли** можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислотах металлами или группой OH в основаниях кислотными остатками. В зависимости от степени замещения атомов водорода в молекулах кислот или гидроксогрупп OH в формульных единицах оснований соли классифицируются следующим образом (см. рис. 2).

Название любой соли на русском языке состоит из двух слов, первое из которых — систематическое название кислотного остатка в именительном падеж-

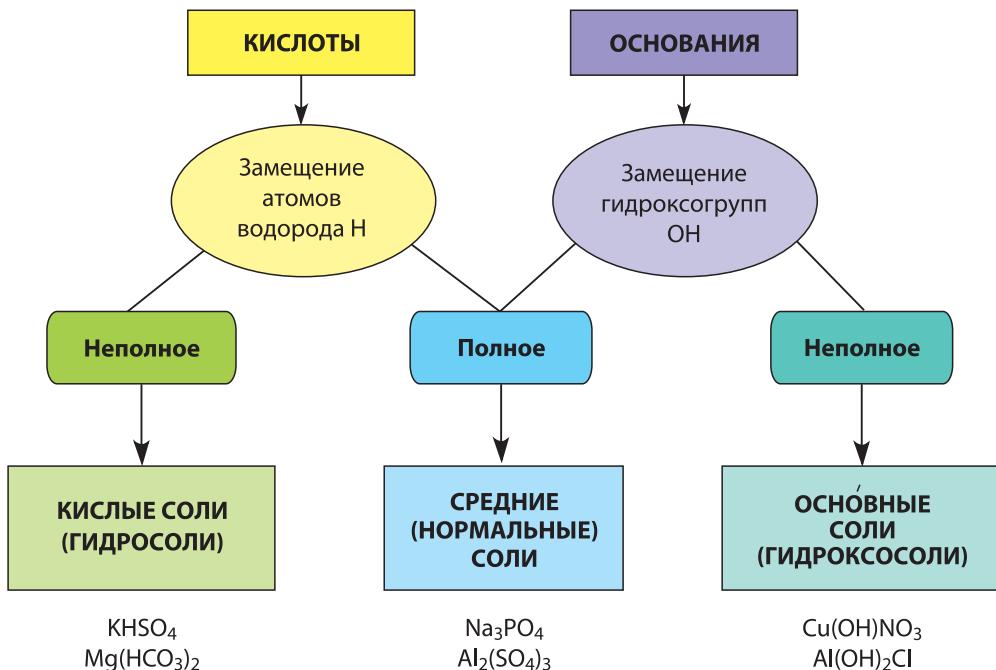


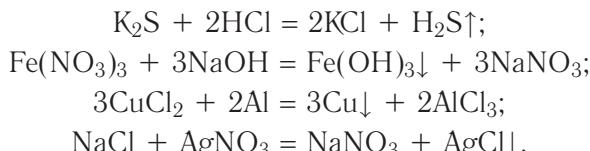
Рис. 2. Схема образования и классификации солей

же, а второе — русское название основного остатка в родительном падеже. Примеры названий:

- **средних солей:**  $\text{FeSO}_4^{+2}$  — сульфат железа(II);  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  — нитрат цинка;
- **кислых солей:**  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  — гидрокарбонат магния;  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  — дигидрофосфат кальция;
- **основных солей:**  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$  — сульфат гидроксоцинка;  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  — нитрат дигидроксоалюминия.

Все соли — твёрдые кристаллические вещества немолекулярного строения, большинство из них хорошо растворимы в воде.

Важнейшие химические свойства солей — их взаимодействие с кислотами, щелочами, металлами, другими солями. Например:



## Комплексные соединения

Некоторые сложные вещества разных классов, соединяясь друг с другом, образуют особые, ещё более сложные соединения, называемые *комплексными* (от лат. *complexus* — сочетание). Они принадлежат к отдельному классу веществ, обладают рядом общих свойств и имеют сходные черты в строении. В любом таком соединении содержатся *комплексные частицы*, образующиеся чаще всего в результате присоединения к атому металла двух, четырёх или шести молекул воды, аммиака, гидроксид-ионов или кислотных остатков. Заряженные или электронейтральные комплексные частицы устойчивы и существуют в растворах самостоятельно. В формулах комплексных соединений они выделяются квадратными скобками. Например:



**Многоэлементные соединения состоят из атомов трёх или большего числа элементов. К многоэлементным относятся гидроксиды — основания и кислородсодержащие кислоты, соли, комплексные соединения.**

## **Вопросы и задания**

**1.** Напишите формулы гидроксидов, которые соответствуют следующим оксидам:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Назовите эти гидроксиды и охарактеризуйте их кислотно-основные свойства.

**2.** Сколько разных солей может образоваться при взаимодействии гидроксида натрия с серной кислотой, гидроксида калия с фосфорной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите соли.

**3.** Сколько разных солей может образоваться при взаимодействии гидроксида кальция с соляной кислотой, гидроксида алюминия с азотной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите соли.

**4.** Образец оксида кальция массой 11,2 г полностью вступил в реакцию с водой. Рассчитайте химическое количество прореагировавшей воды и массу образовавшегося основания.

**5.** Оксид серы(VI) массой 16 г полностью прореагировал с водой. Рассчитайте число молекул образовавшейся серной кислоты и массу гидроксида натрия, необходимо для её нейтрализации.

**6.** Рассчитайте массовую долю (%) кислорода в средней соли, образующейся при взаимодействии гидроксидов кальция и фосфора(V).

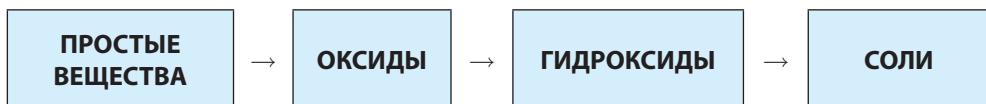
**7.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а)  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl};$
- б)  $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4.$

### § 3. Взаимосвязь между классами неорганических соединений

Изучая ранее способы получения и химические свойства простых веществ, различных оксидов, кислот, оснований и солей, вы неоднократно сталкивались с примерами последовательного превращения веществ. В результате различных химических реакций одни вещества превращаются в другие, из которых затем образуются всё новые и новые соединения. Ряды таких последовательных переходов уже знакомы вам под названием «цепочки превращений» и вы, конечно же, составляли уравнения реакций для их осуществления. Вспомним, в чём заключается суть этих превращений.

Начнём с *простых веществ* — металлов и неметаллов. Многие из них, соединяясь с кислородом, образуют *основные и кислотные оксиды*. Например, металл барий при этом окисляется до основного оксида  $\text{BaO}$ , а неметалл фосфор — до кислотного оксида  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Эти сложные вещества, присоединяя молекулы воды, превращаются в соответствующие **гидраты оксидов**, или **гидроксиды**, которые, как вы уже знаете, делятся на *основания и кислорододержащие кислоты*. Так, основный оксид бария в результате гидратации образует гидроксид — *основание*  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , а оксид фосфора(V) превращается в гидроксид, являющийся *кислотой*  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . В свою очередь эти соединения реагируют с другими веществами, образуя *соли*. Последовательность всех перечисленных превращений можно изобразить в виде общей схемы, в которой переходы от веществ одного классов к веществам других классов условно изображены стрелками:

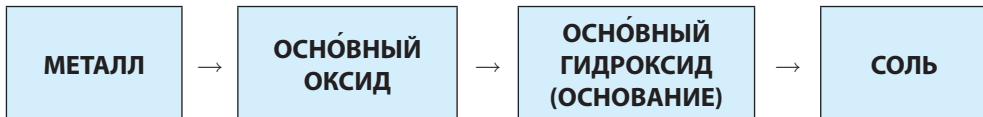


Из данной схемы видно, что вещества разных классов — простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли, последовательно «порождая» друг друга, образуют так называемые генетические<sup>1</sup> ряды взаимосвязанных между собой веществ. Очевидно, что существуют два типа таких рядов — *ряды металлов и их соединений* и *ряды неметаллов и их соединений*.

<sup>1</sup> От греч. *генос* — рождающий.

Генетические ряды металлов и их соединений

Каждый такой ряд включает в себя металл, его основный оксид, соответствующее основание и соль, в состав которой входит данный металл:



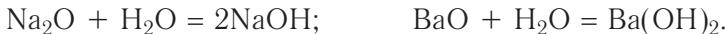
Приведём примеры таких рядов:



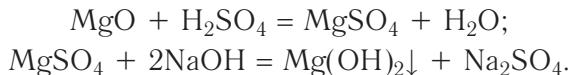
Переход от металлов к основным оксидам во всех этих рядах осуществляется в результате реакций соединения с кислородом. Например:



Основные оксиды натрия и бария превращаются в основания в результате известной вам реакции гидратации:



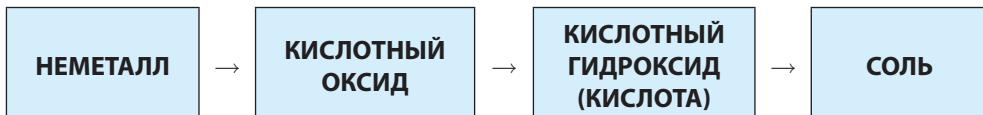
В отличие от указанных оксидов, оксиды магния и железа с водой не реагируют. Поэтому для получения соответствующих оснований эти оксиды сначала превращают в соли, а их — в основания. Например, для осуществления перехода от оксида  $\mathbf{MgO}$  к гидроксиду  $\mathbf{Mg(OH)}_2$  используют последовательные реакции:



Переходы от оснований к солям осуществляются уже известными вам реакциями. Так, растворимые основания (щёлочи) —  $\mathbf{NaOH}$  и  $\mathbf{Ba(OH)}_2$  — превращаются в соли под действием кислот, кислотных оксидов или солей. Нерастворимые основания —  $\mathbf{Mg(OH)}_2$  и  $\mathbf{Fe(OH)}_2$  — образуют соли в результате реакций с кислотами.

Генетические ряды неметаллов и их соединений

Каждый такой ряд состоит из неметалла, образованного им кислотного оксида, соответствующей кислоты и соли, в состав которой входят остатки этой кислоты:

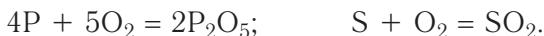


Приведём примеры таких рядов:

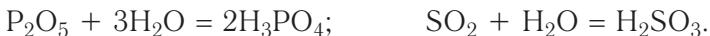
ряд фосфора:  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$ ;

ряд серы:  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_3$ .

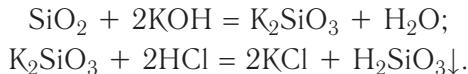
Во всех этих рядах переходы от неметаллов к кислотным оксидам осуществляются в результате реакций соединения с кислородом. Например:



Для превращения кислотных оксидов в соответствующие кислоты используются известные вам реакции гидратации. Например:



В отличие от указанных оксидов, оксид кремния(IV)  $SiO_2$  с водой не реагирует. Поэтому его сначала превращают в соответствующую соль, из которой затем получают кремниевую кислоту:



Переходы от кислот к солям могут осуществляться известными вам реакциями с основными оксидами, основаниями или солями.

Вещества одного и того же генетического ряда, как правило, друг с другом не реагируют. Вещества из генетических рядов разных типов реагируют друг с другом, образуя соли в соответствии с общей схемой (рис. 3).

Как видно из этой схемы, отражённые в ней взаимосвязи между простыми веществами, оксидами, соответствующими гидроксидами и солями не являются односторонними. Двунаправленные стрелки на схеме показывают, что вещества разных классов могут *взаимопревращаться*. В такой взаимосвязи находятся, например, основные оксиды и основания, основания и соли, соли и кислоты.

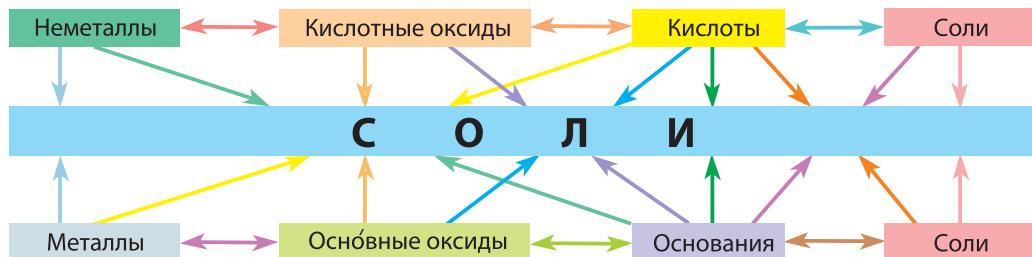


Рис. 3. Схема взаимосвязи веществ разных генетических рядов

Взаимосвязи веществ лежат в основе многих химических превращений, происходящих в природе и используемых в практической деятельности.

**Простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли связаны между собой совокупностью превращений в следующих рядах:**

- **металл → основный оксид → основание → соль;**
- **неметалл → кислотный оксид → кислота → соль.**

**Вещества, принадлежащие к одному ряду, друг с другом не реагируют. Вещества, принадлежащие к рядам разных типов, реагируют между собой с образованием солей.**

### Вопросы и задания

**1.** С веществами каких классов реагируют: а) оксид бария; б) оксид фосфора(V); в) гидроксид натрия; г) азотная кислота? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите вещества.

**2.** Приведите конкретные примеры взаимопревращений веществ разных классов, напишите уравнения соответствующих реакций и назовите вещества.

**3.** Напишите уравнения реакций образования нитрата кальция в результате взаимодействия: а) кислоты и основания; б) кислотного оксида и основания; в) кислоты и основного оксида; г) соли и кислоты; д) соли и основания; е) двух солей. Назовите все вещества.

**4.** Составьте генетический ряд цинка и его соединений, заканчивающийся нитратом цинка. Напишите уравнения соответствующих реакций, определите их типы, назовите вещества.

**5.** Определите простые вещества  $X$ ,  $Y$  и  $Z$ , которыми начинаются генетические ряды:  
 а)  $X \rightarrow$  оксид  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  нитрат кальция;  
 б)  $Y \rightarrow$  оксид  $\rightarrow$  кислотный гидроксид  $\rightarrow$  фосфат кальция;  
 в)  $Z \rightarrow$  кислотный оксид  $\rightarrow$  гидроксид  $\rightarrow$  сульфит натрия.

Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите все вещества.

**6.** \* Смесь алюминия и железа общей массой 22 г растворили в соляной кислоте, в результате чего выделился газ объёмом (н. у.) 17,92 дм<sup>3</sup>. Вычислите массовую долю железа в смеси.

**7.** Составьте уравнения реакций, иллюстрирующие следующие превращения:  
 а)  $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$ ;  
 б)  $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ ;  
 в)  $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$ ;  
 г)  $HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4$ .

## Глава II

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

### § 4. Вещества. Атомы. Химические элементы

Химия так же, как и физика, ботаника, зоология, геология, изучает природу, материальный мир во всём многообразии форм его существования и происходящих явлений.

Все явления в природе и окружающем мире можно разделить на две группы. К первой из них относятся самые разнообразные взаимодействия и изменения тел, при которых *меняется только физическое состояние веществ* и форма физических тел, образованных этими веществами, а также положение тел в пространстве.

Ко второй группе относятся явления, связанные с *превращениями веществ*, т. е. с изменением их качественного и количественного состава, строения, физических и химических свойств. Именно эти явления изучает химия.



**Химия — это наука о веществах и их превращениях.**

Что же такое вещество? Какой физический и химический смысл этого понятия?

#### Физический смысл понятия «вещество»

Из курса физики вы уже знаете, что **материя** — это *объективная реальность, т. е. то, что существует независимо от нашего сознания и воспринимается нами с помощью органов чувств или с помощью приборов*.

Все разнообразные формы существования материи делятся на два вида: *вещество и поле*.

**Правообладатель Адукцыя і выхаванне**

**Вещество** — это материальное образование, состоящее из частиц, имеющих собственную массу. Другими словами, вещество — это материя на разных стадиях её организации от элементарных частиц до сложных образований: *элементарные частицы (протоны, нейтроны, электроны и др.)* → *ядра атомов* → *атомы* → *ионы* → *молекулы* → *различные агрегаты (объединения) атомов, ионов или молекул в виде твёрдых тел, жидкостей или газов*. Поэтому можно сказать, что веществом в **физическом смысле** является всё то, что обладает массой (более строго — массой покоя). **Химический смысл** понятия «вещество» рассмотрим в следующем параграфе.

**Поле** — материальная среда, посредством которой осуществляется взаимодействие между частицами вещества или отдельными телами. Гравитационное, электрическое и магнитное поля — примеры различных видов полей.

### Атом

Основным свойством материи, способом её существования является **движение**. Известны самые различные формы движения материи — физическая, биологическая, геологическая и т. д. Они соответствуют разному уровню организации материи и в то же время связаны между собой и взаимопревращаемы.

*Химическая форма движения* возникает на уровне атомов. Сейчас вы уже должны хорошо помнить физическое определение понятия атом.

**!** **Атом — мельчайшая химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.**

Атомы находятся в природе в различных состояниях. Они могут входить в состав простых и сложных веществ, существовать в виде одиночных атомов или одноатомных ионов. Несмотря на то что общее количество атомов неисчислимо, видов атомов относительно немного. Все атомы данного вида объединяет одно общее качество — *одинаковый положительный заряд ядра*. Каждый отдельный вид атомов называется **химическим элементом**.

**!** **Химический элемент — это вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядер.**

В настоящее время известно 118 химических элементов. Их названия и символы приведены в таблице периодической системы химических элементов на форзаце 1.

### Относительная атомная масса

Символ того или иного элемента, а также величина его *относительной атомной массы* приводятся в клеточках таблицы периодической системы.

Термин «относительный» указывает на то, что это не истинная масса атома, которая выражается в единицах массы, а величина, показывающая, во сколько раз масса данного атома больше массы условного эталона. В качестве такого эталона ещё в начале XIX века английский учёный Дж. Дальтон предложил использовать легчайший из атомов — атом водорода. Но вскоре шведский химик Й. Берцелиус ввёл в обиход в качестве эталона кислород, а вернее,  $1/16$  часть массы его атома. С середины XX века как в физике, так и в химии в качестве единицы атомной массы стали использовать *1/12 часть массы атома углерода*, а точнее, одного из его нуклидов — **нуклида  $^{12}\text{C}$** . Эта величина получила название **атомная единица массы  $m_u$**  и имеет международное обозначение **u**:

$$m_u = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} = 1\text{u} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

В последнее время её называют *постоянной атомной массы*.

Сравнивая массы атомов различных элементов с атомной единицей массы, получают численные значения **относительных атомных масс** химических элементов. Относительная атомная масса обозначается символом  $A_r$ , где  $r$  — начальная буква латинского слова *relativus* — относительный.

Например, масса атома фтора  $m_a(\text{F})$  равна  $3,15 \cdot 10^{-26}$  кг. Следовательно, относительная атомная масса фтора:

$$A_r(\text{F}) = \frac{m_a(\text{F})}{m_u} = \frac{3,15 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 19.$$

Очевидно, что относительная масса атома углерода  $A_r(\text{C})$  равна 12.

Большинство химических элементов существует в природе в виде смеси нуклидов с разными массовыми числами. Поэтому относительная атомная масса данного элемента является средней величиной массовых чисел всех его природных нуклидов с учётом доли каждого в природной смеси.



**Относительная атомная масса элемента — физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса его атомов больше  $1/12$  части массы атома углерода-12 ( $^{12}\text{C}$ ).**

По величине относительной атомной массы можно рассчитывать среднюю массу атомов любого элемента X:

$$m_a(X) = A_r(X) \cdot 1\text{u} = A_r(X) \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

**Вещество с физической точки зрения представляет собой материальное образование, обладающее массой (масса покоя).**

**Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядер.**

### Вопросы и задания

1. Приведите примеры физических и химических явлений. По каким признакам можно отличить физические явления от химических?
2. В чём заключается основное отличие понятий «поле» и «вещество»?
3. Чем схожи и чем различаются понятия «атом» и «химический элемент»?
4. Почему атомную массу химического элемента называют относительной?
5. Определите массы атомов следующих нуклидов:  
а)  $^{46}\text{Ca}$ ; б)  $^{90}\text{Sr}$ ; в)  $^{131}\text{I}$ ; г)  $^{137}\text{Cs}$ .
6. Определите химический элемент, масса одного атома которого равна:  
а)  $6,64 \cdot 10^{-27}$  кг; б)  $2,32 \cdot 10^{-26}$  кг; в)  $6,47 \cdot 10^{-26}$  кг; г)  $3,77 \cdot 10^{-25}$  кг.
7. Известно, что водород объёмом 1 дм<sup>3</sup> содержит столько же атомов, что и кислород объёмом 1 дм<sup>3</sup>. Плотность водорода равна 0,09 г/дм<sup>3</sup>, а плотность кислорода — 1,43 г/дм<sup>3</sup>. Рассчитайте, во сколько раз масса атома водорода меньше массы атома кислорода.

## § 5. Химическое вещество. Химическая реакция

Мы с вами установили, что химическая форма движения материи возникает на уровне атомов. Атом является веществом в физическом смысле, поскольку обладает массой покоя. Но отдельные атомы не имеют таких свойств, как цвет, запах, плотность, электропроводность и т. п. Атом не находится в каком-то агрегатном состоянии и, следовательно, не имеет ни температуры плавления, ни температуры кипения, т. е. большинства тех свойств, которые присущи химическому веществу.

### Молекулы

Как правило, отдельные атомы объединяются между собой в различные агрегаты. Таким образом атомы достигают более устойчивого состояния. Соединяться между собой могут атомы как одного, так и разных химических элементов.

Несколько атомов, например два атома водорода и один атом кислорода, образуют устойчивую группу, способную существовать самостоятельно — *молекулу* воды  $\text{H}_2\text{O}$ . Молекула проявляет определённые **химические свойства**, т. е. способность вступать в химические реакции с образованием других веществ.

**!** **Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и обладающая его химическими свойствами.**

### Химический смысл понятия «вещество»

Как правило, отдельные молекулы не обладают такими физическими свойствами, как, например, температуры плавления и кипения, плотность. Такие свойства проявляются только тогда, когда молекулы связаны между собой силами межмолекулярного взаимодействия. Точно так же при объединении отдельных атомов в *атомные кристаллы* (например, алмаз, графит, металлы) или ионов в *ионные кристаллы* (типа  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и др.) проявляются **физические и химические** свойства соответствующих веществ немолекулярного строения.

Следовательно, только химическое вещество обладает определённым набором как химических, так и физических свойств.

**!** **Химическое вещество — это устойчивая совокупность частиц (атомов, ионов или молекул), обладающая определёнными химическими и физическими свойствами.**

Каждое химическое вещество обладает определённым **составом и строением**, от которых зависят его физические и химические **свойства**.

### Простые и сложные вещества

Все вещества можно разделить по **составу** на два вида. Вещество, которое состоит из атомов одного элемента, называется **простым**, а состоящее из атомов разных элементов — **сложным веществом**, или **химическим соединением**.

Названия большинства простых веществ совпадают с названиями соответствующих химических элементов, поэтому эти понятия необходимо различать (табл. 2).

Таблица 2. Различие понятий «химический элемент» и «простое вещество»

Понятие	Химический элемент	Простое вещество
Определение	Вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядер	Вещество, образованное атомами одного вида
Обозначение	Химический знак: $\text{H}$ , $\text{Cl}$ , $\text{P}$ , $\text{Fe}$	Химическая формула: $\text{H}_2$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{P}_4$ , $\text{Fe}$
Характеризуется	Определённым положительным зарядом ядра его атомов	Составом и строением; определёнными физическими и химическими свойствами

Следует различать **качественный состав** вещества, который определяется видом атомов элементов, образующих данное вещество, и **количественный состав**, указывающий число атомов каждого элемента в составе наименьшей структурной единицы (молекулы или формульной единицы) данного вещества.

### Вещества молекулярного и немолекулярного строения

Качественный и количественный состав химических веществ отображается в их химических *формулах*. Формулы веществ *молекулярного строения*, у которых структурными единицами являются молекулы, называются *молекулярными формулами*. Примеры молекулярных формул:  $N_2$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $H_2O$ ,  $HNO_3$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ ,  $C_6H_{12}O_6$ .

Условно к веществам молекулярного строения относят благородные газы (гелий, аргон и т. д.), рассматривая их атомы как одноатомные молекулы.

Вещества молекулярного строения составляют более 98 % от общего числа известных веществ. При обычных условиях — это газообразные (азот, углекислый газ, ацетилен), жидкые (бром, вода, этиловый спирт) или твёрдые вещества с невысокими температурами плавления (сера, иод, глюкоза).

Вещества *немолекулярного строения*, как правило, при обычных условиях являются твёрдыми кристаллами. Они состоят из атомов или ионов. Примерами таких веществ являются алмаз, металлы, соли, оксиды металлов, твёрдые основания и др.

Состав простых веществ немолекулярного строения выражается знаками соответствующих элементов без числовых индексов ( $Fe$ ,  $Cu$ ,  $C$ ,  $Si$ ), а сложных — с помощью *эмпирических формул*, которые показывают **простейшее соотношение числа атомов (или ионов)** разных химических элементов в *формульных единицах* этих веществ.

Следовательно, *структурными единицами* веществ молекулярного строения являются молекулы, а веществ немолекулярного строения — их *формульные единицы*.

Вещества молекулярного и немолекулярного строения существенно различаются по своим свойствам (см. табл. 3).

Особенности строения этих двух типов веществ, характер химических связей между частицами в их составе, причины, определяющие различие в свойствах, более подробно мы разберём в главе IV.

Таблица 3. Сравнительная характеристика веществ молекулярного и немолекулярного строения

Признаки для сравнения	Вещества	
	молекулярного строения	немолекулярного строения
Наименьшая структурная единица вещества	Молекула	Формульная единица
Частицы, образующие вещество	Молекулы	Атомы, ионы
Прочность связи между частицами	Небольшая	Большая
Летучесть (способность к испарению)	Летучи	Нелетучи
Температуры плавления и кипения	Низкие	Высокие
Агрегатное состояние при обычных условиях	Твёрдое, жидкое, газообразное	Твёрдое
Нахождение в природе	Основа <i>органического мира</i> ; входят в состав живых и растительных организмов, составляют большинство газообразных и жидких веществ	Основа <i>минерального мира</i> ; входят в состав горных пород, минералов, образуют самородные металлы

### Химическая реакция

В самом начале изучения химии вы узнали о том, что атомы — это *мельчайшие химически неделимые частицы*. Это означает, что в процессе химических превращений они **не исчезают и не возникают вновь, а только переходят из одних веществ в другие**.

Следовательно, сущность химических реакций сводится к превращению одних веществ в другие без изменения общего числа и природы атомов. При этом меняется состав или строение веществ.

**! Химическая реакция — это процесс превращения одних веществ в другие без изменения общего числа и природы атомов, из которых состоят эти вещества.**

Вопросы, связанные с протеканием химических реакций, подробно рассматриваются в главе V.

**Химическим веществом является устойчивая совокупность частиц (атомов, ионов или молекул), обладающая определёнными химическими и физическими свойствами.**

**Каждое химическое вещество характеризуется определённым качественным и количественным составом, строением, физическими и химическими свойствами.**

**Структурными единицами веществ молекулярного строения являются молекулы, а немолекулярного — формульные единицы.**

**Атомы в процессе химических превращений (реакций) не исчезают и не возникают вновь.**

### Вопросы и задания

1. Можно ли утверждать следующее: а) молекула брома состоит из двух атомов; б) молекула брома жёлтого цвета; в) бром — простое вещество; г) бром — жидкое вещество? Ответ поясните.

2. В каких случаях кислород упоминается как химический элемент: а) кислород — малорастворимый в воде газ без цвета и запаха; б) кислород выделяется растениями при фотосинтезе; в) кислород входит в состав многих органических и неорганических соединений; г) масса кислорода в организме человека составляет в среднем около 43 кг; д) кислород широко используется во многих химических производствах; е) в природе кислород встречается в виде трёх стабильных изотопов:  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$  и  $^{18}\text{O}$ .

3. Из перечисленных ниже свойств оксида углерода(IV) выберите его физические и химические свойства: а) является кислотным оксидом; б) реагирует с водой; в) тяжелее воздуха; г) при сжатии и охлаждении легко переходит в жидкое и твёрдое состояния; д) твёрдый  $\text{CO}_2$  при комнатной температуре возгоняется; е) восстанавливается активными металлами.

4. Какие частицы могут входить в состав: а) простого вещества; б) сложного вещества? Покажите на конкретных примерах.

5. Запишите по пять-шесть формул: а) простых веществ; б) сложных веществ как молекулярного, так и немолекулярного строения.

6. Укажите формульные единицы следующих соединений: сульфата железа(III), фосфата кальция, оксида меди(II), гидроксида бария, алюминия.

7. \* Число атомов натрия в образце толщиной 0,1 см, шириной 1 см и длиной 2 см составляет  $5,08 \cdot 10^{21}$ . Рассчитайте плотность натрия.

## § 6. Количественные характеристики вещества

Химия как часть естествознания неразрывно связана с наблюдением за происходящими явлениями, их описанием, проведением различных экспериментов и самыми разнообразными количественными измерениями и расчётами. Великий русский химик Д. И. Менделеев говорил: «Наука начинается, когда начинают измерять». В этом заключается научный подход, т. е. метод познания вещества, его свойств, которые выражаются обычно с помощью качественных и количественных характеристик.

### Относительная молекулярная и относительная формульная массы вещества

Состав любого вещества определяется формулой его структурной единицы, т. е. *молекулярной или эмпирической формулой*. Поскольку каждая такая структурная единица состоит из определённого числа атомов химических элементов с определёнными значениями относительных атомных масс, то её масса также может быть выражена относительной величиной.

Такая величина для веществ молекулярного строения носит название **относительная молекулярная масса**, а для веществ немолекулярного строения — **относительная формульная масса**. Они имеют одинаковое обозначение  $M_r$  и представляют собой *сумму относительных атомных масс всех элементов*, образующих данную структурную единицу вещества, с учётом числа атомов каждого элемента.

Например, *относительная молекулярная масса* фосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  равна:

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

*Относительная формульная масса* карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  рассчитывается аналогично:

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{C}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 23 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 106.$$

**!** Относительной молекулярной (формульной) массой вещества  $M_r$  называется величина, равная отношению средней массы структурной единицы данного вещества к  $1/12$  части массы атома нуклида  $^{12}\text{C}$ .

### Химическое количество вещества

Абсолютные массы атомов, как вы уже хорошо знаете, очень малы. Однако в обычной химической практике мы имеем дело не с отдельными частицами (атомами, ионами или молекулами): во взаимодействии участвуют такие порции веществ, массы которых измеряются в граммах, килограммах или даже тоннах.

Нетрудно подсчитать, что число частиц, которое содержится в той или иной порции вещества, огромно. Так, в кусочке меди массой 1 г содержится примерно  $9,5 \cdot 10^{21}$  атомов, а в стакане воды массой 200 г находится  $6,7 \cdot 10^{24}$  молекул. Пользоваться на практике такими числами затруднительно. Поэтому в химии, физике и других областях естествознания используется физическая величина, характеризующая число частиц в данной порции вещества. Эта величина получила название *количество вещества*. При химических расчётах, когда речь идёт о химических веществах, эту физическую величину следует называть *химическим количеством вещества*.

**!** **Химическое количество вещества — физическая величина, пропорциональная числу структурных единиц (атомов, молекул или формульных единиц), составляющих данную порцию вещества.**

Эту величину обозначают латинской буквой ***n***. Она является одной из семи основных величин Международной системы единиц (СИ) и имеет свою собственную единицу, которая называется **моль**.

**!** **Моль — это химическое количество вещества, которое содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц (атомов, молекул, формульных единиц).**

Это число (называемое **числом Авогадро**) соответствует числу атомов в порции углерода массой 0,012 кг и его легко можно определить, зная массу одного атома углерода ( $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг):

$$N = \frac{0,012 \text{ кг}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов (число Авогадро).}$$

*Порции различных веществ, массы которых в граммах численно равны их относительным молекулярным (формульным) массам, содержат одинаковое число структурных единиц.*

Величина, равная отношению

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

получила название **постоянная Авогадро**<sup>1</sup>. Она обозначается символом ***N<sub>A</sub>*** и представляет собой одну из фундаментальных физических постоянных:

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

<sup>1</sup> В приведённой формуле цифра 1 в числителе заменяет слово «частиц» (атомов, молекул, ФЕ), поэтому  $\frac{1}{\text{моль}}$  следует понимать как «частиц на моль».

Число структурных единиц  $N$  любой порции вещества и его химическое количество связаны математической зависимостью:

$$N = N_A(\text{моль}^{-1}) \cdot n (\text{моль}).$$

Понятие «моль» используется не только для химических веществ, но и для любых других частиц (протонов, нейтронов, электронов, ионов и т. д.). Например, 1 моль протонов составляет  $6,02 \cdot 10^{23}$  протонов, один моль ионного соединения хлорида натрия  $\text{NaCl}$  содержит 1 моль ионов натрия и 1 моль ионов хлора, а 1 моль соли сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  содержит 2 моль ионов алюминия  $\text{Al}^{3+}$  и 3 моль сульфат-ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ . В таких случаях можно просто говорить о моле как о **единице количества частиц**.

В случае химических веществ необходимо использовать термин «моль» как единицу **химического количества вещества**.

### Молярная масса

Однаковое химическое количество любых веществ содержит одно и то же число структурных единиц. Но так как каждая такая единица имеет свою собственную массу, то массы одинаковых химических количеств различных веществ будут разными.

Масса порции вещества химическим количеством 1 моль получила название **молярная масса**. Молярная масса вещества  $X$  обозначается символом  $M(X)$  и представляет собой отношение массы данной порции вещества  $m$  (в г или кг) к его химическому количеству  $n$  (в моль):

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

Единица молярной массы в Международной системе единиц — кг/моль. В химии чаще используется дольная единица — г/моль.

Численное значение молярной массы (в г/моль) совпадает с относительными атомной, молекулярной или формульной массой. Например, если  $A_r(\text{Fe}) = 56$ , то  $M(\text{Fe}) = 56$  г/моль; если  $M_r(\text{O}_2) = 32$ , то  $M(\text{O}_2) = 32$  г/моль; если  $M_r(\text{CaCO}_3) = 100$ , то  $M(\text{CaCO}_3) = 100$  г/моль.

Приведённую выше формулу можно представить и в других видах:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} \quad \text{или} \quad m(X) = n(X) \cdot M(X).$$

Зная молярную массу вещества, можно рассчитать химическое количество вещества по его массе. Вычислим, например, химическое количество гидрокси-

да натрия  $\text{NaOH}$ , масса которого равна 100 г. Так как молярная масса гидроксида  $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$ , то, воспользовавшись формулой  $n = m/M$ , находим, что

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{100 \text{ г}}{40 \text{ г / моль}} = 2,5 \text{ моль.}$$

Формула позволяет решить и обратную задачу: найти массу вещества, если известно его химическое количество. Например, определим массу глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , химическое количество которой равно 5 моль. Зная, что молярная масса глюкозы  $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ г/моль}$ , по формуле  $m = n \cdot M$  определяем, что  $m = 5 \text{ моль} \cdot 180 \text{ г/моль} = 900 \text{ г}$ .

Формула  $m(X) = n(X) \cdot M(X)$  позволяет уяснить *физический смысл понятия «химическое количество вещества»* как величины, связывающей между собой **массу и молярную массу** вещества.

Таким образом, определённую порцию любого вещества количественно можно охарактеризовать с помощью различных физических величин.

Например, для воды массой 90 г эта схема имеет вид, представленный на рисунке 4.

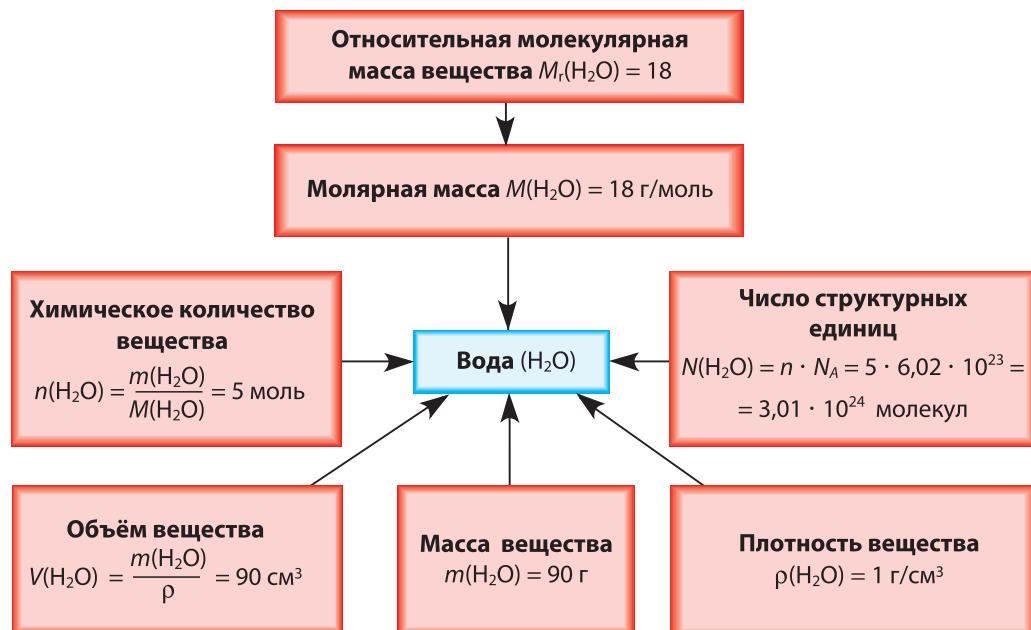


Рис. 4. Взаимосвязь физических величин на примере порции воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ) массой 90 г

**Относительная молекулярная (формульная) масса вещества представляет собой сумму относительных атомных масс всех элементов, образующих данное вещество.**

**Химическое количество вещества — физическая величина, пропорциональная числу структурных единиц, содержащихся в данной порции вещества.**

**Моль — единица химического количества вещества, т. е. такое его количество, которое содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  структурных единиц данного вещества.**

**Масса вещества X химическим количеством 1 моль называется его молярной массой  $M(X)$  и представляет собой отношение массы данной порции вещества к его химическому количеству.**

### Вопросы и задания

1. Масса вещества химическим количеством 3 моль равна 51 г. Чему равны его молярная и относительная молекулярная массы?
2. Рассчитайте число: а) молекул воды; б) атомов водорода и кислорода, содержащихся в стакане воды объёмом 200 см<sup>3</sup>.
3. Суточная доза поваренной соли для взрослого человека составляет примерно 15 г. Определите число ионов Na<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup>, поступающих при этом в наш организм?
4. Определите химическое количество метана, в котором содержится: а)  $3,01 \cdot 10^{24}$  молекул; б)  $3,01 \cdot 10^{24}$  атомов углерода; в)  $3,01 \cdot 10^{24}$  атомов водорода; г)  $3,01 \cdot 10^{24}$  атомов углерода и водорода.
5. Рассчитайте массы одной молекулы: а) азота; б) кислорода; в) уксусной кислоты.
6. Одинаковое ли число молекул содержится: а) в азоте массой 0,5 г и метане такой же массы; б) азоте массой 0,5 г и оксида углерода(II) массой 0,5 г; в) кислороде массой 1,6 г и озоне массой 2,4 г?
7. Используя рисунок 4, дайте полную количественную характеристику следующих веществ объёмом 2 дм<sup>3</sup>: а) брома ( $\rho = 3,1$  г/см<sup>3</sup>); б) хлорида натрия ( $\rho = 2,16$  г/см<sup>3</sup>); в) серебра ( $\rho = 10,5$  г/см<sup>3</sup>); г) уксусной кислоты ( $\rho = 1,05$  г/см<sup>3</sup>).

## § 7. Стехиометрические расчёты в химии

Используя количественные характеристики веществ, можно проводить расчёты, связанные с формулами веществ, их количественным составом, а также с количественными изменениями реагентов и продуктов реакции в ходе любого химического процесса.

Основой таких расчётов является **стехиометрия** — раздел химии, в котором рассматривается количественный состав химических соединений, а также количественные соотношения между реагирующими веществами в химических реакциях. Термин «стехиометрия» (от греч. *стехион* — основа, элемент и *метрейн* — измерять) появился на рубеже XVIII—XIX веков, когда усилия химиков были направлены на установление весовых соотношений элементов в соединениях.

В современной химии стехиометрические расчёты имеют фундаментальное значение. Они являются основой *количественного химического анализа*. Математическую базу любых химических экспериментов в лаборатории составляют стехиометрические расчёты. В химической промышленности знание стехиометрии позволяет вычислять необходимый расход реагентов, выход химических продуктов и эффективность химических процессов.

### *Закон сохранения массы веществ*

Теоретической основой стехиометрических расчётов служат фундаментальные количественные законы химии, часто ещё называемые **стехиометрическими законами**.

Из курса 7-го класса вам уже известен основной закон химии, сформулированный в XVIII веке великими естествоиспытателями — русским учёным М. В. Ломоносовым и независимо от него французским химиком А. Лавуазье, — **закон сохранения массы веществ**.

**Михаил Васильевич Ломоносов**  
(1711—1765)

Русский учёный-естествоиспытатель, основатель первого в России Московского университета. Развивал атомно-молекулярные представления о строении веществ, предложил общую формулировку закона сохранения массы веществ и движения, заложил основы физической химии.



**Антуан Лоран Лавуазье**  
(1743—1794)

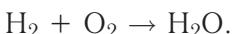
Французский учёный, один из основоположников современной химии. Дал правильное объяснение процессов горения и дыхания, экспериментально доказал закон сохранения массы веществ в химических реакциях, разработал правила составления названий химических соединений.

**Правообладатель Адукацыя і выхаванне**

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

С позиций атомно-молекулярного учения сохранение массы веществ объясняется следующим образом. Поскольку при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь, их общее число остаётся неизменным. А так как атомы имеют постоянную массу, то и суммарные массы веществ, образованных ими, до и после реакции одинаковы.

Любую химическую реакцию можно изобразить в виде схемы, в которой указаны исходные вещества и продукты реакции, например:



Однако схема даёт качественную информацию о химическом процессе. Количественную информацию о реакции можно получить только из её **химического уравнения**, записываемого на основе закона сохранения массы веществ. Оно отличается от схемы реакции наличием числовых *коэффициентов* перед формулами веществ. Эти коэффициенты называются **стехиометрическими**:



Знак равенства в уравнении реакции означает, что число атомов каждого элемента, а следовательно, и суммарные массы веществ в обеих частях уравнения одинаковы. Соотношение стехиометрических коэффициентов равно соотношению количеств соответствующих веществ. На этом основаны расчёты количеств веществ, их масс или объёмов по уравнениям химических реакций.

### Закон постоянства состава

Важнейшей характеристикой (своебразным паспортом!) вещества является его *состав*, который в химической практике обычно определяется с помощью качественного и количественного химического анализа.

Ещё в начале XIX века французский учёный Ж. Пруст, исследовав состав некоторых химических веществ, полученных различными способами или привезённых из разных частей света, сформулировал **закон постоянства состава**.

**! Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.**

Согласно этому закону каждое чистое вещество всегда состоит из атомов одних и тех же элементов, связанных между собой одинаковыми количественными соотношениями. Например, молекула воды  $\text{H}_2\text{O}$  состоит из атомов водорода и кислорода, количественное соотношение которых 2 : 1, означающее, что на два моля ато-

мов водорода приходится один моль атомов кислорода. Зная молярную (атомную) массу атомов этих элементов, нетрудно установить их массовое соотношение:

$$m(\text{H}) : m(\text{O}) = \frac{2 \cdot 1 \text{ г / моль}}{1 \cdot 16 \text{ г / моль}} = \frac{2}{16} = 1 : 8.$$

Позже было показано, что закон строго выполняется только в случае молекулярных веществ. Соединения с немолекулярной структурой часто имеют переменный состав, не отвечающий целочисленным соотношениям, что во многом объясняется условиями получения таких веществ. Отклонения от целочисленного соотношения могут быть выражены при записи формул. Например,  $\text{Fe}_{0,9}\text{S}$ ,  $\text{TiO}_{0,7}$  или  $\text{Fe}_{1-x}\text{O}$ . Такие соединения получили название **нестехиометрические**, в отличие от **стехиометрических**, где соотношения между числами атомов целочисленные.

### Массовая доля атомов химического элемента в сложном веществе

Как вы уже знаете из курса химии 7-го класса, по химической формуле вещества можно вычислить **массовую долю атомов** каждого химического элемента в этом веществе, т. е. определить, *какую часть от общей массы вещества составляет масса атомов данного элемента*.

Массовая доля атомов элемента  $\text{A}$  в сложном веществе  $\text{A}_x\text{B}_y$  выражается в долях единицы или в процентах и рассчитывается по формуле:

$$w(\text{A}) = \frac{A_r(\text{A}) \cdot x}{M_r(\text{A}_x\text{B}_y)},$$

где  $w(\text{A})$  — массовая доля атомов элемента  $\text{A}$ ;

$A_r(\text{A})$  — относительная атомная масса элемента  $\text{A}$ ;

$x$  — число атомов элемента  $\text{A}$  в формуле вещества;

$M_r(\text{A}_x\text{B}_y)$  — относительная молекулярная (формульная) масса вещества.

**Пример 1.** Вычислите массовые доли атомов химических элементов в молекуле воды.

*Дано:*

$\text{H}_2\text{O}$

$w(\text{H}) = ?$

$w(\text{O}) = ?$

*Решение:*

1. Рассчитаем относительную молекулярную массу воды:

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

2. Вычислим массовую долю атомов каждого элемента:

$$w(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 2}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{18} \approx 0,11, \text{ или } 11 \text{ \%};$$

$$\omega(O) = \frac{A_r(O) \cdot 1}{M_r(H_2O)} = \frac{16}{18} \approx 0,89, \text{ или } 89\%;$$

$$\omega(H) + \omega(O) = 1, \text{ или } 100\%.$$

Ответ:  $\omega(H) = 11\%$ ;  $\omega(O) = 89\%$ .

Нетрудно убедиться, что соотношение массовых долей водорода и кислорода в воде численно равно соотношению масс атомов указанных элементов в этом веществе:

$$\frac{\omega(H)}{\omega(O)} = \frac{0,11}{0,89} \approx \frac{1}{8} = \frac{m(H)}{m(O)}.$$

Исходя из соотношения масс или массовых долей атомов элементов в сложном веществе можно установить его **эмпирическую (простейшую) формулу**, в которой отображается простейшее числовое соотношение между атомами элементов. Эмпирические формулы большинства веществ немолекулярного строения показывают состав их формульных единиц.

### Установление формул веществ по массовым долям атомов элементов

**Пример 2.** Определите эмпирическую формулу вещества, в котором массовые доли натрия, серы и кислорода равны соответственно 32,4, 22,5 и 45,1 %.

Дано:

$$\omega(Na) = 32,4\%$$

$$\omega(S) = 22,5\%$$

$$\omega(O) = 45,1\%$$

$$Na_xS_yO_z — ?$$

Решение:

1. Обозначим числа атомов натрия, серы и кислорода в эмпирической формуле вещества соответственно  $x$ ,  $y$  и  $z$ . Тогда формулу этого вещества можно представить как  $Na_xS_yO_z$ .

2. Пусть масса порции данного вещества равна 100 г, тогда массы атомов содержащихся в нём элементов будут равны:

$$m(Na) = 32,4 \text{ г}; \quad m(S) = 22,5 \text{ г};$$

$$m(O) = 45,1 \text{ г}.$$

3. Найдём соотношение химических количеств атомов соответствующих элементов в данном веществе:

$$\begin{aligned} n(Na) : n(S) : n(O) &= \frac{m(Na)}{M(Na)} : \frac{m(S)}{M(S)} : \frac{m(O)}{M(O)} = \\ &= \frac{32,4 \text{ г}}{23 \text{ г / моль}} : \frac{22,5 \text{ г}}{32 \text{ г / моль}} : \frac{45,1 \text{ г}}{16 \text{ г / моль}} = \\ &= 1,4 \text{ моль} : 0,7 \text{ моль} : 2,8 \text{ моль}. \end{aligned}$$

4. Определим эмпирическую формулу вещества, т. е. определим наименьшие целочисленные индексы  $x$ ,  $y$  и  $z$ . Для этого разделим каждое из найденных чисел на наименьшее из них, т. е. на 0,7:

$$x : y : z = \frac{1,4}{0,7} : \frac{0,7}{0,7} : \frac{2,8}{0,7} = 2 : 1 : 4.$$

Следовательно, эмпирическая формула вещества:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

*Ответ:*  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Что касается веществ молекулярного строения, то их *истинные*, или **молекулярные**, формулы часто не совпадают с эмпирическими формулами. Например, эмпирическая формула этана  $\text{CH}_3$ , а молекулярная —  $\text{C}_2\text{H}_6$ , эмпирическая формула бензола  $\text{CH}$ , а молекулярная —  $\text{C}_6\text{H}_6$ . Для нахождения молекулярных (истинных) формул таких веществ необходимо знать их относительные молекулярные массы.

**Пример 3.** Установите молекулярную формулу углевода, в котором масовые доли атомов углерода, водорода и кислорода равны соответственно 40, 6,67 и 53,33 %. Относительная молекулярная масса вещества равна 180.

*Дано:*

$$\begin{aligned} w(\text{C}) &= 40 \% \\ w(\text{H}) &= 6,67 \% \\ w(\text{O}) &= 53,33 \% \\ M_r(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) &= 180 \\ \text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z &— ? \end{aligned}$$

*Решение:*

1. Найдём мольное соотношение атомов C, H и O:

$$x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) =$$

$$= \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} =$$

$$= \frac{40 \text{ г}}{12 \text{ г / моль}} : \frac{6,67 \text{ г}}{1 \text{ г / моль}} : \frac{53,33 \text{ г}}{16 \text{ г / моль}} =$$

$$= 3,33 \text{ моль} : 6,66 \text{ моль} : 3,33 \text{ моль.}$$

2. Определим эмпирическую формулу вещества:

$$x : y : z = \frac{3,33}{3,33} : \frac{6,66}{3,33} : \frac{3,33}{3,33} = 1 : 2 : 1,$$

следовательно, эта формула —  $\text{CH}_2\text{O}$ .

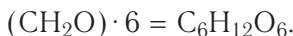
3. Найдём относительную молекулярную массу  $\text{CH}_2\text{O}$ :

$$M_r(\text{CH}_2\text{O}) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 30.$$

4. Определим соотношение между величинами относительной молекулярной массы углевода и относительной молекулярной массы  $\text{CH}_2\text{O}$ :

$$\frac{M_r(\text{углевода})}{M_r(\text{CH}_2\text{O})} = \frac{180}{30} = 6.$$

5. Определим молекулярную формулу вещества. Поскольку  $M_r(\text{углевода})$  в 6 раз больше  $M_r(\text{CH}_2\text{O})$ , в молекулярной формуле углевода числовые индексы в 6 раз больше, чем в эмпирической:



*Ответ:* молекулярная формула углевода —  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

**Стехиометрия — раздел химии, рассматривающий количественный состав веществ, а также количественные соотношения между реагирующими веществами в химических реакциях.**

**Соотношение стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции равно соотношению химических количеств соответствующих веществ.**

**Соотношение стехиометрических индексов в эмпирической или в молекулярной формуле вещества равно соотношению химических количеств атомов соответствующих элементов в данном веществе.**

### Вопросы и задания

1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ и проиллюстрируйте его суть на примере реакции горения бутана  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .

2. В чём заключается сходство и различие между схемой и уравнением химической реакции. Ответ подтвердите конкретными примерами.

3. В неплотно закрытом сосуде находится вода объёмом 100 см<sup>3</sup>. Каждую секунду из сосуда улетучивается 2 млрд молекул. Сколько времени необходимо для того, чтобы испарилась вся вода?

4. Вычислите массовые доли элементов в веществах: а) серной кислоте; б) аммиаке; в) оксиде углерода(IV); г) глюкозе.

5. Установите эмпирическую формулу вещества, в котором массовые доли калия, марганца и кислорода равны соответственно 24,68, 34,81 и 40,51 %.

6. Установите молекулярную формулу аскорбиновой кислоты (витамина С), в которой массовые доли углерода, водорода и кислорода равны соответственно 40,91, 4,55 и 54,54 %. Относительная молекулярная масса вещества равна 176.

7. \* Выведите молекулярную формулу газообразного углеводорода, в котором массовая доля углерода равна 85,7 %, а масса его паров объёмом (н. у.) 10 дм<sup>3</sup> равна 18,75 г.

## § 8. Газообразное состояние веществ

Вещества могут находиться в трёх агрегатных состояниях: твёрдом, жидким и газообразном (рис. 5). Твёрдое и жидкое состояния объединяются общим названием *конденсированное состояние*. В общем случае агрегатное состояние вещества определяется *температурой* и *давлением*. При очень высокой температуре устойчиво газообразное состояние, при низкой температуре, наоборот, большинство веществ находится в конденсированном состоянии. Повышение давления способствует переходу вещества в конденсированное состояние.

В твёрдом состоянии расстояние между частицами, из которых состоит данное вещество, очень малы (рис. 5), поэтому частицы находятся в непосредственной близости друг к другу, образуя строго упорядоченную структуру.

У жидкостей расстояние между частицами несколько больше (примерно на 10–15 %), но силы взаимодействия между ними ещё достаточно прочны, чтобы не позволить частицам отрываться друг от друга (рис. 5). В отличие от твёрдых тел жидкости не имеют определённой формы: они принимают форму сосуда, в котором находятся.

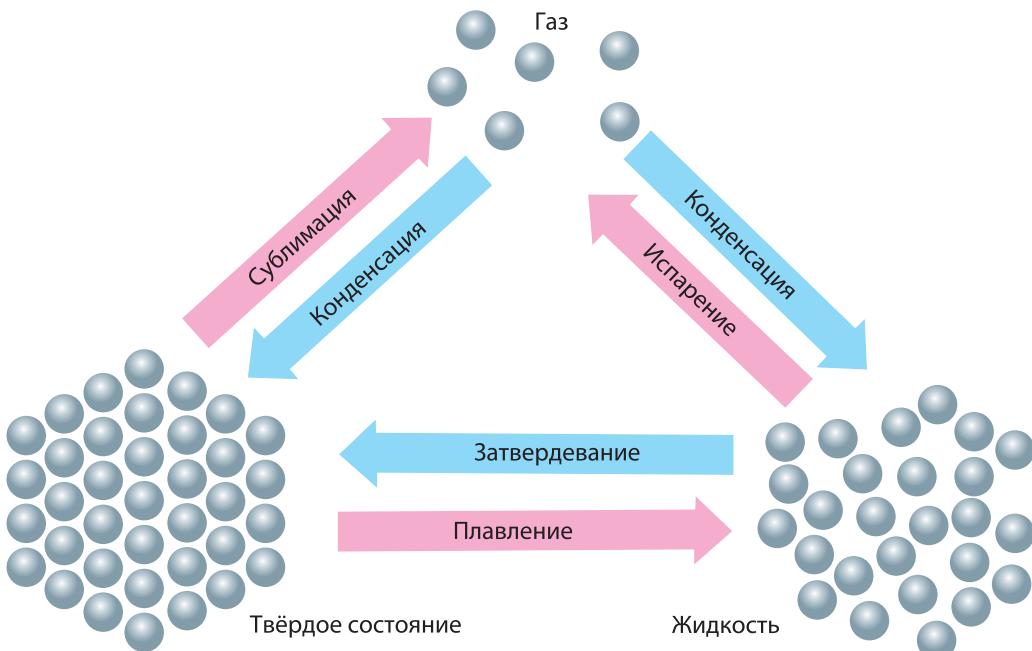


Рис. 5. Агрегатные состояния веществ и переходы между ними

В газах при обычных условиях расстояния между частицами в сотни раз больше размеров самих частиц (молекул). Эти расстояния зависят от внешнего **давления** и от **кинетической энергии** молекул, которая, в свою очередь, определяется только **температурой**. Поэтому объём порции газа определяется не размерами его молекул, а расстояниями между ними, которые зависят от давления и температуры.

*Если давление и температура различных газов одинаковы, то и расстояния между молекулами в этих газах также приблизительно одинаковы.*

### Закон Авогадро

Из последнего заключения следует вполне очевидный вывод, что в равных объёмах различных газов при одинаковых давлении и температуре находится одно и то же число молекул. Именно это предположение высказал в 1811 году в виде гипотезы итальянский учёный Амедео Авогадро. Позже эта гипотеза стала называться **законом Авогадро**.

**!** **В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (давлении, температуре) содержится одинаковое число молекул.**

Из закона Авогадро вытекает несколько важных следствий. **Первое** из них следующее:

*если число молекул разных газов одинаково, то при одних и тех же условиях молекулы занимают одинаковый объём.*

### Молярный объём газов

Поскольку 1 моль любого молекулярного вещества содержит одинаковое число молекул ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ), то из этого следует, что любые газообразные вещества химическим количеством 1 моль при одинаковых условиях должны занимать один и тот же объём. Этот объём получил название **молярный объём** и обозначается  $V_m$ .



**Амедео Авогадро**  
(1776—1856)

Итальянский химик и физик, один из создателей атомно-молекулярного учения. Открыл закон, позволяющий определять количественные характеристики газообразных веществ, названный впоследствии его именем.

**Правообладатель Адукацыя і выхаванне**

**!** Молярный объём газа  $V_m$  — величина, определяемая отношением объёма данной порции газа  $V(X)$  к его химическому количеству  $n(X)$  в этой порции:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}.$$

Так как молярный объём газа зависит от температуры и давления, то при проведении различных расчётов используются обычно объёмы газов при **нормальных условиях** (сокращённо — н. у.). Нормальным условиям соответствует температура  $0^\circ\text{C}$  и давление  $101,325\text{ kPa}$ . В дальнейшем мы будем говорить о газах, находящихся именно при н. у.

Установлено, что *при нормальных условиях отношение объёма любой порции газа к его химическому количеству есть величина постоянная, равная  $22,4\text{ dm}^3/\text{моль}$ .* Другими словами, молярный объём любого газа X при нормальных условиях:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \frac{22,4\text{ dm}^3}{1\text{ моль}} = 22,4\text{ dm}^3/\text{моль}.$$

Этот вывод называют **вторым** следствием из закона Авогадро.

Если преобразовать последнюю формулу в выражение

$$V(X) = n(X) \cdot V_m,$$

то нетрудно понять, что химическое количество газа является величиной, связывающей его объём с молярным объёмом. Вспомните, что точно так же химическое количество является величиной, связывающей между собой *массу* и *молярную массу* вещества:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X).$$

Выразив химическое количество вещества X через отношение  $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$  и подставив в формулу  $V(X) = n(X) \cdot V_m$ , получим соотношение:

$$V(X) = V_m \cdot \frac{m(X)}{M(X)},$$

которое позволяет рассчитывать объём порции любой массы данного газа X, и наоборот, зная объём порции определённой массы газа, рассчитывать молярную массу данного газообразного вещества:

$$M(X) = V_m \cdot \frac{m(X)}{V(X)}.$$

Молярный объём газа при нормальных условиях является важной физико-химической постоянной, которая широко используется при различных химических расчётах. Она даёт возможность использовать объём газа вместо его массы, поскольку на практике значительно легче измерить объём газа, чем его массу.

**Пример 1.** Рассчитайте объём (н. у.) водорода, который выделится при взаимодействии цинка химическим количеством 0,5 моль с соляной кислотой HCl.

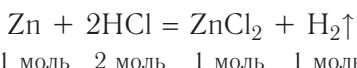
*Дано:*

$$n(\text{Zn}) = 0,5 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

*Решение:*

1. Запишем уравнение реакции:



2. Определим химическое количество выделившегося водорода:

1 моль Zn вытесняет 1 моль H<sub>2</sub>,  
0,5 моль Zn вытесняет  $x$  моль H<sub>2</sub>,

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

3. Рассчитаем объём водорода:

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_m = \\ &= 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 11,2 \text{ дм}^3. \end{aligned}$$

*Ответ:* объём водорода равен 11,2 дм<sup>3</sup>.

### Молярная концентрация газообразного вещества

В одном и том же сосуде при разных давлениях и температуре может находиться разное количество газа, т. е. на единицу объёма сосуда могут приходиться различные химические количества газообразного вещества X. В таких случаях можно говорить о разной **молярной концентрации**  $c(X)$  газообразного вещества.

**!** **Молярная концентрация газообразного вещества X — величина, равная отношению химического количества данного газа к объёму сосуда:**

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{сосуда})}.$$

Из формулы следует, что единица молярной концентрации — моль/дм<sup>3</sup>. Зная молярную концентрацию газа, можно рассчитать его химическое количество в сосуде данного объёма:

$$n(X) = c(X) \cdot V(\text{сосуда}).$$

Например, если молярная концентрация кислорода  $c(O_2)$  в баллоне равна 0,05 моль/дм<sup>3</sup>, а объём этого баллона равен 20 дм<sup>3</sup>, то  $n(O_2) = c(O_2) \cdot V(\text{сосуда}) = 0,05 \text{ моль/дм}^3 \cdot 20 \text{ дм}^3 = 1 \text{ моль}$ .

**В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (давлении, температуре) содержится одинаковое число молекул.**

**Молярный объём газа — это объём его порции химическим количеством 1 моль. При нормальных условиях ( $p = 101,325 \text{ кПа}, t = 0^\circ\text{C}$ ) молярный объём любого газа является величиной постоянной, равной 22,4 дм<sup>3</sup>/моль.**

### Вопросы и задания

- Какие внешние факторы определяют расстояние между молекулами газообразного вещества?
- Дайте определения понятий «молярный объём газа» и «молярная концентрация газообразного вещества».
- Какой объём (н. у.) занимают: а) любой газ химическим количеством 2 моль; б) азот массой 7 г?
- Рассчитайте объём оксида углерода(IV), который образуется при действии разбавленной серной кислоты на карбонат натрия химическим количеством 0,35 моль.
- Определите молярную массу вещества, если объём его паров (н. у.) массой 2,484 г равен 1200 см<sup>3</sup>.
- Сплав магния и алюминия массой 15,6 г растворили в соляной кислоте, в результате чего выделился газ объёмом (н. у.) 17,92 дм<sup>3</sup>. Рассчитайте массовые доли металлов в сплаве.
- \* Определите молярные концентрации: а) водорода, б) кислорода, в) метана, взятых массой 1 г и помещённых в одинаковые сосуды объёмом 15 дм<sup>3</sup>.

## § 9. Закон объёмных отношений. Относительная плотность газов

### Закон объёмных отношений

На основе закона Авогадро и вытекающих из него следствий мы можем ещё раз констатировать, что объём газа пропорционален его химическому количеству (и следовательно, числу его молекул). Это позволяет дать простое объяснение закону объёмных отношений, установленному французским учёным Ж. Л. Гей-Люссаком в 1807 году.

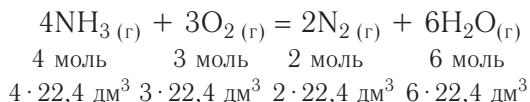


**Жозеф Луи Гей-Люссак  
(1778—1850)**

Французский химик, один из создателей атомно-молекулярного учения. Открыл закон простых объёмных отношений реагирующих газов. Получил свободный бор, положил начало объёмному анализу, усовершенствовал методы элементного анализа органических веществ.

**!** При неизменных температуре и давлении объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объёмам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Рассмотрим реакцию горения аммиака  $\text{NH}_3$  в кислороде с образованием азота и паров воды. В этом процессе все вещества газообразны (г):



Найдём соотношение объёмов исходных веществ и продуктов реакции:

$$\begin{aligned} V(\text{NH}_3) : V(\text{O}_2) : V(\text{N}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) = \\ = (4 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (3 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (6 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) = 4 : 3 : 2 : 6. \end{aligned}$$

Нетрудно увидеть, что это соотношение объёмов равно соотношению коэффициентов перед формулами соответствующих веществ в уравнении реакции.

Например, если объёмы вступающих в реакцию аммиака и кислорода равны соответственно  $4 \text{ см}^3$  и  $3 \text{ см}^3$ , то в результате реакции образуются азот объёмом  $2 \text{ см}^3$  и пары воды объёмом  $6 \text{ см}^3$ .

**Пример 1.** Определите объём (н. у.) кислорода, который прореагирует с оксидом углерода(II) массой 112 г? Каков объём (н. у.) образовавшегося углекислого газа?

Дано:

$$m(\text{CO}) = 112 \text{ г}$$

$$V(\text{O}_2) — ?$$

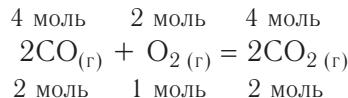
$$V(\text{CO}_2) — ?$$

Решение:

1. Найдём химическое количество оксида углерода(II):

$$n(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} = \frac{112 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль.}$$

2. Запишем уравнение реакции и определим химические количества веществ:



3. Определим объём (н. у.) кислорода:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 44,8 \text{ дм}^3.$$

4. Определим объём (н. у.) углекислого газа:

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 4 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 89,6 \text{ дм}^3.$$

*Ответ:* объём кислорода — 44,8 дм<sup>3</sup>; объём углекислого газа — 89,6 дм<sup>3</sup>.

### Относительная плотность газов

Если мы имеем два газа А и В одинакового объёма, то эти объёмы в общем виде можно выразить:

$$V(A) = V_m \frac{m(A)}{M(A)}; \quad V(B) = V_m \frac{m(B)}{M(B)}.$$

Так как  $V(A) = V(B)$ , то

$$V_m \frac{m(A)}{M(A)} = V_m \frac{m(B)}{M(B)}.$$

Сокращая обе части уравнения на  $V_m$ , получаем выражение:

$$\frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(B)}{M(B)},$$

откуда после преобразования приходим к окончательному виду:

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

Это и есть формульное выражение **третьего** следствия из закона Авогадро: *массы одинаковых объёмов двух газов относятся друг к другу как их молярные массы.*

**!** Отношение молярных масс газов А и В называется **относительной плотностью газа А по газу В** и обозначается символами  $D_B(A)$ :

$$D_B(A) = \frac{M(A)}{M(B)}.$$

Чаще всего относительную плотность газообразных веществ определяют по отношению к водороду как к самому лёгкому газу или по отношению к воздуху.

Так как молярная масса водорода равна 2 г/моль, то относительная плотность любого газа А по водороду вычисляется по формуле:

$$D_{\text{H}_2}(A) = \frac{M(A)}{2}$$

Воздух является смесью газов, поэтому говорят о его «средней молярной массе». Она представляет собой массу 1 моль (т. е. 22,4 дм<sup>3</sup>) воздуха и равна примерно 29 г/моль:

$$M_{\text{возд}} \approx 29 \text{ г/моль.}$$

Поэтому относительная плотность любого газа А по воздуху:

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

Зная относительную плотность одного газа по другому, можно определить его молярную массу по формулам:

$$M(A) = 2 \cdot D_{\text{H}_2}(A); M(A) = 29 \cdot D_{\text{возд}}(A).$$

Например, определим молярную массу газа А, плотность которого по водороду равна 15. Так как  $D_{\text{H}_2}(A) = 15$ , то  $M(A) = 2 \text{ г/моль} \cdot 15 = 30 \text{ г/моль.}$

**Пример 2.** Определите относительную плотность: а) кислорода по водороду; б) углекислого газа по воздуху.

Дано:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

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

$$D_{\text{возд}}(\text{CO}_2) = ?$$

Решение:

1. Найдём относительную плотность кислорода по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 16.$$

2. Определим относительную плотность углекислого газа по воздуху:

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

Ответ: относительная плотность кислорода по водороду равна 16, а относительная плотность углекислого газа по воздуху — 1,52.

**Соотношение коэффициентов перед формулами газообразных веществ в уравнениях химических реакций соответствует соотношению объёмов этих веществ.**

**Относительная плотность одного газа по другому — это отношение молярной массы одного газа к молярной массе другого.**

### Вопросы и задания

1. Определите относительную плотность хлора: а) по водороду; б) по кислороду; в) по воздуху.
2. Относительная плотность некоторого газа по воздуху равна 0,586. Рассчитайте массу этого газа объёмом (н. у.)  $200 \text{ см}^3$ .
3. Пропан  $\text{C}_3\text{H}_8$  объёмом (н. у.)  $44,8 \text{ дм}^3$  сожгли в кислороде. Рассчитайте: объёмы (н. у.) прореагировавшего кислорода и образовавшегося углекислого газа; массу образовавшейся воды.
4. Метан объёмом (н. у.)  $200 \text{ дм}^3$  сожгли в кислороде. Рассчитайте объёмы (н. у.) прореагировавшего кислорода и образовавшегося оксида углерода(IV).
5. Серу массой 6,4 г сожгли в кислороде. Рассчитайте: химическое количество и объём (н. у.) прореагировавшего кислорода; объём (н. у.) образовавшегося газообразного оксида серы(IV).
6. Определите объём (н. у.) водорода, который образуется при термическом разложении сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  массой 170 г. Рассчитайте химическое количество и массу образующейся при этом серы.

## § 10. Решение задач по теме «Основные понятия и законы химии»

Любое вещество представляет собой систему взаимосвязанных частиц (атомов, ионов или молекул), обладающую определёнными физическими и химическими свойствами. Каждое вещество, независимо от его агрегатного состояния, имеет постоянную количественную характеристику — молярную массу  $M$  (г/моль), величина которой определяется только качественным и количественным составом.

В то же время отдельная порция вещества характеризуется величиной его химического количества  $n$  (моль), массой  $m$  (г), объёмом  $V$  ( $\text{дм}^3$ ), числом структурных единиц  $N$ . Если химическое количество вещества равно 1 моль, то такая порция любого вещества при любых условиях характеризуется массой, численно равной молярной массе  $M$  и числом структурных единиц  $6,02 \cdot 10^{23}$ , а газообразные вещества при н. у. — ещё и величиной молярного объёма  $V_m$  —  $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$ .

Если химическое количество вещества  $X$  не равно 1 моль, то масса, число структурных единиц и объём порции этого вещества связаны с вышеуказанными характеристиками простыми математическими зависимостями:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X); \quad N(X) = n(X) \cdot N_A; \quad V(X) = n(X) \cdot V_m.$$

Следовательно, химическое количество вещества  $n$  является величиной, связывающей между собой *массу и молярную массу, число структурных единиц и число Авогадро, объём и молярный объём*.

Взаимосвязь между всеми указанными характеристиками вещества можно выразить единой схемой:

$$\begin{array}{l} \text{Для веществ в любом агрегатном состоянии} \\ \hline \boxed{\begin{array}{ll} M(\text{г/моль}) - 1 \text{ моль} & = N_A 6,02 \cdot 10^{23} \left( \frac{\text{структурных единиц}}{\text{моль}} \right) \\ m(\text{г}) - n(\text{моль}) & = N (\text{структурных единиц}) \\ \end{array} - V_m 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} \\ \text{Для газообразных веществ при н. у.} \end{array}$$

Зная любую из характеристик конкретного вещества, можно рассчитать все остальные.

**Пример 1.** Определите массу, химическое количество и число молекул углекислого газа в его порции объёмом (н. у.)  $44,8 \text{ дм}^3$ .

*Дано:*

$$V(\text{CO}_2) = 44,8 \text{ дм}^3$$

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

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

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

*Решение:*

1. Найдём химическое количество  $\text{CO}_2$ :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{44,8 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 2 \text{ моль.}$$

2. Определим молярную массу  $\text{CO}_2$ .

Поскольку  $M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$ , то  $M(\text{CO}_2)$  равна  $44 \text{ г/моль}$ .

3. Найдём массу  $\text{CO}_2$ :

$$m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 2 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 88 \text{ г.}$$

4. Рассчитаем число молекул  $\text{CO}_2$ :

$$N(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot N_A = 2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Второй способ решения задач связан с составлением пропорций на основе вышеприведённой схемы:

а) масса  $\text{CO}_2$  объёмом  $22,4 \text{ дм}^3$  равна  $44 \text{ г}$ ,  
масса  $\text{CO}_2$  объёмом  $44,8 \text{ дм}^3$  равна  $x \text{ г}$ ,

$$\text{отсюда } x = \frac{44,8 \cdot 44}{22,4} = 88 \text{ (г);}$$

б) количество газа объёмом  $22,4 \text{ дм}^3$  равно  $1 \text{ моль}$ ,  
количество газа объёмом  $44,8 \text{ дм}^3$  равно  $y \text{ моль}$ ,

$$\text{отсюда } y = \frac{44,8 \cdot 1}{22,4} = 2 \text{ моль;}$$

в) в газе объёмом  $22,4 \text{ дм}^3$  число молекул равно  $6,02 \cdot 10^{23}$ ,  
в газе объёмом  $44,8 \text{ дм}^3$  число молекул равно  $z$ ,

$$\text{отсюда } z = \frac{44,8 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

*Ответ:* масса  $\text{CO}_2$  равна  $88 \text{ г}$ , его химическое количество —  $2 \text{ моль}$ , число молекул составляет  $12,04 \cdot 10^{23}$ .

**Пример 2.** Чему равно число молекул и атомов в порции кислорода химическим количеством 5 моль? Рассчитайте массу и объём данной порции кислорода при н. у.

*Дано:*

$$n(\text{O}_2) = 5 \text{ моль}$$

$$N(\text{O}_2) = ?$$

$$N(\text{O}) = ?$$

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

$$V(\text{O}_2) = ?$$

*Решение:*

1. Рассчитаем число молекул в указанной порции кислорода:

$$N(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot N_A = 5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = \\ = 30,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

2. Найдём число атомов кислорода. Поскольку каждая молекула кислорода  $\text{O}_2$  состоит из двух атомов, то общее число атомов кислорода будет вдвое больше числа молекул, т. е.

$$N(\text{O}) = 2 \cdot N(\text{O}_2) = 2 \cdot 30,01 \cdot 10^{23} = 60,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов.}$$

3. Рассчитаем массу кислорода:

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 5 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 160 \text{ г.}$$

4. Определим объём кислорода при нормальных условиях:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 112 \text{ дм}^3.$$

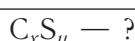
*Ответ:* в порции кислорода количеством 5 моль содержатся  $30,01 \cdot 10^{23}$  молекул и  $60,02 \cdot 10^{23}$  атомов. Масса кислорода равна 160 г, а его объём — 112 дм<sup>3</sup>.

**Пример 3.** При взаимодействии графита (углерода) массой 9 г с серой, масса которой составляла 48 г, образовалось бинарное соединение. Определите его эмпирическую формулу.

*Дано:*

$$m(C) = 9 \text{ г}$$

$$m(S) = 48 \text{ г}$$



*Решение:*

1. Найдём химические количества исходных простых веществ:

$$n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{9 \text{ г}}{12 \text{ г / моль}} = 0,75 \text{ моль};$$

$$n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{48 \text{ г}}{32 \text{ г / моль}} = 1,5 \text{ моль}.$$

2. Найдём целочисленное соотношение этих химических количеств, равное соотношению индексов  $x$  и  $y$ , и составим искомую эмпирическую формулу:

$$x : y = n(C) : n(S) = 0,75 \text{ моль} : 1,5 \text{ моль} = 1 : 2.$$

Следовательно, эмпирическая формула соединения —  $CS_2$ .

*Ответ:* формула соединения серы с углеродом —  $CS_2$ .

**Пример 4.** Установите молекулярную формулу вещества с массовой долей углерода 40 %, водорода — 6,67 % и кислорода — 53,33 %. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 2,07.

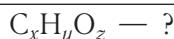
*Дано:*

$$\omega(C) = 40 \%$$

$$\omega(H) = 6,67 \%$$

$$\omega(O) = 53,33 \%$$

$$D_{\text{возд}} = 2,07$$



*Решение:*

1. Пусть масса порции данного вещества равна 100 г. Тогда массы элементов в этой его порции равны:

$$m(C) = 40 \text{ г}; m(H) = 6,67 \text{ г}; m(O) = 53,33 \text{ г}.$$

2. Найдём соотношение химических количеств атомов указанных элементов:

$$n(C) : n(H) : n(O) =$$

$$= \frac{40 \text{ г}}{12 \text{ г / моль}} : \frac{6,67 \text{ г}}{1 \text{ г / моль}} : \frac{53,33 \text{ г}}{16 \text{ г / моль}} = 3,33 \text{ моль} : 6,67 \text{ моль} : 3,33 \text{ моль}.$$

3. Определим эмпирическую формулу вещества, разделив каждое из найденных чисел на наименьшее из них (3,33):

$$x : y : z = \frac{3,33}{3,33} : \frac{6,67}{3,33} : \frac{3,33}{3,33} = 1 : 2 : 1,$$

следовательно, эмпирическая формула вещества —  $CH_2O$ .

**4.** Вычислим молярную массу неизвестного соединения по его относительной плотности:

$$M(C_xH_yO_z) = 29 \cdot D_{\text{возд}} = 29 \cdot 2,07 \approx 60 \text{ г/моль.}$$

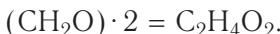
**5.** Найдём молярную массу  $\text{CH}_2\text{O}$ :

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 30 \text{ г/моль.}$$

**6.** Определим соотношение между величинами молярной массы неизвестного вещества и молярной массы  $\text{CH}_2\text{O}$ :

$$\frac{M(C_xH_yO_z)}{M(\text{CH}_2\text{O})} = \frac{60 \text{ г/моль}}{30 \text{ г/моль}} = 2,0.$$

**7.** Составим молекулярную формулу вещества. Поскольку молярная масса данного вещества в 2 раза больше молярной массы  $\text{CH}_2\text{O}$ , индексы в этой формуле нужно увеличить в 2 раза:



*Ответ:* молекулярная формула вещества —  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ .

### Вопросы и задания

**1.** Даны порции веществ: а) меди массой 0,64 г; б) воды массой 3,6 г; в)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  массой 51 г; г) глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  массой 45 г. Рассчитайте химическое количество каждого из этих веществ и число содержащихся в них атомов.

**2.** Алюминий массой 0,54 г полностью прореагировал с серой, масса которой составляла 0,96 г. Установите формулу продукта реакции и назовите его.

**3.** В соединении азота с водородом массовая доля водорода составляет 12,5 %. Установите молекулярную формулу этого соединения, если его относительная плотность по воздуху равна 1,1.

**4.** При прокаливании кристаллической соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  массой 5,72 г образовалось безводное твёрдое вещество массой 2,12 г. Определите формулу исходного кристаллогидрата.

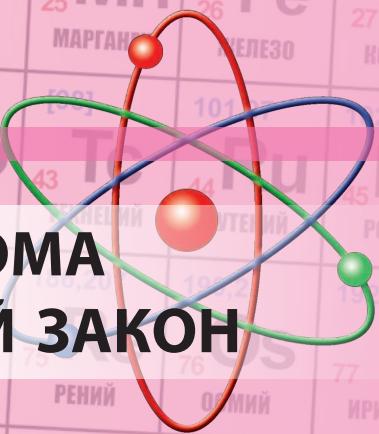
**5.** Газовая смесь состоит из кислорода объёмом (н. у.) 4,48  $\text{dm}^3$  и оксида серы(IV) объёмом (н. у.) 6,72  $\text{dm}^3$ . Рассчитайте массу этой смеси и её относительную плотность по водороду. Какой объём (н. у.) оксида серы(VI) можно получить при взаимодействии указанных веществ?

**6.** При термическом разложении некоторого вещества массой 2,45 г образовался хлорид калия массой 1,49 г и выделился кислород объёмом (н. у.) 672  $\text{cm}^3$ . Определите формулу этого вещества.

**7.** При полном сжигании органического вещества массой 13,8 г образовались оксид углерода(IV) массой 26,4 г и вода массой 16,2 г. Найдите молекулярную формулу вещества, если относительная плотность его паров по водороду равна 23.

КАЛИЙ	20	КАЛЬЦИЙ	21	СКАНДИЙ	22	ТИТАН		Mn	Fe	С
5,468		87,62		88,906		91,224		МАРГАНЕЦ	ЖЕЛЕЗО	СИЛВЕСТРИУМ
Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	ТИТОМЕТИК	101	Родий
УБИДИЙ		СТРОНЦИЙ		ИТТРИЙ		ЦИРКОНИЙ		НИОБИЙ		ИРИДИЙ
2,905		137,327		56		ГАФНИЙ		МОЛИБДЕН		[268]
Cs		Ba				ГАПАДИ		ВОЛЬФРАМ		Ir
ЕЗИЙ		БАРИЙ						РЕНИЙ		
[33]		[226]								
Fr		Ra								

## Глава III



# СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

## § 11. Строение атома

Атом — наименьшая составная часть простых и сложных веществ. Говоря об атомах, мы подчёркивали, что это *химически неделимые* частицы, не исчезающие и не возникающие при химических реакциях.

В течение многих веков атом считался элементарной, т. е. далее неделимой частицей. И только открытия, сделанные физиками в XIX веке, дали весомые доказательства сложности строения атома. К этим открытиям относятся прежде всего: а) изучение электролиза, т. е. процесса разложения веществ электрическим током; б) открытие катодных лучей — потока отрицательно заряженных частиц, которые впоследствии получили название *электроны*; и, наконец, в) обнаружение явления *радиоактивности*, которое представляет собой самопроизвольный распад атомов одних элементов с образованием атомов других элементов.

### Ядерная модель строения атома

В начале XX века на основе исследований многих учёных и прежде всего английского физика Э. Резерфорда была установлена принципиальная модель строения атома, получившая название **ядерная (планетарная)**. Согласно этой модели атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Почти вся масса атома (более 99,96 %) сосредоточена в его ядре. Диаметр ядра приблизительно в 100 000 раз меньше диаметра всего атома (порядка  $10^{-8}$  см).

 Диаметр самого большого атома (атома франция Fr) больше диаметра самого маленько-го (атома гелия He) более чем в 7 раз, а масса самого тяжёлого (атома элемента с атомным номером 118) больше массы самого лёгкого (атома водорода) почти в 300 раз.

## Состав атомных ядер

Согласно современным представлениям ядра атомов состоят из двух видов частиц: **протонов и нейтронов**, имеющих общее название **нуклоны** (от лат. *nucleus* — ядро).

Протоны и нейтроны имеют практически одинаковую массу, равную примерно 1и, т. е. одной атомной единице массы (см. § 4). Протон (его символ **p**) имеет заряд  $1+$ , а нейtron (символ **n**) электронейтрален.

Заряд **электрона** (символическое обозначение  $e^-$ ) равен  $1-$ , а масса в 1836 раз меньше массы протона. Отсюда понятно, что практически вся масса атома сосредоточена в его ядре.

В таблице 4 приведены основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав атома.

Таблица 4. Основные характеристики элементарных частиц, входящих в состав атома

Частица	Символ	Масса покоя		Заряд	
		абсолютная, кг	относительная	электрический, Кл	относительный
протон	p	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,0073 \approx 1$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	$1+$
нейtron	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$1,0087 \approx 1$	0	0
электрон	$e^-$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,0005	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$1-$

Протоны и нейтроны удерживаются в ядре особыми силами, которые так и называются **ядерные силы**. Ядерные силы действуют только на очень малых расстояниях (порядка  $10^{-13}$  см), но их величина в сотни и тысячи раз превышает силу отталкивания одноимённо заряженных протонов. Энергия связи нуклонов в ядрах атомов в миллион раз превышает энергию химической связи. *Поэтому при химических реакциях ядра атомов не разрушаются, а проходит лишь перегруппировка атомов.*

Число протонов ( $Z$ ) в ядре атома носит название *протонное число*. Оно равно **атомному номеру** элемента и определяет его место в периодической системе. В этом заключается **физический смысл атомного номера**. Атомный номер определяет место элемента в периодической системе и поэтому его часто называют **порядковым номером**.

Заряд ядра определяется числом протонов, и поскольку атом в целом электронейтрален, то очевидно, что **число протонов в его ядре равно числу электронов**.

<b>Атомный (порядковый) номер элемента</b>	<b>=</b>	<b>Относительный заряд ядра атома</b>	<b>=</b>	<b>Число протонов в ядре</b>	<b>=</b>	<b>Число электронов в атоме</b>
--	----------	---	----------	--------------------------------------	----------	---

Общее число протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ) называется **массовым (или нуклонным) числом ( $A$ )**:

$$A = Z + N.$$

Массовое число практически определяет массу атома в атомных единицах, так как масса электронов составляет ничтожную часть общей массы атома.

Заряд ядра атома (протонное число) и его массовое число указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента  ${}^A_Z X$ , например:  ${}^{14}_7 N$ ,  ${}^{52}_{24} Cr$ ,  ${}^{235}_{92} U$ .

**! Вид атомов с определёнными значениями атомного номера и массового числа называется нуклидом.**

Для обозначения нуклидов используют названия элементов или их символы, указывая массовые (нуклонные) числа: углерод-12, или  ${}^{12}C$ , кислород-17, или  ${}^{17}O$ , хлор-35, или  ${}^{35}Cl$ .

### Изотопы

Большинство элементов существуют в виде нескольких нуклидов, которые отличаются друг от друга своими массовыми числами. Это объясняется тем, что в их ядрах при одном и том же числе протонов может находиться разное число нейтронов. Так, природный кислород ( $Z = 18$ ), кроме атомов, в ядрах которых находится 8 нейтронов  ${}^{16}O$ , имеет нуклиды с числом нейтронов 9 и 10 —  ${}^{17}O$  и  ${}^{18}O$ . Такие нуклиды являются *изотопами* (от греч. *изос* — равный, *топос* — место), т. е. «занимающими одно место» в таблице периодической системы.

**! Изотопы — нуклиды, имеющие одинаковый атомный номер, но различные массовые числа.**

Другими словами, изотопы — это нуклиды одного и того же элемента. Поэтому термин «изотопы» следует употреблять *только во множественном числе*. Изотопы любого элемента действительно занимают одно место в периодической системе,

так как принадлежат одному и тому же элементу. Следовательно, и химические свойства изотопов данного элемента также будут практически одинаковы.

Теперь мы можем дать более точное определение химического элемента.

**! Химический элемент — это совокупность всех нуклидов, имеющих одинаковый атомный номер (т. е. одинаковый заряд ядра).**

Названия и символы изотопов совпадают с названиями и символами соответствующих элементов. Только изотопы водорода имеют собственные названия и символы: *протий* —  $^1_1\text{H}$ ; *дейтерий* — D, или  $^2_1\text{H}$ ; *тритий* — T, или  $^3_1\text{H}$  (рис. 6).

Так как большинство химических элементов в природе существует в виде смеси нуклидов, то относительная атомная масса данного элемента является *средней величиной массовых чисел нуклидов* с учётом доли каждого из них в природной смеси. Это объясняет тот факт, что относительные атомные массы большинства элементов *не являются целочисленными величинами*.

Например, углерод существует в природе в виде двух нуклидов —  $^{12}\text{C}$  (его доля в природной смеси равна 0,9889) и  $^{13}\text{C}$  (доля которого равна 0,0111). Относительная атомная масса этого элемента составляет:

$$A_r(\text{C}) = 12 \cdot 0,9889 + 13 \cdot 0,0111 = 12,011.$$

### Явление радиоактивности

Все нуклиды делятся на два типа: *стабильные* и *радиоактивные (радионуклиды)*. Стабильные нуклиды могут существовать без изменения состава ядер неограниченно долго. Поэтому большинство природных нуклидов, входящих в состав окружающих нас веществ, стабильны.

Устойчивому состоянию ядер атомов соответствуют определённые соотношения чисел протонов и нейтронов: для лёгких элементов (с атомными номерами от 1 до 20) —  $Z/N \approx 1$ , для тяжёлых — около 0,6. При нарушении протонно-нейтронного соотношения ядро (а вместе с ним и атом) становится *радиоактивным*.

**! Радиоактивностью называется самопроизвольное превращение неустойчивых атомных ядер в другие ядра, сопровождающееся испусканием различных частиц.**

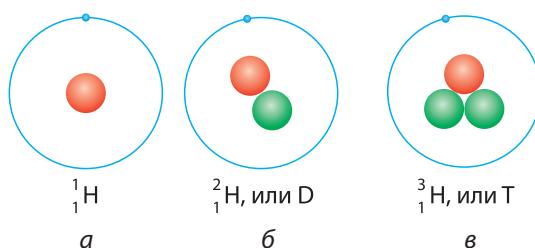


Рис. 6. Изотопы водорода:  
a — протий; б — дейтерий; в — тритий

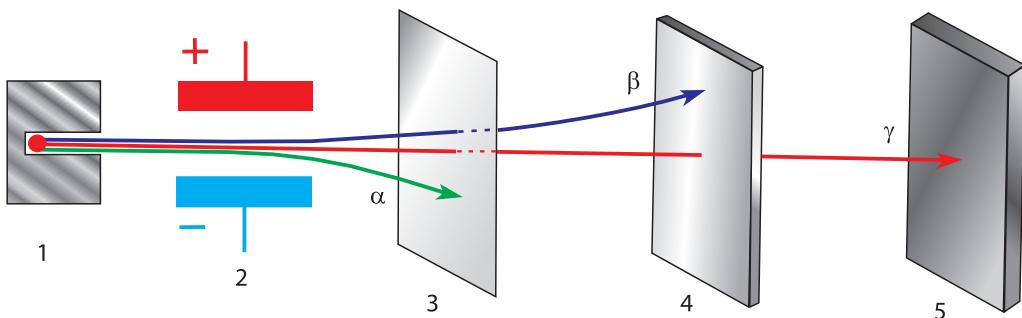
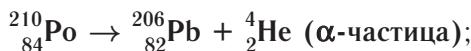


Рис. 7. Основные типы радиоактивных излучений:

1 — источник радиоактивного излучения; 2 — пластины заряженного конденсатора; 3 — лист бумаги; 4 — лист алюминия; 5 — свинцовый блок

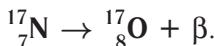
Основными типами радиоактивных превращений являются (рис. 7):

1)  $\alpha$ -распад:

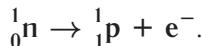


$\alpha$ -частицы представляют собой ядра атомов нуклида  $^4_2\text{He}$  с положительным зарядом  $2+$ ;

2)  $\beta$ -распад:



В данном случае  $\beta$ -частица является фактически электроном, образующимся в ядре атома в результате превращения нейтрона в протон:



Радиоактивный распад часто сопровождается испусканием  $\gamma$ -лучей — потока квантов жёсткого электромагнитного излучения, не имеющих заряда (см. рис. 7).

Устойчивость радионуклида характеризуется *периодом полураспада*  $T_{1/2}$  — временем, за которое число ядер уменьшается в результате распада *вдвое*. Для разных радионуклидов оно колеблется от долей секунды до миллиардов лет. Так, для  $^{28}\text{Al}$  период полураспада равен 2,2 минуты, для  $^{131}\text{I}$  — 8 суток, для  $^{137}\text{Cs}$  — 30,17 года, а для  $^{238}\text{U}$  — почти 4,5 млрд лет.

После открытия явления радиоактивности стало возможным искусственное превращение одних химических элементов в другие, синтез ядер элементов, которые не существуют на Земле. Так были получены элементы, находящиеся в периодической системе после урана U. Конечно, такие процессы, хотя и называются *ядерными реакциями*, не являются химическими реакциями, при которых атомы не исчезают и не возникают вновь.

Изучение радиоактивности привело к созданию ядерной энергетики и, к сожалению, ядерного оружия. Явление радиоактивности широко применяется в науке, медицине, промышленности и сельском хозяйстве. Вместе с тем перед человечеством возникли проблемы, связанные с вредным воздействием радиации на живые организмы. Поэтому использование ядерных процессов и радиоактивных веществ должно осуществляться в строго контролируемых условиях, с соблюдением строжайших мер безопасности.

**Атом является электронейтральной микросистемой, состоящей из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.**

**Атомный номер химического элемента равен относительному заряду ядра его атома, числу протонов в ядре и числу электронов в атоме.**

**Вид атомов с определёнными значениями атомного номера и массового числа называется нуклидом.**

**Радиоактивность — самопроизвольное превращение неустойчивых атомных ядер в другие ядра, сопровождающееся испусканием различных частиц.**

### Вопросы и задания

1. Какие физические явления явились доказательством сложности строения атома? Дайте объяснение каждого из них.
2. Дайте определение понятиям «протонное число», «массовое число».
3. Природная медь представляет собой смесь нуклидов  $^{63}\text{Cu}$  и  $^{65}\text{Cu}$ . Доля первого в природной смеси равна 73 %, второго — 27 %. Вычислите относительную атомную массу меди.
4. Чему равен заряд ядра, число нейtronов и число электронов в атоме каждого из нуклидов:  $^{35}\text{Cl}$ ,  $^{40}\text{K}$ ,  $^{56}\text{Fe}$ ,  $^{208}\text{Pb}$ ?
5. Объясните причину и суть радиоактивности. Чем отличается радионуклид от стабильного нуклида того же элемента?
6. Определите число атомов углерода в  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  химическим количеством 0,2 моль.

## § 12. Состояние электрона в атоме

Химические свойства атомов проявляются только при химических реакциях. Так как состав ядер атомов при этом не меняется, то очевидно, что все изменения, происходящие с данным атомом в процессе химического превращения, являются результатом изменения его электронного состояния.

Большинство свойств атома определяется его электронным строением. Как оно влияет на конкретные свойства атома, на свойства веществ, в составе которых атом находится, можно понять, только правильно представляя *состояние электрона* в атоме.

### Электронное облако

Основой современной теории строения атома являются законы и положения *квантовой волновой механики* — раздела физики, изучающего движение микрообъектов (электронов, протонов, нейтронов и других частиц).

Согласно квантово-механическим представлениям движущемуся электрону присуща *двойственная природа*. Он является *частицей* (имеет определённую массу, заряд), но его движение вблизи ядра имеет *волновой характер* (отсутствует определённая траектория движения, точное местоположение в пространстве и др.). Следовательно, микрообъекты, в том числе и электрон, обладают одновременно **корпускулярными и волновыми** свойствами.

Поскольку у движущегося электрона в атоме отсутствует траектория, то для описания такого движения используется **вероятностный** подход. Математически определяется не точное положение электрона в атоме, а *вероятность* его нахождения в той или иной области окolloядерного пространства.

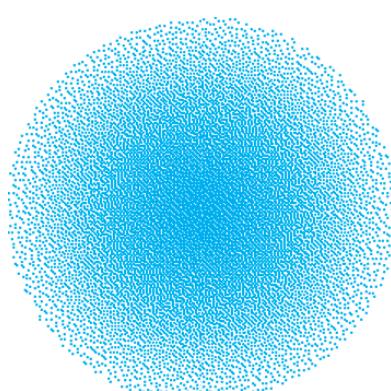


Рис. 8. Схема электронного облака атома водорода

Состояние (в квантовой механике синоним слова *движение*) электрона в атоме описывается с помощью квантово-механической модели — **электронного облака** (рис. 8). Электрон движется возле ядра с огромной скоростью, при которой его отрицательный заряд как бы «размазывается» в пространстве. Получается, что ядро окружено трёхмерным электронным облаком. Плотность такого электронного облака оказывается различной в разных местах. В тех местах, где чаще находится электрон, образуется зона большей **электронной плотности**.

### Атомная орбиталь

Поскольку существует вероятность нахождения электрона даже на относительно большом расстоянии от ядра, электронное облако не имеет определённых границ. Поэтому обычно его ограничивают условной поверхностью, которая охватывает примерно 90 % электронного облака. Такую область окolloядерного пространства называют *атомной электронной орбиталью* или просто *орбиталью*.

**!** Орбиталь — область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона.

Орбитали, в зависимости от энергии электронов, имеют различные *формы и размеры*. Так, орбиталь единственного электрона атома водорода имеет сферическую (шарообразную) форму. Такие орбитали, имеющие шарообразную форму, обозначаются буквой *s*, а электроны, которые занимают эти орбитали, называются *s-электронами* (рис. 9).

Чем выше энергия электрона в атоме, тем слабее он притягивается к ядру, тем больше по размеру его орбиталь (электронное облако). Электронная плотность с увеличением размера орбитали *уменьшается*.

Орбитали в многоэлектронных атомах могут иметь и другие формы, например форму гантели («объёмной восьмёрки») (рис. 10). Такие орбитали обозначают буквой *p*, а электроны, которым они соответствуют, называют *p-электронами*.

Три *p*-орбитали располагаются (ориентируются) в околоядерном пространстве взаимно перпендикулярно вдоль каждой из трёх осей системы координат (рис. 11).

Более сложную форму имеют орбитали *d*-типа и *f*-типа.

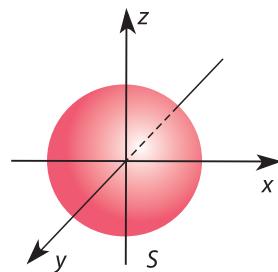


Рис. 9. Схема *s*-электронной орбитали

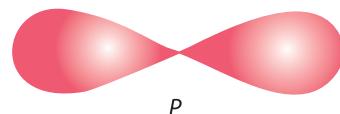


Рис. 10. Схема *p*-электронной орбитали

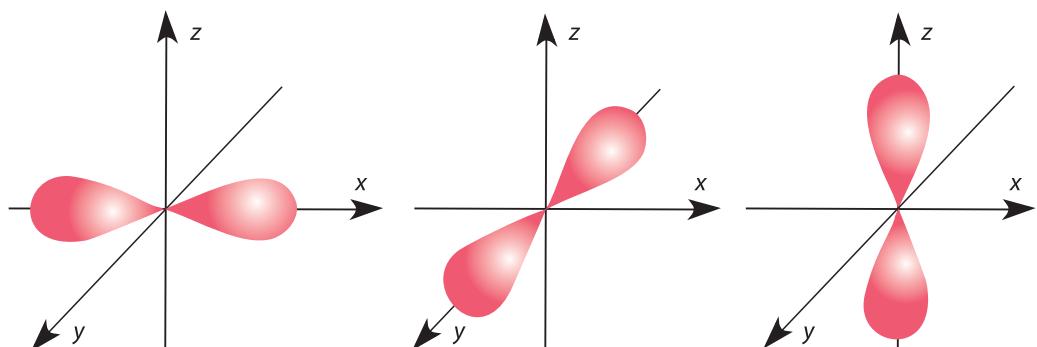


Рис. 11. Взаимное расположение *p*-орбиталей в многоэлектронном атоме

Графически орбиталь изображают в виде клеточки (квантовой ячейки), а электрон — в виде стрелки. Так, орбиталь атома водорода с его единственным электроном можно изобразить следующим образом:



Кроме движения вокруг ядра, каждый электрон характеризуется собственным моментом движения, который называется *спином*. Упрощённо спин (от англ. *spin* — вращение) можно представить как вращение электрона вокруг собственной оси. Спиновое вращение электрона возможно только по часовой или против часовой стрелки. **На одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположные (антипараллельные) спины.** В этом случае два электрона называются **спаренными**:



Такое их состояние в атоме *энергетически выгодно*, в отличие от состояния с одинаковыми спинами:



Если на орбитали находится один электрон, то он является **неспаренным**.

### Энергетические уровни

Электроны в атоме различаются своей энергией. Чем выше энергия электрона в атоме, тем дальше он находится от ядра, следовательно, тем больше размер электронного облака (орбитали). И наоборот, электроны, обладающие относительно небольшой энергией, находятся большую часть времени вблизи ядра, заслоняя (экранируя) его от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и находятся на большем удалении от него. Так образуются как бы *оболочки* из электронов с близкими значениями энергии. Можно сказать, что электроны с близкими значениями энергии составляют в атоме единый *электронный слой*, или *энергетический уровень*.

**! Энергетический уровень (электронный слой, электронная оболочка) — это совокупность электронов с близкими значениями энергий.**

*Число энергетических уровней в атоме, на которых находятся электроны, равно номеру периода, в котором располагается химический элемент в периодической системе.* Каждый энергетический уровень обозначается своим номером:  $n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$ . Чем больше номер уровня, тем выше

энергия электронов, которые находятся на этом уровне, и тем слабее они притягиваются к ядру. При  $n = \infty$  электрон обладает таким запасом энергии, который позволяет ему покинуть атом, при этом атом превращается в положительно заряженный ион.

Число орбиталей  $N_{\text{орб}}$  на данном энергетическом уровне равно:  $N_{\text{орб}} = n^2$ . Так как на каждой орбитали не может быть больше двух электронов, то максимальное число электронов  $N_{\text{эл}}$  на энергетическом уровне равно удвоенному квадрату номера уровня:

$$N_{\text{эл}} = 2n^2.$$

На рисунке 12 приведена схема энергетических уровней и их электронной ёмкости.

### Энергетические подуровни

Электроны одного и того же энергетического уровня могут немного различаться значениями энергии. Они образуют в пределах данного уровня **энергетические подуровни**. Следовательно, **энергетический уровень представляет собой совокупность энергетических подуровней, несколько различающихся по энергиям**. Они обозначаются буквами  $s, p, d, f \dots$ . Число подуровней, из которых состоит данный энергетический уровень, равно его номеру.

Первый энергетический уровень ( $n = 1$ ) состоит из одного подуровня ( $s$ ), второй ( $n = 2$ ) — из двух

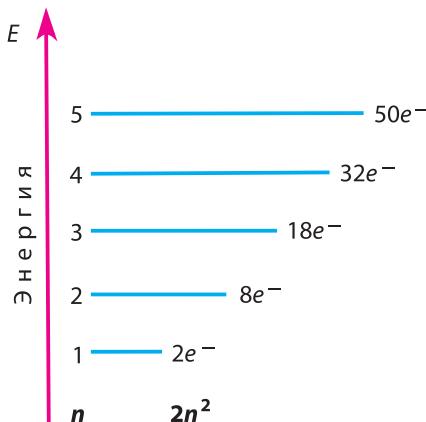


Рис. 12. Схема энергетических уровней

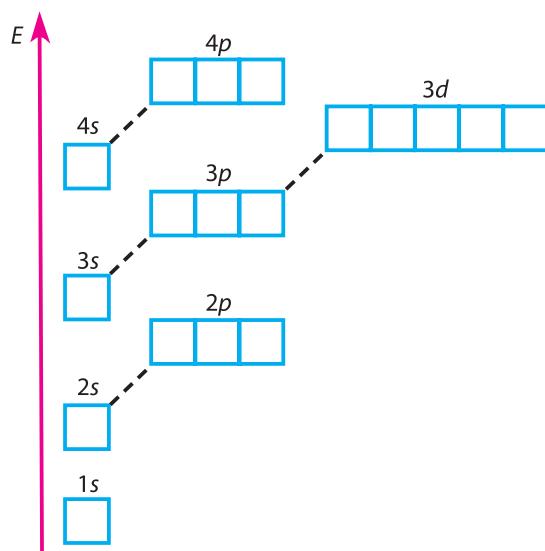


Рис. 13. Схема энергетических подуровней и орбиталей в атомах

( $s$ ,  $p$ ), третий ( $n = 3$ ) — из трёх ( $s$ ,  $p$ ,  $d$ ) и т. д. Каждый подуровень, в свою очередь, состоит из определённого числа атомных орбиталей. Так,  $s$ -подуровень состоит из одной орбитали,  $p$ -подуровень — из трёх,  $d$ -подуровень — из пяти орбиталей (рис. 13).

Из приведённой схемы видно, что  $s$ -подуровень каждого энергетического уровня обладает наименьшим запасом энергии:

$$E_s < E_p < E_d < \dots .$$

Для того чтобы различать энергетические подуровни и орбитали разных энергетических уровней, их обозначают двумя знаками:  $1s$ ,  $2p$ ,  $3s$ ,  $3d$ . Цифра соответствует номеру энергетического уровня, а буква — типу энергетического подуровня.

Обобщим сведения об электронном состоянии атомов элементов первых четырёх периодов в виде таблицы 5.

Таблица 5. Электронное состояние атомов элементов 1, 2, 3, 4-го периодов

Энергетический уровень $n$	Число подуровней	Тип подуровня	Число орбиталей, $N(\text{орб.})$		Максимальное число электронов, $N(\text{эл.})$	
			на подуровне	на уровне	на подуровне	на уровне
1	1	$1s$	1	1	2	2
2	2	$2s$	1	4	2	8
		$2p$	3		6	
3	3	$3s$	1	9	2	18
		$3p$	3		6	
		$3d$	5		10	
4	4	$4s$	1	16	2	32
		$4p$	3		6	
		$4d$	5		10	
		$4f$	7		14	

**Движущемуся электрону в атоме присуща двойственная природа: он является частицей, имеющей волновой характер движения.**

**Электронное облако — это квантово-механическая модель движения электрона вокруг ядра.**

**Атомная орбиталь — область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона.**

**На одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположные (антитаралльные) спины.**

**Совокупность электронов с близкими значениями энергий называется энергетическим уровнем (или, что то же самое, электронным слоем, электронной оболочкой).**

### Вопросы и задания

1. Дайте определение понятий: «электронное облако», «атомная орбиталь», «электронный слой», «энергетический уровень и энергетический подуровень».
2. Чем определяется число энергетических уровней в атоме? Чему равно число подуровней на энергетическом уровне?
3. Из какого числа орбиталей состоят  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -подуровни? Чему равно максимальное число электронов на каждом из этих подуровней? Укажите максимальную электронную ёмкость первых четырёх энергетических уровней.
4. На какой орбитали —  $2s$  или  $3s$  — электрон имеет большую энергию? Где он прочнее связан с ядром? Почему?
5. Укажите число атомных орбиталей в атомах кислорода и аргона.
6. Определите суммарное число протонов, нейтронов и электронов в  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  химическим количеством 0,05 моль.
7. Сколько электронов максимально может находиться на одной орбитали? Чем они различаются? Укажите максимальное число электронов, находящихся на  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -орбиталях.

## § 13. Электронные конфигурации атомов

Общее число электронов в атоме определяется зарядом его ядра, т. е. протонным числом. Оно равно атомному номеру элемента. Электроны в зависимости от их энергии распределяются в атоме по энергетическим уровням и подуровням, каждый из которых состоит из определённого числа орбиталей.

Распределение электронов выражается с помощью **электронных конфигураций** атома. Например, у водорода, элемента с атомным номером 1, электронная конфигурация —  $1s^1$ . В этой формуле цифрой слева записывается номер энергетического уровня, затем следует буква, обозначающая подуровень, и, наконец, цифра справа указывает число электронов на этом подуровне.

Схематически электронное строение атома изображается с помощью **электронно-графической схемы**, в которой орбитали представляются в виде

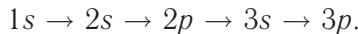
клеточек, а электроны — в виде стрелок. Электронно-графическая схема атома водорода изображается так:



При составлении формул электронных конфигураций атомов необходимо соблюдать следующие правила.

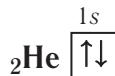
**Правило 1.** Распределение электронов в атоме, находящемся в основном (наиболее устойчивом) состоянии, определяется **принципом минимума энергии**: основному состоянию атома соответствуют наиболее низкие из возможных энергетические уровни и подуровни.

Поэтому орбитали в атомах элементов первых трёх периодов заполняются электронами в порядке увеличения их энергии:



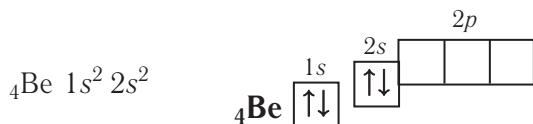
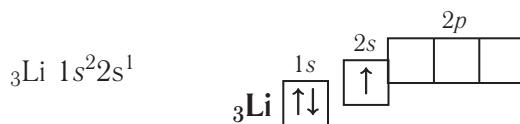
**Правило 2.** На каждой орбитали максимально может находиться не более двух электронов, причём с противоположными спинами.

Таким образом, у следующего за водородом гелия  $_2\text{He}$  электронная конфигурация —  $_2\text{He } 1s^2$ , а электронно-графическая схема:

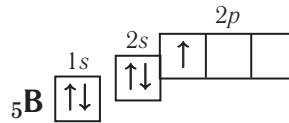


Поскольку на первом электронном слое могут находиться только два электрона, то этот слой в атоме гелия является **завершённым** и, следовательно, очень устойчивым.

У атомов элементов второго периода заполняется второй энергетический уровень, на котором может находиться не более 8 электронов. Сначала электроны заполняют  $2s$ -орбиталь (у атомов лития и бериллия):



Поскольку  $2s$ -орбиталь заполнена, то пятый электрон у атома бора в занимает одну из трёх  $2p$ -орбиталей. Электронная конфигурация атома бора —  ${}_{\text{5B}} \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^1$ , а электронно-графическая схема:



Обратите внимание, что подуровень  $2p$  изображён вплотную к подуровню  $2s$ , но несколько выше. Так подчёркивается его принадлежность к одному и тому же уровню (второму) и одновременно больший запас энергии.

**Правило 3.** Оно устанавливает порядок заполнения орбиталей одного подуровня. Электроны сначала заполняют все пустые орбитали одного подуровня по одному, а если число электронов больше, чем число орбиталей, то по два.

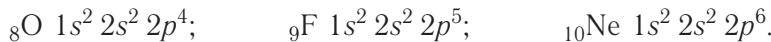
Следовательно, электронные конфигурации атомов углерода и азота:



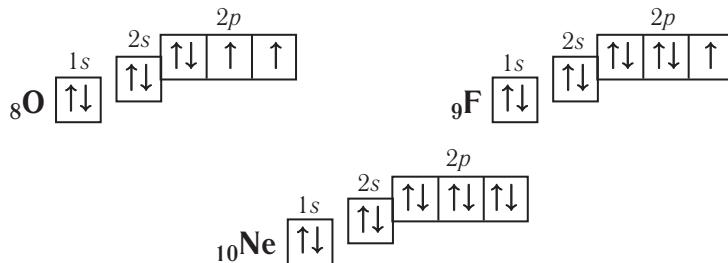
а их электронно-графические схемы:



У атомов кислорода, фтора и неона число электронов увеличивается, и они вынуждены размещаться на  $p$ -орбиталях второго энергетического уровня по два:



Электронно-графические схемы атомов этих элементов:

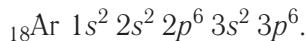


Электронная конфигурация внешнего слоя  $2s^2 \ 2p^6$  соответствует его *полному заполнению* и поэтому является весьма устойчивой.

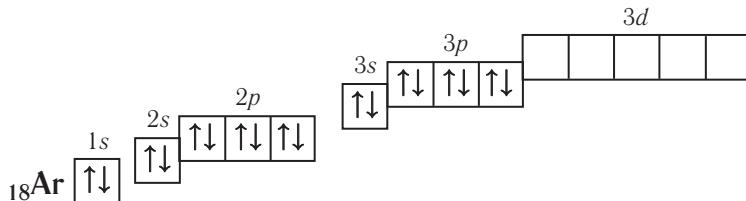
В атомах элементов третьего периода начинает формироваться третий электронный слой. Сначала заполняется электронами *s*-подуровень у на-трия и магния:



а затем *p*-подуровень у алюминия, кремния, хлора и аргона:



Электронно-графическая схема атома аргона:



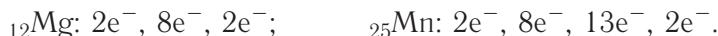
В атоме аргона на *внешнем* электронном слое находится 8 электронов. Следовательно, он завершён, так как **в атоме любого элемента на внешнем энергетическом уровне максимально может находиться не более 8 электронов**.

Застраивание *третьего электронного слоя* этим не исчерпывается. В соответствии с формулой  $N_{\text{эл}} = 2n^2$  максимально на нём может находиться 18 электронов: 8 на *s*- и *p*-подуровнях и 10 — на *d*-подуровне. Этот подуровень будет формироваться у элементов четвёртого периода. Но сначала у первых двух элементов четвёртого периода — калия и кальция — появляется *четвёртый электронный слой*, который открывается *s*-подуровнем (энергия подуровня 4s несколько меньше, чем подуровня 3d, см. рис. 13):



Только после этого начнёт заполняться электронами *d*-подуровень третьего, теперь уже *предвнешнего*, энергетического уровня.

Кроме электронных конфигураций и электронно-графических схем иногда используют и **электронные схемы атомов**, в которых указывают только число электронов на каждом энергетическом уровне (электронном слое):



С такими схемами вы познакомились ещё в 8-м классе.

**Электронное строение атома определяется зарядом его ядра, который равен атомному номеру элемента в периодической системе.**

**Распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталиям отображают с помощью электронных конфигураций и электронно-графических схем, а также электронных схем атомов.**

**На внешнем электронном слое в атоме любого элемента может находиться не более 8 электронов.**

### Вопросы и задания

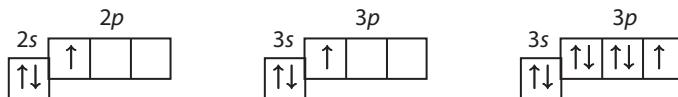
**1.** Сколько подуровней может быть в каждом из энергетических уровней с  $n = 1, 2, 3, 4$ ? Как обозначаются эти подуровни? Сколько электронов максимально может находиться на каждом подуровне и уровне?

**2.** В каком порядке орбитали заполняются электронами? Чем определяется этот порядок?

**3.** Составьте электронные схемы, а затем электронные конфигурации и электронно-графические схемы атомов: B, F, Al, Si, Cl.

**4.** Сколько электронов находится на внешнем электронном слое атомов лития, углерода, магния, серы, аргона? Сколько из них спаренных и неспаренных?

**5.** Атомам каких элементов соответствуют указанные схемы распределения электронов на внешнем энергетическом уровне?



**6.** Запишите полные электронные конфигурации, а затем изобразите электронно-графические схемы следующих атомов и ионов: Ga, Fe, Ca<sup>2+</sup>, Cu<sup>+</sup>, Br<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>.

**7.** Рассчитайте содержание кальция, кислорода, углерода и водорода (в граммах, молях и массовых долях) в Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> массой 32,4 г.

## § 14. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Вот уже четвёртый год вы изучаете химию и всё это время пользуетесь таблицей химических элементов, которая представляет собой графическое изображение **периодической системы элементов**. Периодическая система, в свою очередь, является выражением **периодического закона**, открытого русским химиком

Д. И. Менделеевым в 1869 году. С тех пор периодический закон — основа современной химии. Физический смысл периодического закона стал понятен только после создания теории строения атома. Но сама эта теория развивалась и развивается на основе периодического закона и периодической системы.

Согласно этой теории главной характеристикой атома является положительный заряд ядра. Заряд ядра определяет число электронов в атоме, его электронное строение и, следовательно, все свойства атомов данного элемента и его положение в периодической системе. Поэтому современная формулировка периодического закона такова:

**! Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ, находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.**

### *Структура периодической системы*

Со структурой периодической системы в общих чертах вы уже знакомы. Все химические элементы в ней располагаются в порядке возрастания атомного номера, который поэтому имеет ещё одно название — порядковый номер. Численная величина атомного номера равна положительному заряду ядра атома соответствующего элемента.

В таблице семь горизонтальных рядов элементов, которые называются **периодами**, а также восемнадцать вертикальных столбцов — **групп**. Таким образом, каждый химический элемент имеет свой **атомный** (порядковый) **номер**, находится в **определенном периоде и определённой группе**.

Известно около 700 форм графического изображения периодической системы. Но принципиальный подход к построению таблиц единый — элементы располагаются в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. По мере увеличения атомного номера происходит постепенная застройка электронной структуры атомов элементов в соответствии с принципами заполнения. Таким образом, структура периодической системы связана с электронной структурой элементов.

В зависимости от того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, различают четыре типа (*семейства*) элементов:

1) *s-элементы* — последним заполняется *s*-подуровень внешнего энергетического уровня;

2) *p-элементы* — последним заполняется *p*-подуровень внешнего энергетического уровня;

3) *d-элементы* — последним заполняется *d*-подуровень предвнешнего энергетического уровня;

4) *f*-элементы — последним заполняется *f*-подуровень третьего снаружи уровня.

### Периоды

! Периодом в периодической системе называется последовательный ряд элементов, в атомах которых электронная конфигурация внешнего энергетического уровня изменяется от  $ns^1$  до  $ns^2np^6$  (для первого периода  $1s^1$  и  $1s^2$ ) (табл. 6).

Таблица 6. Последовательность заполнения энергетических подуровней у элементов различных периодов

Номер периода	Заполняемые энергетические подуровни	Максимальное число электронов
1	$1s$	2
2	$2s2p$	8
3	$3s3p$	8
4	$4s3d4p$	18
5	$5s4d5p$	18
6	$6s4f5d6p$	32
7	$7s5f6d7p$	32

При этом номер периода совпадает с номером *n* внешнего энергетического уровня.

Другими словами, *номер периода указывает на число энергетических уровней, на которых находятся электроны в атомах данного элемента*. В этом заключается **физический смысл номера периода**.

Каждый из периодов (исключая первый) начинается типичным металлом (металлом щелочной группы) и заканчивается благородным газом, которому предшествует неметалл, т. е. в периоде с увеличением заряда ядра атомов наблюдается постепенное изменение свойств от металлических к типично неметаллическим, что связывается с увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне.

Первые три периода содержат только *s*- и *p*-элементы. Четвёртый, пятый и последующие периоды включают в свой состав также элементы, у атомов которых происходит заполнение *d*-подуровня предвнешнего энергетического уровня. У элементов шестого и седьмого периодов, помимо *s*-, *p*- и *d*-подуровней заполняются и *f*-подуровни третьего снаружи электронного слоя. *f*-Элементы

объединяются в семейства, называемые *лантанидами* ( $4f$ -элементы) и *актинидами* ( $5f$ -элементы), которые вынесены за пределы таблицы (см. форзац 1).

### Группы

В вертикальных колонках, называемых группами, объединены элементы, атомы которых имеют сходное электронное строение. Всего в таблице 18 групп, пронумерованных арабскими цифрами. Кроме того, группы имеют традиционную нумерацию римскими цифрами от I до VIII с добавлением букв A или B. У атомов элементов групп A последними заполняются  $s$ - и  $p$ -подуровни внешних энергетических уровней (табл. 7). Элементы, у которых последними заполняются  $d$ -подуровни второго снаружи или  $f$ -подуровни третьего снаружи энергетического уровня, составляют группы B.

Таблица 7. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня у атомов элементов групп А (1–4-й периоды)

Группа									
	I A	II A		III A	IV A	V A	VIA	VIIA	VIIIA
1-й период	$1s^1$								$1s^2$
2-й период	$2s^1$	$2s^2$		$2s^22p^1$	$2s^22p^2$	$2s^22p^3$	$2s^22p^4$	$2s^22p^5$	$2s^22p^6$
3-й период	$3s^1$	$3s^2$		$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$
4-й период	$4s^1$	$4s^2$	<i>d-элементы</i>	$4s^24p^1$	$4s^24p^2$	$4s^24p^3$	$4s^24p^4$	$4s^24p^5$	$4s^24p^6$
Общая электронная конфигурация	$ns^1$	$ns^2$		$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$

Атомы элементов групп А и В различаются своими химическими свойствами, однако им присущее и общее, что объединяет их в группы с одинаковыми римскими номерами (I, II и т. д.).

*Номер группы (римскими цифрами), как правило, указывает число электронов в атоме, которые могут участвовать в образовании химических связей.* В этом состоит **физический смысл номера группы**.

Электроны, которые принимают участие в образовании химических связей, называются **валентными**. У элементов групп А валентными являются электроны **внешнего энергетического уровня**, а у элементов групп В — ещё и электроны **предпоследних уровней**. Это основное различие между элементами групп А и В.

Сейчас мы можем дать более точное определение понятия *группа*.

! **Группа — вертикальный столбец элементов с одинаковым числом валентных электронов в атомах.**

Таким образом, строгая периодичность расположения химических элементов в периодической системе полностью объясняется последовательным характером заполнения энергетических уровней и подуровней их атомов.

**Главной характеристикой атома является положительный заряд ядра, который численно равен атомному номеру элемента.**

**Каждый химический элемент имеет свой атомный (порядковый) номер, находится в определённом периоде и определённой группе.**

**Горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных номеров, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся благородным газом, называется периодом.**

**Вертикальный столбец элементов, атомы которых имеют одинаковое строение внешних электронных слоев, называется группой.**

### Вопросы и задания

1. В чём причина периодичности изменения свойств атомов химических элементов?
2. Чем отличаются по электронному строению элементы групп А и В?
3. Дайте определение понятия «группа». На основе каких признаков элементы объединяют в одну группу? Как называются такие элементы?
4. Какие элементы называются *s*-элементами, а какие *p*-элементами? Какое число *s*- и *p*-элементов в каждом периоде? Сколько всего таких элементов в периодической системе?
5. Составьте электронные схемы атомов: а) Li и K; б) Cl и I. Нарисуйте их полные электронно-графические схемы и запишите сокращённые электронные формулы.
6. Назовите химические элементы и определите их положение в периодической системе (период, группа) по электронным конфигурациям:
  - а)  $1s^2$   $2s^2$ ; б)  $1s^2$   $2s^2$   $2p^6$ ; в)  $1s^2$   $2s^2$   $2p^6$   $3s^2$   $3p^6$   $4s^2$ .
7. Назовите химические элементы по электронным конфигурациям внешнего слоя их атомов: а)  $3s^2$   $3p^6$ ; б)  $2s^2$   $2p^5$ . Приведите их полные электронные конфигурации и нарисуйте электронно-графические схемы.

## § 15. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений

Поскольку электронная конфигурация атомов химических элементов изменяется периодически с ростом заряда их ядер, все их свойства, определяемые электронным строением, закономерно изменяются по периодам и группам периодической системы. К таким свойствам относятся прежде всего различные характеристики атомов: атомные и ионные радиусы, электроотрицательность, степень окисления и др. Периодически изменяются также многие химические и физические свойства простых и сложных веществ, образованных элементами-аналогами.

### Атомные и ионные радиусы

С точки зрения квантовой механики атом не имеет строго определённых границ, так как орбитали, на которых расположены его электроны, также не имеют точных размеров. О размерах атомов и ионов судят по экспериментальным данным о расстояниях между соседними атомами в молекулах или кристаллах. Условно форму атома или иона считают шарообразной, поэтому количественной характеристикой их размера служит **радиус**.

Различают **атомные радиусы** и **ионные радиусы**. При этом радиусы положительных ионов (*катионов*) всегда меньше радиусов атомов соответствующих элементов, так как они образованы в результате отдачи электронов. Радиусы отрицательных ионов (*анионов*) больше радиусов атомов, поскольку они образовались путём присоединения дополнительных электронов. Например, радиус атома натрия  $\text{Na}$  — 189 пм, а иона натрия  $\text{Na}^+$  — 99 пм, радиус атома хлора  $\text{Cl}$  — 99 пм, а его иона  $\text{Cl}^-$  — 181 пм (1 пм (пикометр) =  $10^{-12}$  м).

Как изменяются радиусы атомов в группе и в периоде с ростом атомного номера элементов? У элементов, находящихся в одной группе, при переходе сверху вниз от одного элемента к другому увеличивается число электронных слоёв и, следовательно, *увеличивается радиус как атомов, так и ионов*. Например, в группе щелочных металлов радиусы атомов:  $\text{Li}$  — 155 пм,  $\text{Na}$  — 189 пм,  $\text{K}$  — 236 пм, а ионов:  $\text{Li}^+$  — 68 пм,  $\text{Na}^+$  — 99 пм,  $\text{K}^+$  — 138 пм.

В периодах периодической системы по мере увеличения заряда ядра атомов увеличивается притяжение к нему электронов, находящихся на одном и том же электронном слое, что приводит к уменьшению радиуса атомов. Например, у элементов третьего периода *атомные радиусы уменьшаются от натрия до хлора* — от 189 пм до 99 пм.

## Электроотрицательность

Проявление металлических или неметаллических свойств у атомов данного элемента связано прежде всего с их способностью терять или приобретать электроны. Отдача или присоединение электронов атомами обычно происходит в процессе их химического взаимодействия. Характеристикой атома, учитывающей его способность смещать к себе валентные электроны, является **электроотрицательность**. Она обозначается буквой греческого алфавита  $\chi$  (хи).

**!** Электроотрицательность атома — **условная величина, характеризующая его способность в химических соединениях смещать к себе электроны от других атомов.**

Для практической оценки этой способности атомов введена условная *относительная* шкала электроотрицательностей. По этой шкале наиболее электроотрицательным среди элементов, способных образовывать химические соединения, является фтор F ( $\chi = 4,1$ ), а наименее электроотрицательным — франций Fr ( $\chi = 0,86$ ).

У элементов групп А в *периодах* с ростом атомного номера элементов **электроотрицательность возрастает**, а в *группах*, как правило, **убывает**.

По величине электроотрицательности можно определить принадлежность элемента к металлам или неметаллам. Все неметаллы обычно имеют значение электроотрицательности больше двух. Они располагаются в правой верхней части периодической таблицы. У металлов значение электроотрицательности меньше двух. Несколько элементов (B, Si, Ge, As, Te) со значением электроотрицательности, близким к 2, располагаются вдоль диагонали от бора B к астату At. Атомы этих элементов проявляют промежуточные свойства, поэтому их часто называют **полуметаллами** (рис. 14).

Полуметаллы					
B	C	N	O	F	Ne
Al	Si	P	S	Cl	Ar
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

↑  
Металлы

← Неметаллы

Рис. 14. Блок *p*-элементов в периодической системе

## Периодичность изменения свойств соединений

Периодический характер изменения строения, физических и химических свойств присущ также простым и сложным веществам. Рассмотрим в качестве

примера закономерности изменения некоторых свойств атомов и соединений элементов 3-го периода (табл. 8).

Таблица 8. Изменение свойств атомов элементов 3-го периода и их соединений

№ группы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Число электронов на внешнем энергетическом уровне	1	2	3	4	5	6	7	8
Высшая степень окисления	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	—
Высший оксид	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>	—
Характер свойств	основный	основный	амфотерный	кислотный	кислотный	кислотный	кислотный	—
Гидроксид	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub> H <sub>3</sub> AlO <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>	—
Характер свойств	щёлочь	нерасторимое основание	амфотерный гидроксид	очень слабая кислота	слабая кислота	сильная кислота	очень сильная кислота	—
Низшая степень окисления	—	—	—	-4	-3	-2	-1	—
Летучие водородные соединения	—	—	—	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl	—

Как следует из таблицы, в периоде при переходе слева направо от одного элемента к другому происходит увеличение высшей степени окисления и понижение (по абсолютной величине) низшей степени окисления. Периоды начинаются щелочными металлами, которые образуют растворимые в воде основные

оксиды и гидроксиды. При переходе от одного элемента к другому наблюдается ослабление основных и усиление кислотных свойств высших оксидов и гидроксидов.

Элементы, расположенные в одной группе, имеют одинаковое строение внешних электронных оболочек атомов и поэтому их атомы проявляют сходные химические свойства.

Такой характер изменения свойств в основном *повторяется* во всех периодах (кроме первого), следовательно, такое изменение свойств называется *периодическим*.

Таким образом, при последовательном *увеличении* зарядов атомных ядер *периодически повторяется* конфигурация внешних электронных оболочек и, как следствие, *периодически повторяются* химические свойства атомов элементов и их соединений. В этом заключается *физический смысл* периодического закона.

**Атомные и ионные радиусы атомов элементов с ростом атомного номера уменьшаются в периодах слева направо и увеличиваются в группах сверху вниз.**

**С увеличением атомного номера в пределах каждого периода электроотрицательность возрастает, а в группе — уменьшается, т. е. металлические свойства атомов элементов в периоде ослабевают, а в группе — усиливаются.**

**Периодическое изменение свойств атомов химических элементов при увеличении положительного заряда ядер объясняется тем, что периодически повторяется строение внешних электронных слоёв атомов.**

## Вопросы и задания

1. Как изменяются радиусы атомов и ионов в группах и периодах периодической системы?
2. У атома какого элемента — хлора или брома — радиус больше? Как объяснить, что радиус атома серы больше, чем атома хлора?
3. Атомы каких элементов: а) лития или натрия; б) магния или фосфора — легче теряют электроны? Почему?
4. Дайте определение электроотрицательности элемента. Что характеризует эта величина? Как она изменяется по группам и периодам периодической системы?
5. В порядке увеличения электроотрицательности элементы расположены в ряду: а) C, I, B, Si; б) As, Se, Cl, F; в) Br, P, H, Sb; г) O, S, Se, Br. Выберите правильный ответ.

**6.** Что такое металличность и неметалличность элементов? Какой из двух элементов обладает более выраженными неметаллическими свойствами: а) С или Si; б) Cl или Br; в) N или P; г) S или Se?

**7.** Напишите формулы водородных соединений элементов группы VIIA. Вычислите, какой объём иодоводорода необходимо взять, чтобы его масса была равна массе хлороводорода объёмом (н. у.)  $11,2 \text{ дм}^3$ .

## **§ 16. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе и строению атома**

Периодический закон и отражающая его периодическая система элементов представляют собой как бы краткое обобщение химии элементов и их соединений. Таблица периодической системы содержит сведения, позволяющие описать строение атомов химических элементов, предсказать состав, строение и свойства образованных ими простых веществ и наиболее характерных соединений: оксидов, соответствующих им гидроксидов, солей, летучих водородных соединений и т. д. Именно поэтому таблица периодической системы является непрерывной составляющей любого учебного и справочного пособия по химии.

В описании любого элемента особую роль играет его **атомный номер Z**, с которым связано положение элемента в периодической системе. Атомный номер даёт возможность знать не только порядковый номер элемента в периодической системе, но и его место в периоде и группе, а также электронное строение его атомов.

Описание любого химического элемента необходимо проводить по определённому **алгоритму**, т. е. соблюдая строгую последовательность действий. В этой последовательности главными этапами являются следующие:

- а) общие сведения об элементе;
- б) определение положения элемента в периодической системе;
- в) характеристика состава атомов элемента;
- г) описание электронного строения атомов;
- д) состав и свойства простого вещества;
- е) состав и свойства кислородных и водородных соединений.

Составим более детальный алгоритм такого описания химического элемента.

### **1. Общие сведения об элементе:**

- а) название химического элемента;
- б) его химический знак;
- в) относительная атомная масса.

**2. Положение химического элемента в периодической системе:**

- а) атомный номер;
- б) номер периода;
- в) номер группы и её тип: А или В.

**3. Состав атома:**

- а) заряд ядра атома;
- б) число протонов, электронов и нейтронов (для определённого нуклида).

**4. Электронное строение атомов элемента:**

- а) электронная схема атома;
- б) электронная конфигурация атома;
- в) электронно-графическая схема атома;
- г) электронная конфигурация внешнего энергетического уровня;
- д) электронный тип элемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-).

**5. Состав и свойства простого вещества:**

- а) металл — неметалл;
- б) формула простого вещества;
- в) агрегатное состояние при обычных условиях.

**6. Степени окисления элемента в высших оксидах и летучих водородных соединениях. Электроотрицательность.**

**7. Формулы оксидов и соответствующих им гидроксидов. Характеристика кислотно-основных свойств этих соединений.**

**8. Формула летучего водородного соединения.**

Охарактеризуем, согласно приведённому алгоритму, два химических элемента — натрий и фосфор.

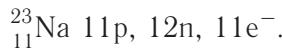
**Натрий**

1. Название химического элемента — *натрий*, химический знак — Na, относительная атомная масса — 23.

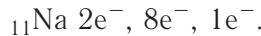
2. Натрий — элемент с атомным номером 11, находится в 3-м периоде, в группе IА.

3. Заряд ядра атома натрия 11+, следовательно, в ядре находится 11 протонов, общее число электронов также 11. В ядре нуклида натрия  $^{23}_{11}\text{Na}$  содержится ещё 12 нейтронов.

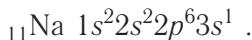
Кратко состав этого атома выражается так:



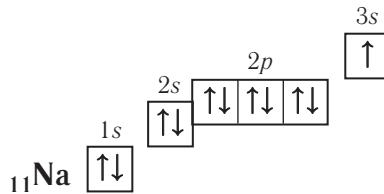
**4. Электронная схема атома натрия:**



Электронная конфигурация:



Электронно-графическая схема:



Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня:  $3s^1$ , следовательно, это  $s$ -элемент.

5. Так как на внешнем энергетическом уровне у натрия находится 1 электрон, то этот элемент относится к группе металлов. Простое вещество при обычных условиях — твёрдый металл. Формула простого вещества — Na.

6. Степень окисления в высшем оксиде +1. Летучих водородных соединений не образует. Электроотрицательность натрия  $\chi(\text{Na}) = 1,01$ .

7. Формула высшего оксида —  $\text{Na}_2\text{O}$ , он имеет основный характер. Гидроксид, соответствующий ему, представляет собой основание  $\text{NaOH}$ , растворимое в воде, т. е. щёлочь.

8. Летучего водородного соединения не образует.

Следующий элемент — фосфор — проанализируем по тому же алгоритму, но более сжато.

### Фосфор

1. Фосфор P,  $A_r(\text{P}) = 31$ .

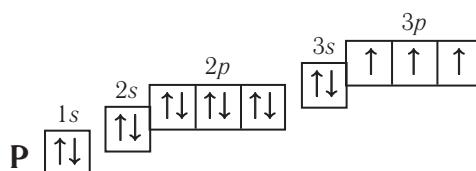
2.  $Z = 15$ . Положение в периодической системе:  $_{15}\text{P}$  — 3-й период, группа VA.

3. Состав атома (нуклида  $^{31}\text{P}$ ):  $_{15}\text{P} = 15\text{p}, 16\text{n}, 15\text{ e}^-$ .

4. Электронная схема:  $_{15}\text{P} \ 2\text{e}^-, 8\text{e}^-, 5\text{e}^-$ .

Электронная конфигурация:  $_{15}\text{P} \ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ .

Электронно-графическая схема:



Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня:  $3s^23p^3$ ,  $p$ -элемент.

5. Фосфор — неметалл. При обычных условиях — твёрдое вещество; молекулярная формула —  $P_4$ .

6. Степени окисления:

а) в высших оксидах — +5;

б) в летучих водородных соединениях — -3.

Электроотрицательность:  $\chi(P) = 2,1$ .

7. Формула высшего оксида —  $P_2O_5$ ; кислотный. Формула высшего гидроксида —  $H_3PO_4$  (фосфорная кислота).

8. Летучее водородное соединение —  $PH_3$ .

**Периодический закон Д. И. Менделеева — один из наиболее общих и фундаментальных законов природы. Он является основой развития не только химии, но и всего естествознания в целом, позволяет раскрывать новые закономерности природы и проникать в их суть.**

**Периодическая система химических элементов представляет собой естественно-научную классификацию элементов по электронному строению их атомов, на основе которой строится изучение химии и решение её практических задач.**

### Вопросы и задания

1. Опишите, согласно приведённому алгоритму, следующие химические элементы: а) бериллий; б) фтор; в) алюминий; г) сера; д) хлор; е) калий.

2. Чему равен атомный номер элемента, если электронная конфигурация внешнего слоя атома: а) ... $2s^2 2p^2$ ; б) ... $3s^2 3p^2$ ; в) ... $3s^2 3p^5$ ? В каком периоде и в какой группе они находятся? Назовите их элементы-аналоги.

3. Напишите формулы высших оксидов и гидроксидов для всех элементов группы IVA. Какими свойствами обладают эти соединения?

4. При взаимодействии с водой оксида магния химическим количеством 3 моль выделяется 111 кДж теплоты, а при взаимодействии с водой оксида кальция химическим количеством 1,5 моль — 87,5 кДж. Какой из этих оксидов обладает более основными свойствами? Как это согласуется с положением магния и кальция в периодической системе?

5. \* При взаимодействии металла группы IIA массой 8 г с водой выделился водород объёмом (н. у.) 4,48 дм<sup>3</sup>. Какой металл был взят?

6. Массовая доля кислорода в оксиде металла равна 0,471. Определите, какой это металл, если степень окисления его атомов в данном оксиде равна +3.

## Глава IV

# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

### § 17. Природа и типы химической связи. Ковалентная связь

При обычных условиях химические элементы существуют в форме различных атомных частиц (атомов или ионов) в составе простых и сложных веществ. Из них только простые вещества благородных газов (элементов группы VIIА) являются одноатомными молекулами, а остальные представляют собой самые разнообразные соединения. Число атомов в таких соединениях колеблется от двух до сотен и тысяч. Взаимодействие, т. е. совокупность сил, которые обеспечивают существование таких агрегатов (молекул, радикалов, кристаллов и др.), получило название *химическая связь*.

**!** Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, кристаллы и т. д.).

Причина образования химической связи — это стремление атомов путём взаимодействия с другими атомами достичь более устойчивого состояния, т. е. состояния с минимально возможным запасом энергии. Следовательно, **основным условием** образования химической связи является *понижение полной энергии*  $E$  многоатомной системы по сравнению с суммарной энергией изолированных атомов. Например, в случае образования вещества АВ из атомов А и В

$$E_{AB} < E_A + E_B.$$

Таким образом, образование химической связи всегда сопровождается **выделением энергии**.

**Природа** сил химической связи — **электростатическая**, т. е. обусловлена взаимодействием положительно заряженных ядер и отрицательно заряженных электронов (рис. 15).

Главную роль при образовании химической связи между атомами играют их **валентные электроны**, т. е. те электроны, которые обычно находятся на внешнем энергетическом уровне и наименее прочно связаны с ядром атома. У атома на внешнем энергетическом уровне может содержаться от одного до восьми электронов. **Завершёнными**, а поэтому и самыми устойчивыми, являются внешние электронные оболочки атомов благородных газов: у гелия там находятся два электрона ( $1s^2$ ), у остальных — по восемь электронов ( $ns^2np^6$ , где  $n$  — номер периода).

У атомов остальных элементов внешние энергетические уровни являются **незавершёнными**, поэтому в процессе химического взаимодействия атомы стремятся их завершить, т. е. приобрести электронное строение атома ближайшего благородного газа. Это соответствует нахождению **двух электронов** на внешнем уровне у атома водорода, который находится в одном периоде с гелием, и **восьми электронов (октет)** — у всех остальных атомов. Достичь такого электронного состояния атомы могут только за счёт **обобществления электронов**, т. е. их совместного использования атомами, соединяющимися между собой. При этом образуются **общие электронные пары**, которые связывают атомы друг с другом и между ними возникает химическая связь.

В зависимости от способа обобществления электронов различают три основных типа химической связи: **ковалентную, ионную и металлическую**.

### Ковалентная связь

Ковалентная связь возникает обычно между двумя атомами неметаллов с одинаковыми или близкими значениями электроотрицательности. Рассмотрим образование ковалентной связи на примере простейшей молекулы — молекулы водорода  $H_2$ . У атома водорода всего один электрон, находящийся на внешнем (первом) энергетическом уровне, до завершения которого не хватает одного электрона.

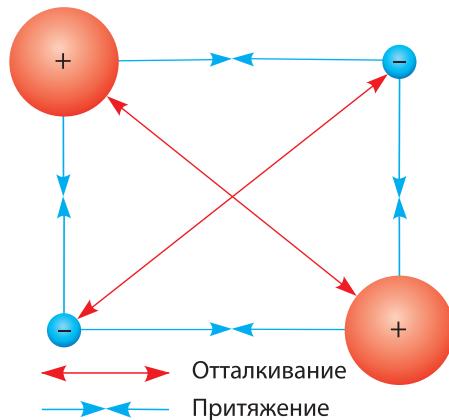


Рис. 15. Схема электростатических взаимодействий в системе из двух ядер и двух электронов

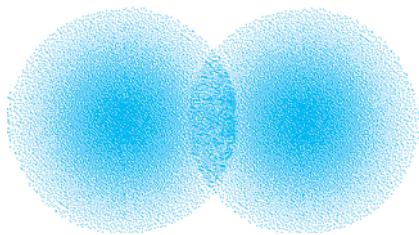


Рис. 16. Схема образования ковалентной связи в молекуле водорода  $\text{H}_2$

сие между силами межъядерного отталкивания и силами притяжения. Расстояние между ядрами атомов уменьшается, энергия системы, состоящей из двух атомов водорода, также понижается. Область повышенной электронной плотности связывает два атома водорода в молекулу  $\text{H}_2$  (рис. 16).

Образование химической связи между атомами водорода в молекуле можно показать различными способами. Например, с помощью *электронных формул*, в которых указывают символы элементов и валентные электроны в виде точек:



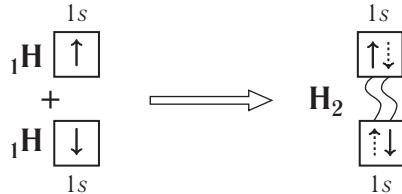
В *графических* (или *структурных*) формулах пару электронов обозначают с помощью чёрточки:



В случае молекулы водорода эта единственная чёрточка символизирует **ковалентную связь**.

**Химическая связь между атомами, осуществляемая за счёт образования общих электронных пар, называется ковалентной связью.**

Образование ковалентной связи можно показать и с помощью *электроннографических схем*, на которых обычно указываются только орбитали внешнего энергетического уровня:



Волнистая линия между двумя орбиталями 1s указывает на то, что каждый электрон как бы одновременно находится как на одной, так и на другой орбитали. В данном случае ковалентная связь образована в результате перекрывания двух s-орбиталей (или s-облаков) (рис. 17).

Подобным образом образуется ковалентная связь и между двумя атомами фтора в молекуле F<sub>2</sub>. У атома фтора имеется семь электронов на внешнем электронном слое, один из них — неспаренный электрон. При сближении двух атомов фтора происходит *перекрытие* электронных облаков их неспаренных электронов, образуется *общая электронная пара* и внешний энергетический уровень каждого атома фтора *завершается* до октета (8 электронов):

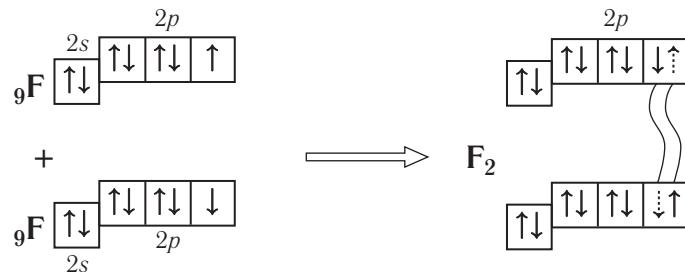
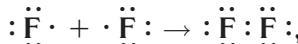
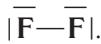


Схема образования молекулы фтора с помощью электронных формул:



а графическая формула молекулы:



В данном случае образование ковалентной связи произошло за счёт перекрывания p-электронных облаков (рис. 18).

### Одинарная связь

И в молекуле водорода, и в молекуле фтора атомы связаны электронной парой, которая символизирует одну химическую связь, называемую **одинарной**. В обоих

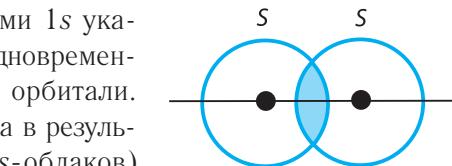


Рис. 17. Схема перекрывания s-электронных облаков при образовании ковалентной связи

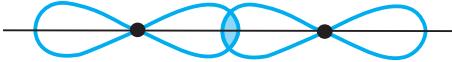


Рис. 18. Схема перекрывания p-электронных облаков при образовании ковалентной связи

случаях перекрывание электронных облаков (как *s*- , так и *p*- ) происходит вдоль линии, соединяющей центры взаимодействующих атомов. Этую условную прямую называют **линией** (или осью) **связи**.

**!** **Ковалентная связь, образованная за счёт перекрывания атомных орбиталей вдоль линии связи, называется  $\sigma$ -связью (сигма-связью).**

Пару электронов, образующих ковалентную связь, называют **связывающей** в отличие от электронных пар, которые не участвуют в образовании связей и, следовательно, являются **несвязывающими**. Такие пары часто также называют **неподелёнными**, поскольку они принадлежат только одному атому.

У атомов водорода в молекуле  $H_2$  нет несвязывающих пар, а в молекулах фтора  $F_2$ , хлора  $Cl_2$ , брома  $Br_2$  или иода  $I_2$  у каждого из атомов галогенов их по три:



↑  
связывающая пара электронов

**Причиной образования химической связи является стремление атомов достичь более устойчивого состояния, что приводит к выделению энергии при образовании связей.**

**Природа сил химической связи — электростатическая, т. е. определяется различными видами взаимодействий электронов и ядер в системе связанных атомов.**

**Различают три основных типа химической связи — ковалентную, ионную и металлическую.**

**Ковалентная связь, образованная за счёт перекрывания атомных орбиталей вдоль линии связи, называется  $\sigma$ -связью (сигма-связью).**

### Вопросы и задания

1. Что представляет собой химическая связь? Какова её природа? Что является причиной и основным условием образования химической связи?

2. Какие вещества существуют в форме свободных атомов? Объясните причину такого явления.

3. Какие агрегаты могут образовываться в результате связывания атомов?

4. Какие электроны называются валентными?

5. Какая химическая связь называется ковалентной? За счёт чего она возникает?

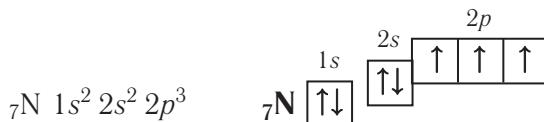
6. Напишите электронные и структурные формулы  $\text{Cl}_2$  и  $\text{I}_2$ . Покажите с помощью электронно-графических схем образование ковалентной связи в этих молекулах.
7. Нарисуйте схемы перекрывания  $p$ -облаков в молекулах  $\text{Cl}_2$  и  $\text{Br}_2$  с учётом закономерностей изменения размеров атомов. Какая молекула прочнее? Дайте объяснение.
8. Какие связи называются  $\sigma$ -связями?
9. Объясните различие между связывающими и несвязывающими парами электронов.

## § 18. Кратные связи. Полярная и неполярная ковалентная связь

Два атома могут быть связаны между собой и несколькими ковалентными связями. В таком случае говорят о **кратности связи**, понимая под этим термином число электронных пар, участвующих в образовании ковалентной связи.

### Кратные связи

У атомов азота (элемента группы VA) до завершения внешнего энергетического уровня не хватает трёх электронов:



Поэтому при образовании молекулы  $\text{N}_2$  атомы азота обобщают уже не одну, а три пары электронов:

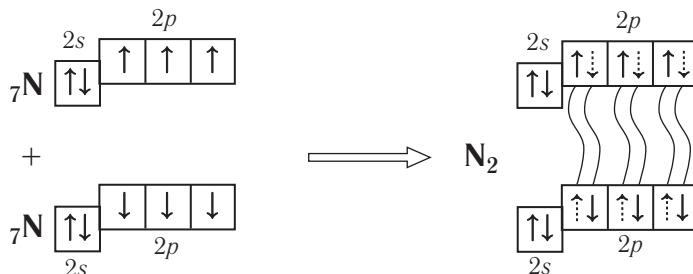


Схема образования молекулы азота:



а графическая формула молекулы:



Одна из ковалентных связей, образовавшаяся в результате перекрытия  $p$ -электронных облаков вдоль линии связи, представляет собой  $\sigma$ -связь. Две другие образуются за счёт перекрывания также  $p$ -орбиталей. Такое перекрывание происходит уже не вдоль линии, соединяющей центры атомов, а по обе стороны от неё. Образуется не одна, а *две* области перекрывания (рис. 19).

Такая ковалентная связь получила название  **$\pi$ -связь**.

**!**  **$\pi$ -Связь — это ковалентная связь, возникающая при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов.**

Облака  $s$ -электронов не могут участвовать в образовании  $\pi$ -связи. Такие связи могут быть образованы только за счёт перекрывания  $p$ - или  $d$ -орбиталей. Возникновение  $\pi$ -связей происходит между двумя атомами тогда, когда они уже связаны  $\sigma$ -связью.

Если ковалентная связь между двумя атомами образуется двумя общими электронными парами, то такая ковалентная связь называется **двойной** связью,

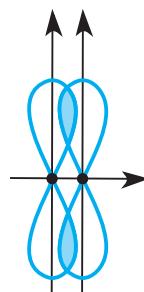


Рис. 19. Схема образования  $\pi$ -связи при перекрывании  $p$ -электронных облаков

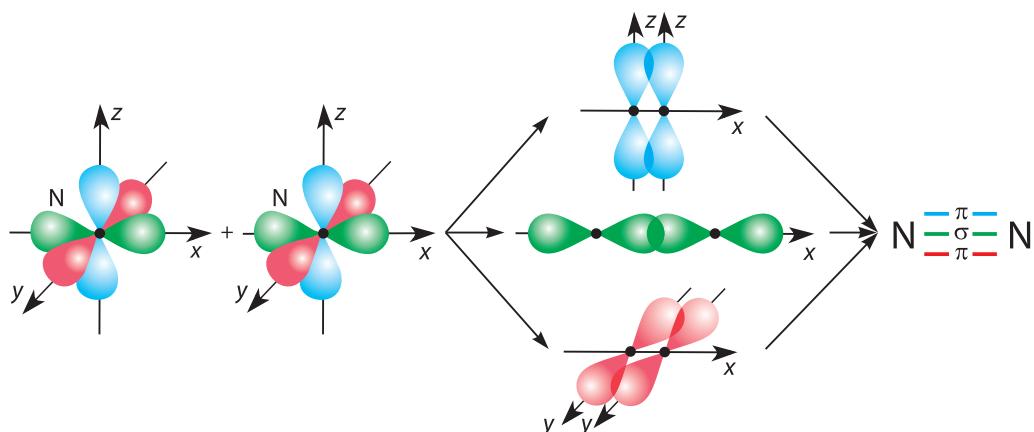
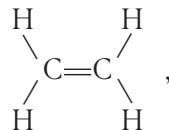


Рис. 20. Схема перекрывания  $p$ -электронных облаков в молекуле азота

и она обозначается двумя чёрточками. Например, в молекуле этена  $C_2H_4$  атомы углерода соединены между собой двойной связью:



одна из которых —  $\sigma$ -связь, а вторая —  $\pi$ -связь.

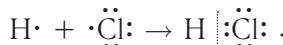
Если в молекуле имеется **тройная** связь, как, например, в молекуле азота  $N_2$ , то одна из них —  $\sigma$ -связь, а две другие —  $\pi$ -связи, расположенные во взаимно перпендикулярных плоскостях (рис. 20).

### Полярная и неполярная ковалентная связь

До сих пор мы рассматривали ковалентную связь, образованную атомами одного и того же элемента. В этом случае общая пара электронов располагается симметрично между двумя атомами с одинаковой электроотрицательностью. Такая ковалентная связь называется **неполярной**.

Если же взаимодействуют атомы с различными электроотрицательностями, т. е. атомы разных элементов, то общая электронная пара смещается к атому с большей электроотрицательностью. В таких случаях возникает **полярная ковалентная связь**.

Например, в молекуле хлороводорода  $HCl$  общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома, каким является хлор:



В данном случае перекрываются шарообразное  $s$ -электронное облако атома водорода и гантелеобразное  $p$ -облако атома хлора (рис. 21).

Схема такого перекрывания приведена ниже:

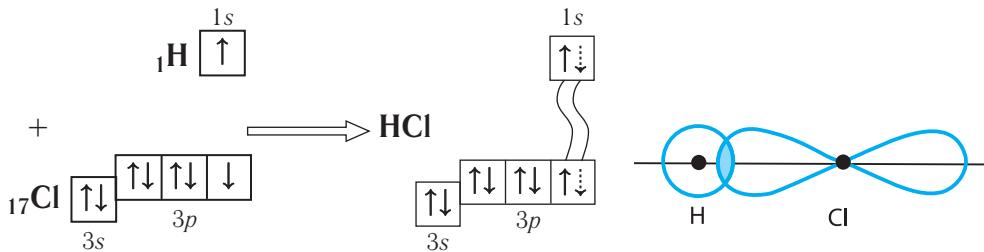


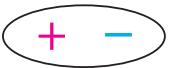
Рис. 21. Схема перекрывания  $s$ - и  $p$ -электронных облаков в молекуле  $HCl$

В результате смещения общей электронной пары в молекуле  $HCl$  на атоме хлора возникает

частичный отрицательный заряд, а на атоме водорода — такой же по величине, но положительный заряд:

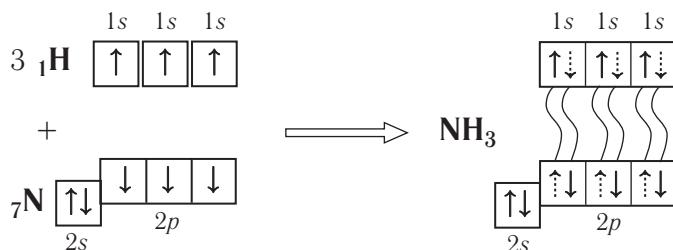


(греческая буква  $\delta$  (дельта) обозначает частичный заряд, т. е. заряд меньше единицы).

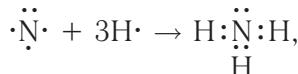
Значение заряда  $\delta$  можно рассматривать как меру полярности связи: чем больше частичные заряды на атомах, тем выше полярность связи. Например: связь H—F более полярна, чем H—Cl, так как частичные заряды на атомах H и F равны 0,43+ и 0,43− соответственно, а на атомах H и Cl — 0,18+ и 0,18−. Если молекула состоит из двух атомов, связанных между собой полярной связью, то она также называется **полярной** и представляет собой **диполь**:  — условное обозначение диполя (рис. 22).

Чем больше разность электроотрицательностей связанных атомов, тем более полярна химическая связь между ними.

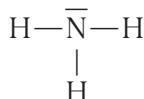
С помощью ковалентной связи образуются молекулы и более сложных веществ, состоящих из трёх, четырёх и более атомов. В качестве примера рассмотрим образование молекулы аммиака NH<sub>3</sub>. Электронно-графическая схема взаимодействия трёх атомов водорода и одного атома азота следующая:



Общая схема образования молекулы аммиака:



а её графическая формула:



Таким образом, три неспаренных электрона атома азота принимают участие в образовании трёх ковалентных связей с атомами водорода, а на внешнем энергетическом уровне у атома азота остаётся ещё *неподелённая пара электронов*. Молекула  $\text{NH}_3$  имеет форму пирамиды с атомом азота в её вершине (рис. 23). Каждая связь  $\text{N}—\text{H}$  является полярной. В целом вся молекула  $\text{NH}_3$  представляет собой диполь, так как возникающие на атомах частичные заряды  $\sigma^+$  и  $\sigma^-$  пространственно разделены.

Однако существует много молекул, которые содержат полярные связи, но сами являются неполярными. Это объясняется особенностями их *пространственного строения*. Об этом мы с вами поговорим в следующих параграфах.

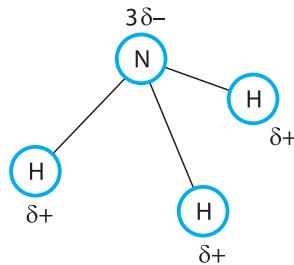


Рис. 23. Строение молекулы аммиака

**Кратность связи определяется числом общих электронных пар между двумя связанными атомами.**

**Ковалентная связь, при образовании которой область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов, называется  $\sigma$ -связью.**

**При соединении двух атомов с разными электроотрицательностями возникает полярная ковалентная связь.**

**Система из двух зарядов, одинаковых по величине и противоположных по знаку называется диполем.**

### Вопросы и задания

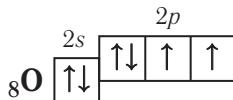
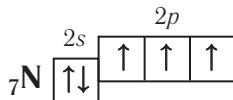
- Что характеризует кратность связи? Приведите примеры молекул с кратными связями.
- Какие связи называются  $\sigma$ -связями, а какие  $\pi$ -связями? Укажите основные различия между ними. Сколько  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей в молекулах  $\text{C}_2\text{H}_2$  и  $\text{C}_2\text{H}_4$ ?
- Какая связь называется неполярной, а какая — полярной? В каких случаях она образуется? Приведите примеры таких связей.
- Что такое диполь? От чего зависит полярность молекул?
- Как изменяется полярность связей в ряду водородных соединений элементов группы VIIA? Дайте объяснение.
- Нарисуйте общую и электронно-графическую схему образования молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ . Почему эта молекула является диполем?
- При нагревании соли массой 25,6 г образовалась вода массой 14,4 г и азот объёмом (н. у.) 8,96 дм<sup>3</sup>. Установите формулу соли, если её молярная масса равна 64 г/моль.

## § 19. Механизмы образования ковалентной связи

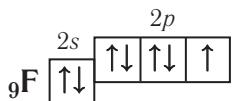
Различают два основных механизма образования ковалентной связи — *обменный* и *донорно-акцепторный*.

### Обменный механизм образования связи

Ковалентная связь образуется двумя атомами с помощью двух электронов с антипараллельными спинами, т. е. химическая связь находится (*локализована*) между двумя атомами. Так как нахождение двух электронов в поле действия двух ядер энергетически выгоднее, чем пребывание каждого электрона в поле своего ядра, то в образовании ковалентной связи принимают участие все одноэлектронные орбитали внешнего энергетического уровня. Например, атом азота имеет три неспаренных электрона на внешнем уровне:



атом кислорода — два:

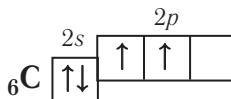


атом фтора — один:



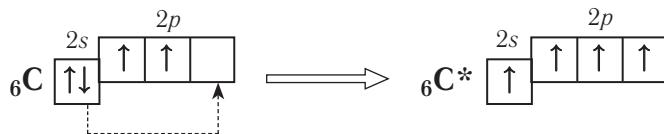
Поэтому эти атомы могут образовывать за счёт таких электронов соответственно три, две и одну ковалентные связи.

Число неспаренных электронов может увеличиваться при переходе атома в возбуждённое состояние. Например, на внешнем энергетическом уровне атома углерода



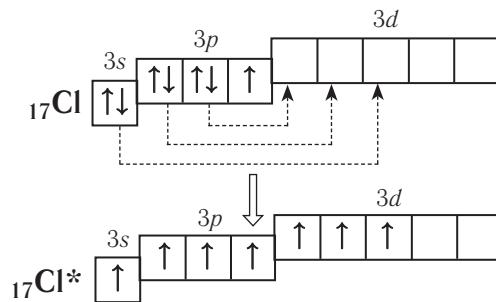
находятся только два неспаренных электрона. Однако в большинстве своих соединений углерод проявляет *ковалентность*, равную 4 (т. е. образует четыре ковалентные связи), например в  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$  и т. д. Такая ковалентность атома углерода становится возможной благодаря тому, что его атом при образовании химических связей с другими атомами переходит в возбуждённое состояние

(т. е. в состояние с большей энергией) за счёт *распаривания пары электронов*  $2s^2$  и перехода одного из них на подуровень  $2p$ :



В возбуждённом состоянии атом углерода имеет четыре неспаренных электрона, за счёт которых он может образовывать четыре ковалентные связи с атомами других элементов. Распаривание электронов требует затраты энергии, но эта затрата с избытком компенсируется энергией, выделяющейся при образовании дополнительных связей. Распаривание, как правило, **происходит лишь в пределах данного энергетического уровня**, поскольку переход электронов на свободные орбитали другого уровня энергетически невыгоден. Поэтому в возбуждённое состояние могут перейти атомы только тех элементов второго периода, у которых имеются свободные орбитали (бериллий, бор, углерод). У атомов азота, кислорода и фтора нет свободных орбиталей на втором энергетическом уровне, а переход электронов на третий уровень потребует слишком больших затрат энергии, которые не компенсируются выделением энергии при образовании дополнительных связей.

В то же время атомы элементов третьего и следующих периодов имеют на внешнем энергетическом уровне  $d$ -подуровень, на который при возбуждении могут переходить  $s$ - и  $p$ -электроны:



Благодаря этому атом хлора способен образовывать не одну, а несколько ковалентных связей, вплоть до семи, как, например, в оксиде  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Таким образом, атомы при образовании ковалентных связей используют все свои неспаренные электроны, как находящиеся в основном состоянии, так и образовавшиеся при распаривании.

**!** Механизм образования ковалентной связи за счёт обобществления непаренных электронов двух взаимодействующих атомов называется обменным.

### Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

Образование ковалентной связи возможно и при взаимодействии атомов, один из которых имеет пару *неподелённых* электронов ( $A:$ ), а другой — свободную орбиталь ( $\square B$ ). В этом случае атом А предоставляет атому В в общее пользование пару электронов, и она становится *связывающей* парой, образуя между этими атомами ковалентную связь:



Атом, предоставляющий электронную пару для образования связи, называется **донором**, а участвующий в обобществлении пары за счёт свободной орбитали — **акцептором**. Такой механизм образования ковалентной связи получил название **донорно-акцепторного**.

**!** Механизм образования ковалентной связи за счёт неподелённой пары электронов одного атома и свободной орбитали другого называется **донорно-акцепторным**.

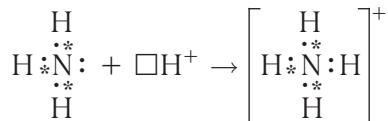
Примером такого механизма может служить образование **иона аммония**  $NH_4^+$  при взаимодействии амиака  $NH_3$  и хлороводородной кислоты  $HCl$  в растворе:



Сокращённое ионное уравнение этой реакции:

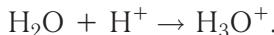


Составим электронную схему такого взаимодействия, обозначив точками электроны, принадлежащие атому азота, а звёздочками — атомам водорода:

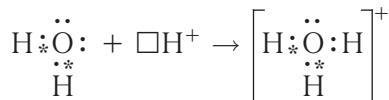


В ионе аммония каждый атом водорода связан с атомом азота общей электронной парой. И хотя одна из этих связей образована по донорно-акцепторному механизму, она не *отличается* по своим характеристикам от остальных ковалентных связей, образованных по обменному механизму.

Донорно-акцепторный механизм позволяет объяснить существование катиона **гидроксия**  $\text{H}_3\text{O}^+$ , в виде которого находится в водных растворах ион водорода. Эта частица образуется в результате гидратации иона водорода:



Электронная схема этого процесса:



**Обменным называется механизм образования ковалентной связи, при котором каждый атом предоставляет для формирования общей электронной пары один неспаренный электрон.**

**Механизм образования ковалентной связи за счёт электронной пары одного атома и свободной орбитали другого называется донорно-акцепторным.**

### Вопросы и задания

- Опишите два основных механизма образования ковалентной связи. Что общего и какие различия между ними?
- Напишите электронные конфигурации и составьте электронно-графические схемы внешнего энергетического уровня для атомов 2-го и 3-го периодов в основном состоянии.
- Какой механизм образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Что является донором, а что акцептором при реализации такого механизма?
- Какой атом является донором, а какой — акцептором при взаимодействии молекул  $\text{NH}_3$  и  $\text{BF}_3$  с образованием соединения  $\text{NH}_3 \cdot \text{BF}_3$ ?
- Составьте электронно-графические схемы атомов кремния, серы и брома в основном и возбуждённом состоянии. Укажите число неспаренных электронов в каждом случае.
- Атомы каких элементов 2-го периода могут быть донорами и акцепторами электронных пар? Чем это определяется?

### Лабораторный опыт 1

#### Составление моделей молекул с ковалентным типом химической связи

Из полученных моделей атомов выберите шарики, имеющие указанные цвета: 4 белых шарика — это будут модели атома водорода, 3 красных — атомы кислорода, 1 синий — атом азота, 1 зелёный — атом хлора, 1 серый — атом иода.

Из подготовленных шариков сконструируйте следующие модели молекул: воды, хлороводорода, иодоводорода, аммиака, кислорода и азота. Обратите внимание на наличие в некоторых веществах кратных связей. (Если в школе нет готовых моделей, изготовьте их из разноцветного пластилина, попробуйте сделать шарики различные по величине, учитывая, что атомы имеют разные размеры. Для соединения атомов в молекулы воспользуйтесь спичками, зубочистками, любыми палочками.)

Зарисуйте модели молекул в тетрадь в следующем порядке:

- вещества с ковалентным полярным типом связи;
- вещества с ковалентным неполярным типом связи.

## § 20. Понятие о стереохимии. Атомные кристаллические решётки

Каждая молекула представляет собой систему взаимосвязанных атомов, расположенных определённым образом относительно друг друга. Следовательно, молекула характеризуется определённым **пространственным строением**, или, говоря иначе, **геометрией** (формой).

Вопросы строения молекул рассматривает один из разделов химии, который называется **стереохимией** (в буквальном переводе — *пространственная химия*).

Согласно стереохимическим представлениям, когда один атом образует несколько связей, то они направлены под определёнными углами друг к другу. Угол между связями (или **валентный угол**) — это угол между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра химически связанных атомов. Такие прямые, как вы уже знаете, называются **линиями связи** (рис. 24).

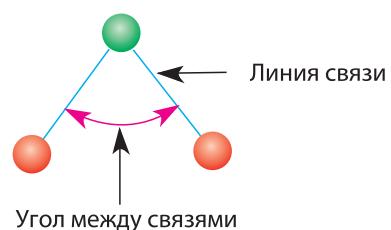


Рис. 24. Линии связи и угол между связями

Например, в молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  атом кислорода образует две сигма-связи с атомами водорода за счёт  $p$ -орбиталей внешнего энергетического уровня, ориентированных в атоме взаимно перпендикулярно (см. § 12). Следовательно, угол между двумя линиями связи О—Н должен быть близок к  $90^\circ$  (рис. 25).

Аналогично, в молекуле  $\text{NH}_3$  углы между связями N—H, образованные тремя  $p$ -орбиталями атома азота, также должны быть близки к  $90^\circ$  (рис. 26), а вся молекула в целом должна иметь форму треугольной пирамиды с атомом азота в вершине.

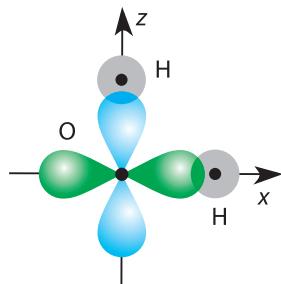


Рис. 25. Схема образования химических связей в молекуле воды

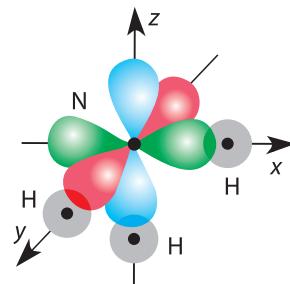


Рис. 26. Схема образования химических связей в молекуле аммиака

Однако реальные значения углов между связями ( $105^\circ$  в молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  и  $107^\circ$  в молекуле  $\text{NH}_3$ ) отличаются от ожидаемых. В первом приближении увеличение углов связи можно объяснить взаимным отталкиванием атомов, которые не связаны друг с другом (в молекулах воды и аммиака — атомов водорода). Например, уже в молекуле  $\text{H}_2\text{S}$  такое отталкивание слабее, чем в молекуле  $\text{H}_2\text{O}$  (так как радиус атома серы больше радиуса атома кислорода), и угол  $\text{H}-\text{S}-\text{H}$  ближе к  $90^\circ$ , чем угол  $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ .

За счёт ковалентной связи образуются не только молекулы. Некоторые простые и сложные вещества построены из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, и образуют громадные кристаллические структуры, моделями которых являются **атомные кристаллические решётки**.

Примерами таких веществ являются простые вещества — бор, алмаз, кремний. В кремнии (как и в кристалле алмаза) (рис. 27) каждый атом связан четырьмя ковалентными связями с другими атомами.

Подобное строение имеют и сложные вещества: карбид кремния —  $\text{SiC}$  и оксид кремния —  $\text{SiO}_2$  (кварц).

Атомных кристаллов сравнительно немного. Благодаря высокой прочности ковалентных связей они имеют очень высокие температуры плавления, большую твёрдость. Так, самым твёрдым природным веществом является алмаз — его температура плавления более  $3\ 500\ ^\circ\text{C}$ . Карбид

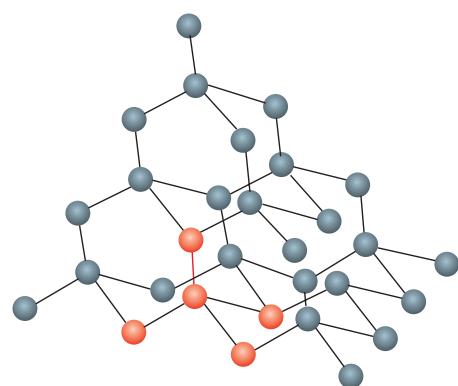


Рис. 27. Кристаллическая решётка кремния

кремния SiC также является одним из самых твёрдых веществ с очень высокой температурой плавления — более 2 700 °С.

**Стереохимия — раздел химии, рассматривающий пространственное строение молекул.**

**Модели кристаллических структур, построенных из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, называются атомными кристаллическими решётками.**

### Вопросы и задания

1. Что изучает стереохимия?
2. Дайте определение угла связи и линии связи.
3. Чем вызвано отклонение углов связи в молекулах  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$  от 90°?
4. Дайте определение атомной кристаллической решётки. Какими свойствами характеризуются вещества, имеющие такую решётку?
5. При обработке раствором гидроксида натрия смеси алюминия и его оксида общей массой 3,90 г выделился газ объёмом (н. у.) 840 см<sup>3</sup>. Определите массовые доли веществ в смеси.
6. Объём (н. у.) смеси CO и O<sub>2</sub> равен 200 см<sup>3</sup>. После сгорания всего CO и приведения газовой смеси к н. у. её объём уменьшился до 150 см<sup>3</sup>. Как изменится объём (н. у.) газовой смеси после пропускания её через раствор щёлочи массой 50 г с массовой долей NaOH, равной 2,0 %?

## § 21. Валентность и степень окисления

### Валентность и валентные возможности атомов

Мы установили, что атомы способны образовывать ковалентные связи различным образом. Количественно эта способность атомов оценивается с помощью характеристики, называемой валентностью.



**Валентность — мера способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами.**

Такое толкование валентности позволяет обосновать количественные соотношения атомов элементов в любых химических соединениях.

С развитием электронных представлений о строении веществ понятие валентности приобрело определённое физическое обоснование, связанное с чис-

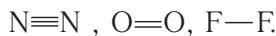
лом ковалентных связей, которыми данный атом связан с другими атомами. Такое число называется **ковалентностью** атома.

Ковалентные связи могут быть образованы как с помощью одноэлектронной орбитали атома, так и с помощью целой пары электронов (если атом — донор) или свободной орбитали (если атом — акцептор). Следовательно, можно сказать, что **ковалентность атомов химического элемента также равна числу электронных орбиталей, которые данный атом использует для образования ковалентных связей**.

Таким образом, ковалентность атомов химического элемента определяется как числом ковалентных связей, которыми его атом связан с другими атомами, так и числом орбиталей, используемых этим атомом для образования связей.

Зная электронное строение атома того или иного элемента, можно определить его валентные возможности. Так, атом водорода всегда проявляет ковалентность, равную единице, поскольку у него всего одна орбиталь.

Анализируя строение простых и сложных веществ, образованных атомами элементов второго периода, нетрудно убедиться, что атомы большинства этих элементов могут проявлять **переменную ковалентность**. Например, в молекулах простых веществ  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$  атом азота имеет ковалентность, равную трём, кислород — двум, а фтор — единице согласно графическим формулам этих молекул:



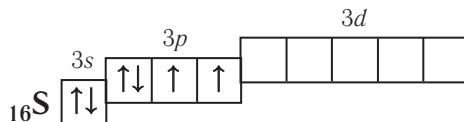
Простые вещества бора и углерода являются немолекулярными соединениями, однако атомы этих элементов связаны в кристаллах ковалентными связями: бор — *тремя*, а углерод — *четырьмя*. Поэтому их ковалентности соответственно равны 3 и 4.

В то же время в соединениях с атомами других элементов кислород, азот и фтор способны проявлять и другие значения ковалентности. Например, в молекулярном ионе  $NH_4^+$  азот связан четырьмя ковалентными связями с атомами водорода, поэтому его ковалентность равна 4. Кислород в ионе гидроксия  $H_3O^+$  имеет ковалентность 3, фтор также может проявлять ковалентность больше 1.

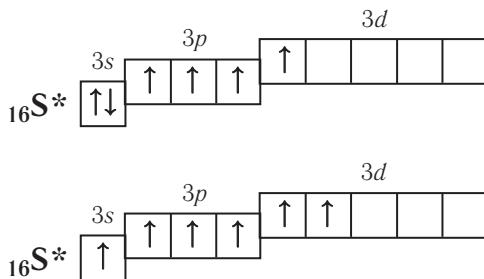
В любом случае, у атомов элементов второго периода **максимальная ковалентность** не может быть больше четырёх, так как на внешнем электронном слое у атомов этих элементов всего четыре орбитали, и, следовательно, атомы **максимально** могут образовать только четыре ковалентные связи.

У атомов элементов третьего периода в связи с появлением *d*-подуровня валентные возможности увеличиваются, так как в результате распаривания

$3p$ - и  $3s$ -электронов может образоваться от четырёх до семи (у хлора) неспаренных электронов. Например, сера, помимо ковалентности II в основном состоянии



может проявлять также ковалентности IV и VI:



Такое распаривание электронов проявляется обычно под действием атомов более электроотрицательных элементов, например фтора, кислорода, поэтому свои высшие значения ковалентности атомы проявляют обычно в соединениях с кислородом и фтором.

Таким образом, ковалентность является численной характеристикой способности атомов данного элемента образовывать ковалентные связи и **поэтому может относиться только к соединениям с таким типом связи**.

### Степень окисления

Более универсальной характеристикой состояния атома в химическом соединении является степень окисления.

**!** Степень окисления — это условный относительный заряд атома в химическом соединении, если предположить, что оно состоит из ионов.

При определении степени окисления атомов предполагают, что все связывающие электронные пары перешли к более электроотрицательному атому. На самом деле такого полного смещения не происходит даже при взаимодействии атомов элементов с большой разницей в электроотрицательностях.

Однако условно считают такое смещение электронных пар полным *независимо от реальной степени смещения*.

Численное значение этой характеристики выражается в единицах заряда электрона и может иметь положительное, отрицательное или нулевое значения.

**!** Количествоенно степень окисления определяется числом валентных электронов, смещённых от атома данного элемента в химическом соединении (положительная степень окисления) или к нему (отрицательная степень окисления).

В основу расчёта степени окисления атомов в соединениях положен принцип, согласно которому алгебраическая сумма степеней окисления атомов в соединении равна нулю, а в сложном ионе (типа  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  и т. п.) — заряду иона.

При проведении расчётов необходимо знать несколько основных положений.

**1. Металлы** во всех сложных соединениях имеют только *положительные степени окисления*.

**2. Неметаллы** могут проявлять как *положительные*, так и *отрицательные степени окисления*.

**3. Элементы, атомы которых проявляют постоянную степень окисления:**

- а) щелочные металлы ( $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Rb}$ ,  $\text{Cs}$ ) — +1;
- б) металлы второй группы (А и В) — +2;
- в) алюминий — +3;
- г) фтор — -1.

Кислород практически во всех своих соединениях проявляет степень окисления -2, кроме фторида  $\text{OF}_2$  и пероксида  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

**4. Высшая положительная степень окисления**, как правило, равна номеру группы периодической системы.

**5. Низшая отрицательная степень окисления** обычно равна разности: № группы - 8.

Для большинства элементов характерно проявление их атомами переменных степеней окисления в зависимости от атомов, с которыми он связан, и типа соединения, в котором он находится. Например, атомы азота могут проявлять самые разнообразные степени окисления: от -3 в молекуле аммиака  $\text{NH}_3$  до +5 в молекуле азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  (табл. 9).

Таблица 9. Степень окисления и ковалентность азота в некоторых соединениях

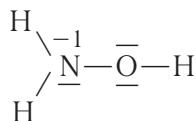
Название соединения	Графическая формула	Степень окисления азота	Ковалентность азота
Аммиак	$\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	-3	III
Катион аммония	$\left[ \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\overline{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array} \right]^+$	-3	IV
Гидразин	$\begin{array}{ccccc} \text{H} & & & \text{H} & \\ & \backslash & & / & \\ & \overline{\text{N}} & -\overline{\text{N}} & & \\ & / & & \backslash & \\ \text{H} & & & \text{H} & \end{array}$	-2	III
Гидроксиламин	$\begin{array}{ccccc} \text{H} & & & \text{O} & \\ & \backslash & & / & \\ & \overline{\text{N}} & -\overline{\text{O}} & & \\ & / & & \backslash & \\ \text{H} & & & \text{H} & \end{array}$	-1	III
Азот	$ \text{N}\equiv\text{N} $	0	III
Азотная кислота	$\begin{array}{c} \text{H}-\overline{\text{O}}-\text{N}=\text{O} \\    \\ \text{O} \end{array}$	+5	IV

Степень окисления не следует отождествлять с ковалентностью атома элемента, хотя их численные значения часто совпадают:



В пероксиде водорода  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$  ковалентность кислорода равна двум, а степень окисления **-1**, в ионе  $\text{H}_3\text{O}^+$  его ковалентность III, а степень окисления **-2**.

Часто степень окисления атома элемента определяется как алгебраическая сумма степеней окисления по всем связям с атомами других элементов. Например, в молекуле гидроксиламина  $\text{NH}_2\text{OH}$  общая степень окисления азота равна **-1**, так как по двум связям с водородом азот проявляет суммарную степень окисления **-2**, а по связи с атомом кислорода **+1**:



Степень окисления характеризует состояние атомов элемента в сложном веществе независимо от типов связей его атомов. Особенно важна эта характеристика при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций.

**Ковалентность атома химического элемента определяется числом ковалентных связей, которыми он связан с другими атомами, или, что то же самое, числом орбиталей, используемых данным атомом для образования связей.**

**Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный из предположения, что оно состоит из ионов.**

### Вопросы и задания

1. Сколько ковалентных связей теоретически может образовать атом бериллия?
2. Что является причиной переменной ковалентности многих элементов?
3. Какие элементы имеют постоянную степень окисления в сложных веществах?  
Почему?
4. Чему равны высшие и низшие степени окисления элементов?
5. Определите ковалентность и степень окисления атомов в молекулах:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
6. Определите степени окисления и ковалентности атомов фосфора: а) в  $\text{PH}_3$ ; б)  $\text{P}_2\text{O}_3$ ; в)  $\text{HPO}_3$ ; г)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
7. Сера в соединении со фтором проявляет высшую положительную степень окисления. Рассчитайте массу этого газообразного вещества объемом (н. у.) 2  $\text{дм}^3$  и его плотность по водороду.

## § 22. Ионная связь. Металлическая связь

Ковалентная химическая связь обычно возникает между атомами неметаллов с одинаковой или с несильно различающейся электроотрицательностью. Если различие в электроотрицательности атомов ( $\Delta\chi$ ), между которыми образуется химическая связь, велико и превышает 1,7, то общая электронная пара практически полностью смещается к атому, имеющему большую электроотрицательность. В результате этого образуются частицы, имеющие заряды —

положительно и отрицательно заряженные ионы с устойчивой электронной конфигурацией атомов ближайшего благородного газа. Противоположно заряженные ионы прочно удерживаются силами электростатического притяжения — между ними возникает химическая связь, которая называется *ионной*.

### Ионная связь

**! Химическая связь, осуществляемая за счёт электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, называется ионной связью.**

Ионная связь, как правило, возникает между атомами типичных металлов и типичных неметаллов. Характерным свойством атомов металлов является то, что они легко отдают свои валентные электроны, тогда как атомы неметаллов способны легко их присоединять.

Рассмотрим возникновение ионной химической связи, например между атомами натрия и атомами хлора в хлориде натрия NaCl.

Отрыв электрона от атома натрия приводит к образованию положительно заряженного иона — катиона натрия  $\text{Na}^+$  (рис. 28):

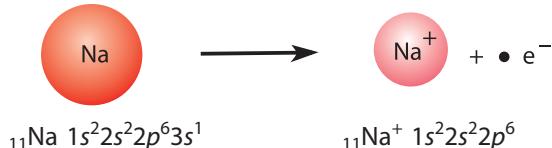


Рис. 28. Образование катиона натрия  $\text{Na}^+$

Присоединение электрона к атому хлора приводит к образованию отрицательно заряженного иона — аниона хлора  $\text{Cl}^-$  (рис. 29):

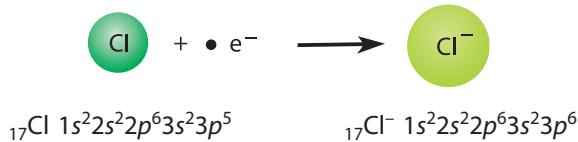
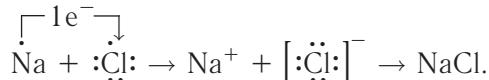


Рис. 29. Образование аниона хлора  $\text{Cl}^-$

Между образовавшимися ионами  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ , имеющими противоположный заряд, возникает электростатическое притяжение, в результате которого образуется соединение — хлорид натрия с ионным типом химической связи. Таким об-

разом, процесс образования ионной связи сводится к переходу электронов от атомов натрия к атомам хлора с образованием противоположно заряженных ионов, имеющих завершённые электронные конфигурации внешних слоёв:



Соединения с ионной связью принято называть *ионными*. Большинство бинарных соединений, содержащих атомы металлов, являются ионными, т. е. в них химическая связь в значительной степени ионная. К числу таких соединений относятся галогениды, оксиды, сульфиды, нитриды и др.

Ионная связь возникает не только между простыми катионами и простыми анионами типа  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ , но и между простыми катионами и сложными анионами типа  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ , или гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$ . Подавляющее большинство солей и оснований являются ионными соединениями. Например, сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , нитрат меди(II)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , гидроксид магния  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Существуют ионные соединения, в состав которых входят сложные катионы, не содержащие атомы металлов, например ион аммония  $\text{NH}_4^+$ , а также соединения, в которых сложными являются и катион, и анион, например сульфат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .

### Ионные кристаллы

Ионная связь по своим свойствам отличается от ковалентной. Так как силы электростатического взаимодействия направлены от иона во все стороны, то каждый ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении. Поэтому ионное соединение представляет собой *гигантскую ассоциацию ионов противоположных знаков*, расположенных в определённом порядке, в форме **ионного кристалла**. Кристаллы ионных соединений состоят из катионов и анионов, которые определённым образом располагаются в пространстве благодаря равновесию сил притяжения и отталкивания. На рисунке 30 представлено строение кристалла хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , состоящего из катионов

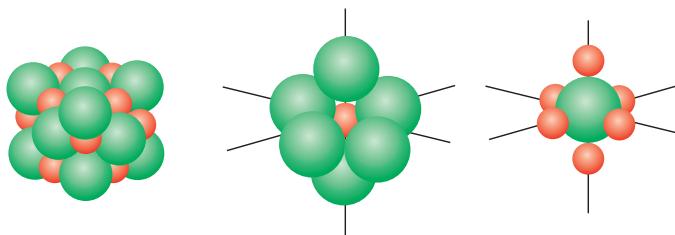


Рис. 30. Модель ионного кристалла хлорида натрия  $\text{NaCl}$

натрия  $\text{Na}^+$  и анионов хлора  $\text{Cl}^-$ . Каждый катион натрия окружён шестью анионами хлора, а каждый анион хлора — шестью катионами натрия.

Наименьшей структурной единицей кристалла (т. е. его наименьшей частью), отражающей все особенности структуры его кристаллической решётки, является **элементарная ячейка**. Её строение зависит от соотношения размеров катиона и аниона, а также их природы. На рисунке 31 приведено строение элементарных ячеек хлорида натрия  $\text{NaCl}$  и хлорида цезия  $\text{CsCl}$ . Существуют и другие типы элементарных ячеек.

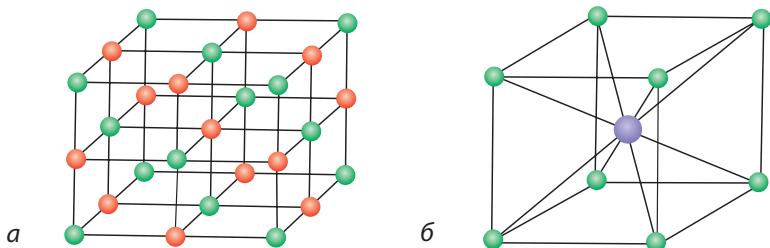


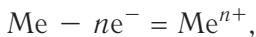
Рис. 31. Элементарные ячейки кристаллов хлорида натрия  $\text{NaCl}$  (а) и хлорида цезия  $\text{CsCl}$  (б)

Если частицы в веществе связаны ионной связью, то оно относится к веществам с *немолекулярным строением*. В твёрдом агрегатном состоянии такие вещества представляют собой ионные кристаллы. Так как ионная связь является прочной, то ионные кристаллы имеют обычно высокие температуры плавления и кипения, не имеют запаха. Для ионных соединений характерна хрупкость, а отсутствие свободных заряженных частиц объясняет тот факт, что при комнатной температуре они плохо проводят электрический ток.

### Металлическая связь. Металлические кристаллы

Атомы большинства металлов достаточно легко отдают свои валентные электроны, в результате чего превращаются в положительно заряженные ионы. Это происходит не только при взаимодействии металлов с другими атомами, но и при образовании металлических кристаллов.

В кристалле металла непрерывно протекают два противоположных процесса — образование ионов металла из нейтральных атомов в результате отдачи валентных электронов:



и присоединения электронов к ионам с образованием нейтральных атомов:



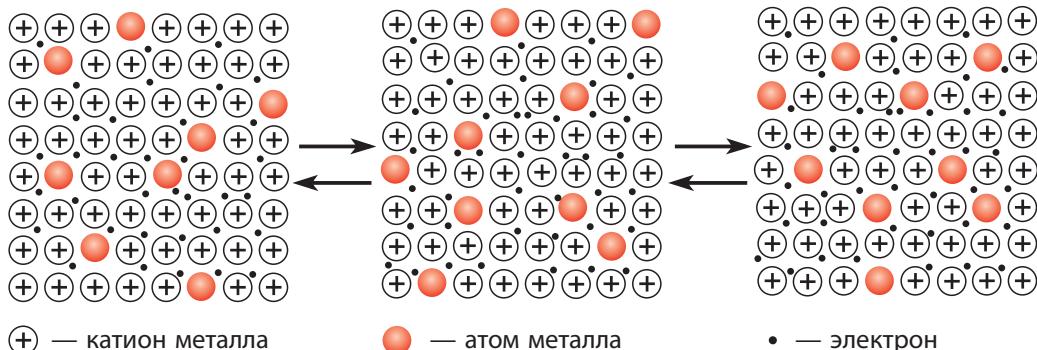


Рис. 32. Схема кристаллической решётки металла

В узлах кристаллической решётки металла попеременно находятся как нейтральные атомы, так и положительно заряженные ионы (рис. 32). Образующиеся при этом электроны свободно перемещаются внутри кристалла и компенсируют взаимное отталкивание между положительно заряженными катионами металла, а также удерживают атомы в составе кристалла. Они становятся общими для всех атомов и ионов металла, связывая их между собой.

**Химическая связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт обобществления их валентных электронов, называется металлической связью.**

Металлическая связь не имеет направленности в пространстве. Эта химическая связь является *коллективной*, как и ионная, в ней принимают участие все атомы кристалла металла.

Металлическая связь сходна с ковалентной связью тем, что при образовании и той и другой связи электроны обобществляются. Однако в случае металлической связи эти электроны связывают все атомы металлического кристалла, тогда как в ковалентном соединении связываются лишь находящиеся рядом атомы.

**Іонна св'язь осуществляється за сч'ёт електростатического притяжения между противоположно заряженными ионами.**

**Химическая связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт обобществления их валентных электронов, называется металлической связью.**

### Вопросы и задания

1. Изобразите схемы образования ионной связи в следующих соединениях:  $\text{NaBr}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ .
2. Напишите электронные конфигурации ионов:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{F}^-$ .
3. Что представляют собой ионные кристаллы? Каковы их строение и свойства?
4. У какого из веществ в каждой паре химическая связь имеет более ионный характер: а)  $\text{Li}_2\text{O}$  и  $\text{Rb}_2\text{O}$ ; б)  $\text{Al}_2\text{S}_3$  и  $\text{AlCl}_3$ ?
5. Как возникает металлическая связь? Каковы причины её возникновения?
6. Среди указанных веществ выделите вещества с ионной, полярной и неполярной ковалентной связью, металлической связью:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{AuCu}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{ZnBr}_2$ ,  $\text{CCl}_4$ .
7. Определите тип связи в следующих соединениях: молекулярный бром, бромид водорода, бромид калия, хлорид брома(I).
8. Определите, какой металл, проявляющий степень окисления +4, образует хлорид с массовой долей хлора 40,69 %.

## § 23. Межмолекулярное взаимодействие

Молекулы, несмотря на свою электронейтральность, способны взаимодействовать между собой. Такое взаимодействие называется **межмолекулярным**. Силы, за счёт которых возникает это взаимодействие, часто называют *ван-дер-ваальсовыми* в честь голландского учёного Ван-дер-Ваальса. Эти силы обусловливают притяжение молекул данного вещества (или разных веществ) друг к другу в жидком и твёрдом агрегатном состоянии.

### Природа межмолекулярного взаимодействия

Межмолекулярное взаимодействие, как и химическая связь между атомами, имеет электростатическую природу. Несимметричность распределения электронов и ядер атомов в молекуле приводит к появлению у неё электрических полюсов — положительного с той стороны, где электронная плотность понижена, и отрицательного, где она повышенна. Образовавшиеся полярные молекулы притягиваются друг к другу разноимёнными полюсами (рис. 33, а).

Взаимодействие может осуществляться также между полярной и неполярной молекулами. При этом в неполярной молекуле под действием электрического поля полярной молекулы возникает (*индукцируется*) диполь. *Постоянный диполь и индуцированный диполь* притягиваются друг к другу (рис. 33, б).

В неполярных молекулах вследствие постоянного изменения положения ядер и электронов непрерывно возникают, перемещаются и исчезают электрические полюса. Поэтому в разные моменты времени возникают *мгновенные* диполи, между которыми также действуют силы притяжения (рис. 33, в).

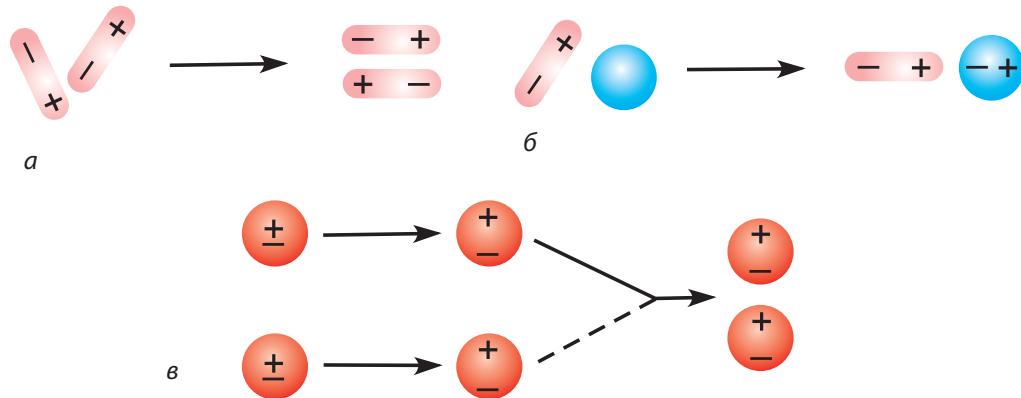


Рис. 33. Схема межмолекулярного взаимодействия:  
а — между полярными молекулами; б — между полярной и неполярной молекулами;  
в — между неполярными молекулами

В этом и состоит объяснение **существования притяжения между любыми молекулами, как полярными, так и неполярными**.

#### Межмолекулярное взаимодействие и агрегатное состояние вещества

Межмолекулярное взаимодействие обусловливает переход вещества из газообразного в жидкое, а затем и в твёрдое состояние. Но по сравнению с ковалентной связью межмолекулярные взаимодействия слабы, связи между молекулами относительно непрочны и легко разрушаются. Именно поэтому молекулярные вещества плавятся и кипят при относительно низких температурах.

Энергия межмолекулярного взаимодействия зависит в основном от двух характеристик молекул — их полярности и размера. Чем сильнее межмолекулярное взаимодействие в веществе, тем выше его температуры плавления и кипения. Например, благодаря более сильному межмолекулярному взаимодействию кислород кипит при более высокой температуре, чем азот, что используется при получении этих газов из воздуха. Углеводороды с большой молекулярной массой кипят при более высокой температуре, чем низкомолекулярные углеводороды. Это свойство углеводородов лежит в основе процесса перегонки нефти.

#### Молекулярные кристаллы

В узлах молекулярной кристаллической решётки расположены молекулы, связанные между собой слабыми межмолекулярными связями (рис. 34).

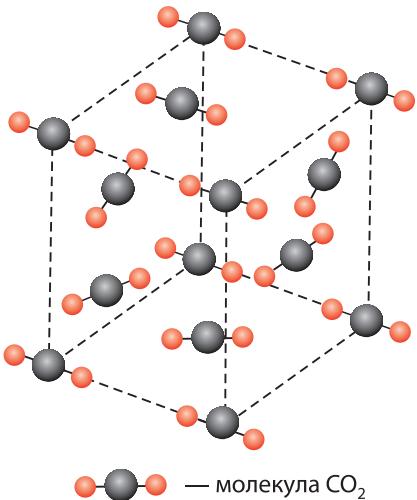


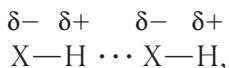
Рис. 34. Схема молекулярного кристалла  $\text{CO}_2$

ки тысяч и более атомов, вообще не плавятся, так как прочность связей между молекулами в сумме оказывается выше прочности связей внутри молекулы. Попробуйте расплавить, например, крахмал, целлюлозу (вату). Вы убедитесь в том, что вещество начнёт разрушаться раньше, чем плавиться.

Однако надо иметь в виду, что *реакционная способность молекулярных веществ зависит от прочности не межмолекулярных, а внутримолекулярных связей*. Ведь при химическом взаимодействии разрушаются именно внутримолекулярные связи. Например, парафин — механически непрочное вещество, связи между молекулами в нём слабы. Но это вещество химически достаточно устойчиво, оно не разрушается под действием кислот и щелочей.

### Водородная связь

Одной из разновидностей межмолекулярного взаимодействия является **водородная связь**. Она осуществляется между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным атомом другой молекулы:



где X — атом одного из наиболее электроотрицательных элементов: F, O или N.

Возникновение водородной связи (на схеме она обозначается тремя точками) обусловлено прежде всего тем, что у атома водорода имеется только один электрон, который при образовании полярной ковалентной связи с сильноотрицательным элементом смещается в сторону этого элемента. На атоме водорода возникает частичный положительный заряд, что в сочетании с отсутствием внутренних электронных слоёв позволяет другому атому сближаться до расстояний, близких к длиnam атомных связей.

В первом приближении образование водородной связи можно объяснить *электростатическим взаимодействием* между молекулами. Определённый вклад в образование водородной связи вносит донорно-акцепторное взаимодействие «свободной»  $1s$ -орбитали атома водорода и орбитали с неподелённой парой электронов электроотрицательного атома. Поэтому водородная связь обладает свойством направленности, во многом определяя структуру вещества в конденсированном состоянии.

Благодаря водородным связям молекулы объединяются в *ассоциаты*, например молекулы уксусной кислоты образуют димеры (рис. 35). Водородные связи определяют кристаллическую структуру льда, где каждый атом кислорода в молекулах  $\text{H}_2\text{O}$  связан с четырьмя атомами водорода — двумя ковалентными и двумя водородными связями (рис. 36).

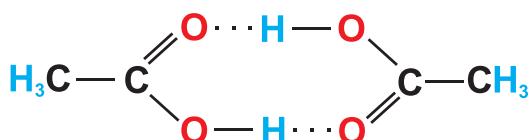


Рис. 35. Образование димеров уксусной кислоты за счёт водородной связи

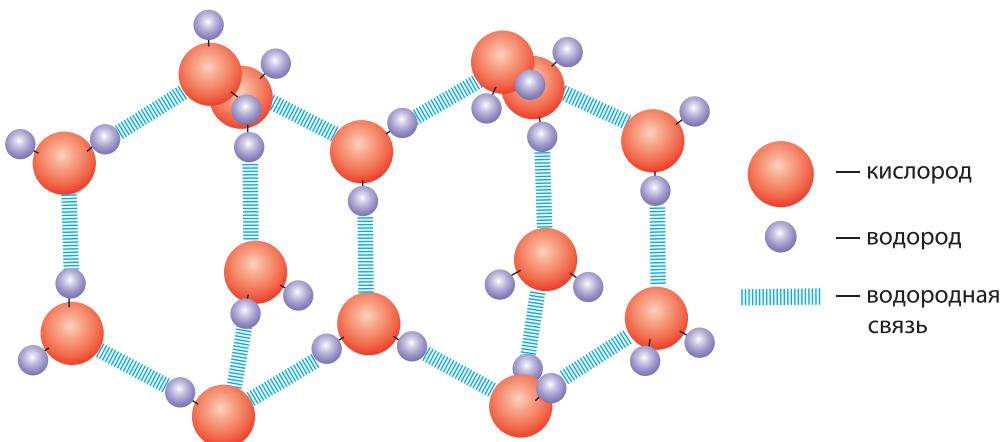


Рис. 36. Фрагмент кристаллической структуры льда

Взаимодействие с образованием водородной связи в несколько раз сильнее, чем обычное межмолекулярное взаимодействие, но слабее ковалентной связи. С повышением температуры водородные связи разрушаются. Это происходит при переходе вещества молекулярного строения из твёрдого состояния в жидкое, а затем в газообразное.

Наличие водородной связи существенно влияет на физические свойства веществ. Так, аномально высокие температуры кипения  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$  по сравнению с аналогичными веществами, образованными элементами этих же групп других периодов (рис. 37), объясняются образованием ассоциатов за счёт водородных связей.

Водородная связь  $\text{O}\cdots\text{H}$  широко распространена в природе. Именно её наличием обусловлены аномальные свойства воды, в том числе высокие температуры кипения и плавления, необычайно высокая теплоёмкость. Благодаря своей ажурной структуре (см. рис. 36) лёд имеет меньшую плотность, чем жидкая вода. Поэтому зимой лёд находится на поверхности воды, а глубокие водоёмы не промерзают до дна.

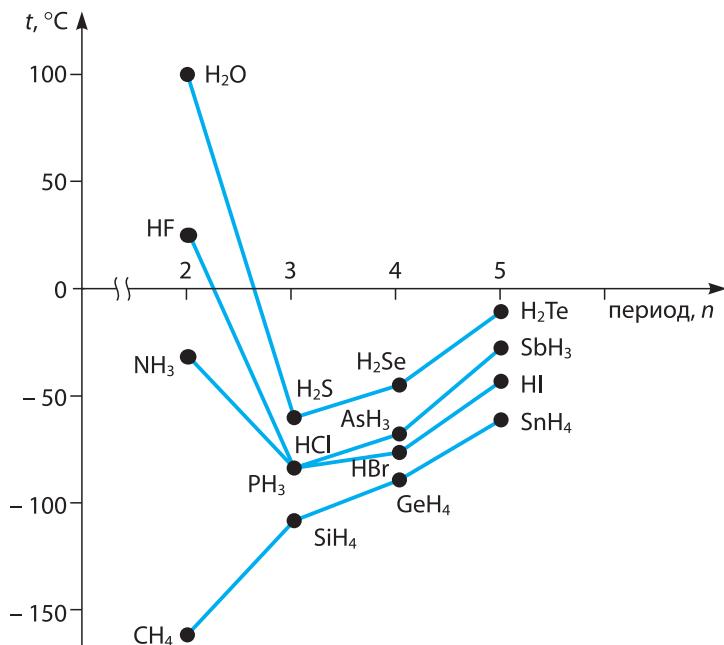


Рис. 37. Зависимость температуры кипения водородных соединений элементов групп IV—VIA от номера периода

Водородная связь может возникать и между атомами одной молекулы. Чаще всего **внутримолекулярная водородная связь** возникает в молекулах органических веществ, содержащих в своём составе такие группы атомов, как  $-\text{OH}$ ,  $=\text{NH}$ ,  $-\text{NH}_2$  и др.

Особенно велика роль водородных связей в биохимических процессах с участием высокомолекулярных соединений (белки, ДНК и др.), пространственная структура которых определяется наличием водородных связей.

*Межмолекулярное взаимодействие возникает между любыми молекулами, как полярными, так и неполярными, и имеет электростатическую природу.*

*Межмолекулярное взаимодействие обуславливает переход вещества из газообразного состояния в жидкое, а затем и в твёрдое.*

*Чем сильнее межмолекулярное взаимодействие в веществе, тем выше его температуры плавления и кипения.*

*В узлах молекулярной кристаллической решётки расположены молекулы, связанные между собой слабыми межмолекулярными связями.*

*Водородная связь осуществляется между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным атомом фтора, кислорода, азота (реже хлора и серы), принадлежащим другой молекуле.*

## Вопросы и задания

1. Какова природа межмолекулярного взаимодействия? Опишите его сущность.
2. Приведите по два примера ионных и молекулярных кристаллических веществ. В чём причина резкого различия их свойств?
3. Дайте характеристику водородной связи. В каких случаях возможно её образование? Приведите примеры.
4. Между молекулами каких веществ может образовываться водородная связь:
  - a)  $\text{H}_2$  и  $\text{H}_2$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ; в)  $\text{H}_2$  и  $\text{F}_2$ ; г)  $\text{HF}$  и  $\text{HF}$ ?
5. Как объяснить высокую температуру кипения этилового спирта по сравнению с углеводородом, имеющим примерно такую же молярную массу, как и спирт?
6. Известно, что спирты, в отличие от углеводородов, хорошо растворяются в воде. Как вы можете это объяснить?
7. Какие физические свойства характерны для веществ со следующими типами кристаллических решёток: а) ионная; б) атомная; в) молекулярная; г) металлическая?

## Глава V

# ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

### § 24. Классификация химических реакций

Общее число всех возможных химических реакций невообразимо велико, однако среди них есть превращения, схожие между собой по определённым признакам. Это даёт возможность классифицировать химические реакции, т. е. разделить их на группы, к каждой из которых относятся процессы с одним общим признаком. К таким признакам относятся, например, изменение числа и состава веществ в ходе реакции, выделение или поглощение теплоты, изменение степеней окисления атомов и др. Классификация реакций позволяет систематизировать наши знания о превращениях веществ и поэтому является очень полезной при изучении химии. Познакомимся с основами классификации химических реакций подробнее.

*1. По признаку изменения числа и состава веществ химические реакции подразделяются на реакции соединения, разложения, замещения и обмена.*

**Реакция соединения** — это химическая реакция, в результате которой из двух или большего числа исходных веществ образуется только одно новое вещество.

В такие реакции могут вступать как простые, так и сложные вещества. Например:

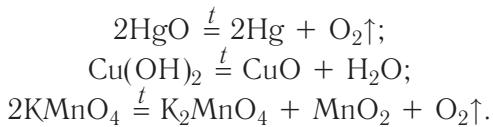


Очевидно, что продуктами реакций соединения всегда являются только сложные вещества.

**Реакция разложения** — это химическая реакция, в результате которой из одного исходного вещества образуется несколько новых веществ.

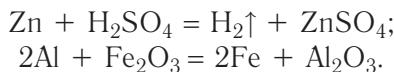
Правообладатель Адукацыя і выхаванне

В реакции данного типа вступают только сложные соединения, а их продуктами могут быть как сложные, так и простые вещества. Например:



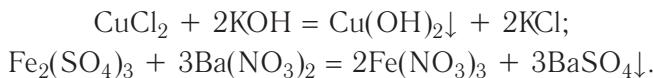
**Реакция замещения** — это химическая реакция, в результате которой атомы одного элемента, входящие в состав простого вещества, замещают атомы другого элемента в его сложном соединении.

Как следует из определения, в таких реакциях одно из исходных веществ должно быть простым, а другое — сложным. Например:



**Реакция обмена** — это реакция, в результате которой два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

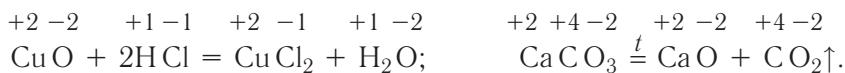
Примеры реакций обмена:



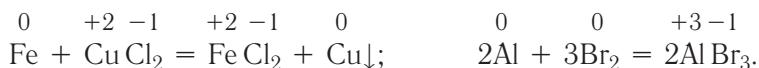
К реакциям данного типа относятся, например, известные вам реакции нейтрализации.

**2. По признаку изменения степеней окисления атомов химические превращения подразделяются на реакции, в ходе которых степени окисления атомов не изменяются, и реакции, в ходе которых происходит их изменение.**

К реакциям, в результате которых степени окисления атомов не изменяются, относятся все реакции обмена, некоторые реакции соединения и разложения. Например:



К химическим превращениям, сопровождающимся изменением степеней окисления атомов, относятся все реакции замещения, некоторые реакции соединения и разложения. Например:



Реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов, называются **окислительно-восстановительными**.

**3. По признаку выделения или поглощения теплоты химические реакции подразделяются на экзотермические и эндотермические.**

**Экзотермическими** называются реакции, сопровождающиеся выделением теплоты в окружающее пространство. Выделение теплоты обозначается символом  $+Q$  в конце уравнений таких реакций. Например:



Реакции этого типа начинаются либо при комнатной температуре, либо при небольшом нагревании и далее осуществляются самопроизвольно за счёт выделения «собственной» теплоты. К экзотермическим относится большинство реакций соединения, замещения, обмена и некоторые реакции разложения.

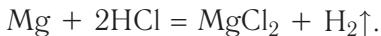
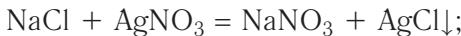
**Эндотермическими** называются реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты из окружающего пространства. В уравнениях реакций этого типа поглощение теплоты обозначается символом  $-Q$ . Например:



Почти все реакции данного типа начинаются и протекают только при высоких температурах. К ним относится большинство реакций разложения, некоторые процессы соединения и обмена.

**4. По признаку направления протекания химические реакции делятся на необратимые и обратимые.**

**Необратимыми** называются химические реакции, протекающие лишь в одном направлении («слева направо»), в результате чего исходные вещества превращаются в продукты реакции. О таких химических процессах говорят, что они протекают «до конца». К ним относятся реакции горения, а также реакции, сопровождающиеся образованием малорастворимых ( $\downarrow$ ) или газообразных веществ ( $\uparrow$ ). Например:



**Обратимыми** называются химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях («слева направо» и «справа налево»). В уравнениях таких реакций знак равенства заменяется двумя противоположно направленными стрелками. Например:



Среди двух одновременно протекающих реакций различают *прямую*, протекающую «слева направо», и *обратную*, идущую «справа налево».

Поскольку в ходе обратимой реакции исходные вещества одновременно и расходуются и образуются, они не полностью превращаются в продукты реакции. Поэтому об обратимых реакциях говорят, что они протекают «не до конца». В их результате всегда образуется смесь исходных веществ и продуктов взаимодействия.

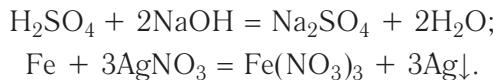
**5. По признаку участия катализаторов химические реакции делятся на катализитические и некатализитические.**

**Катализитическими** называются реакции, протекающие в присутствии катализаторов. В уравнениях таких реакций химическую формулу катализатора указывают над знаком равенства или обратимости, иногда вместе с обозначениями условий протекания (температура  $t$ , давление  $p$ ). Например:



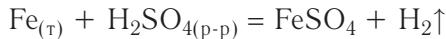
К реакциям данного типа относятся многие реакции разложения и соединения.

**Некатализитическими** называются реакции, протекающие в отсутствие катализаторов. Это, например, реакции обмена и замещения:

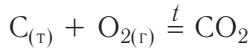


**6. По наличию границы раздела фаз все химические реакции подразделяются на гомогенные и гетерогенные.**

Фаза — однородная часть смеси веществ, отделённая от других её частей поверхностью — *границей раздела фаз*. В зависимости от агрегатного состояния различают фазы твёрдые, жидкые и газообразные. Границы между разными фазами иногда видны даже невооружённым глазом. Например, в реакции



твёрдая фаза (железо) отделена от жидкой фазы (раствора серной кислоты) отчётливо видимой границей — поверхностью кусочка железа. В реакции горения угля в кислороде

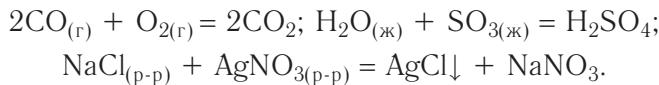


между твёрдой (углём) и газообразной (кислородом) фазами существует видимая граница — поверхность угля. Такие *реакции, в которых исходные вещества образуют несколько фаз, называются многофазными, или гетерогенными*<sup>1</sup>. К ним относятся взаимодействие твёрдых веществ с растворёнными (т + р-р),

<sup>1</sup> От греч. *гетерос* — разный.

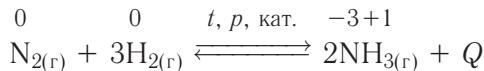
газообразными (т + г) или жидкими (т + ж) веществами, а также реакции между жидкими веществами и газами (ж + г), между твёрдыми веществами (т + т). Особенностью гетерогенных реакций является то, что они протекают только на поверхности раздела фаз.

Если между исходными веществами отсутствует поверхность раздела, они образуют одну фазу — однородную газообразную или жидкую смесь. *Реакции между веществами, находящимися в одной фазе, называются однофазными, или гомогенными*<sup>1</sup>. К ним относятся, например, реакции между газами (г + г), смешивающимися жидкими веществами (ж + ж) или любыми веществами, содержащимися в водных растворах (р-р + р-р):



В отличие от гетерогенных *гомогенные реакции протекают сразу во всём объёме реакционной смеси*.

Таким образом, все химические реакции можно классифицировать по различным признакам. В то же время каждую химическую реакцию можно охарактеризовать совокупностью таких признаков. Так, например, о реакции образования аммиака из простых веществ



можно сказать, что она является реакцией:

- а) *соединения*, так как из двух исходных веществ — азота и водорода — образуется одно новое — аммиак;
- б) *окислительно-восстановительной*, так как в ходе реакции изменяются степени окисления атомов;
- в) *обратимой*, поскольку одновременно с образованием аммиака происходит его разложение;
- г) *гомогенной*, так как реагенты — азот и водород — находятся в одном агрегатном состоянии;
- д) *экзотермической*, потому что образование аммиака сопровождается выделением теплоты в окружающее пространство;
- е) *катализитической*, так как она протекает в присутствии катализатора — железа.

<sup>1</sup> От греч. *гомос* — одинаковый.

**Химические реакции классифицируются по различным признакам: по изменению числа и состава веществ — участников реакции, по изменению степеней окисления атомов, по тепловым эффектам, по направлению протекания, по участию в реакциях катализатора, по наличию границы раздела фаз. Каждую химическую реакцию можно характеризовать набором указанных признаков.**

### Вопросы и задания

1. Из приведённого перечня выпишите отдельно уравнения реакций соединения; разложения; замещения; обмена:

- $MgCO_3 = MgO + CO_2;$
- $CuCl_2 + Zn = Cu + ZnCl_2;$
- $KOH + HCl = KCl + H_2O;$
- $2HgO = 2Hg + O_2;$
- $2AgNO_3 + MgCl_2 = Mg(NO_3)_2 + 2AgCl;$
- $3H_2SO_4 + 2Al = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2;$
- $2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O;$
- $8Al + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe;$
- $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = BaSO_4 + 2KOH.$

2. Из перечня уравнений, приведённых в задании 1, выпишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Охарактеризуйте их по другим классификационным признакам.

3. Охарактеризуйте по различным классификационным признакам химические реакции, отображаемые уравнениями:

- $4NH_{3(r)} + 5O_{2(r)} \xrightarrow{t, Pt} 4NO_{(r)} + 6H_2O_{(r)} + Q;$
- $C_{(r)} + 2H_2O_{(r)} \xrightarrow{t} CO_{2(r)} + 2H_{2(r)} - Q;$
- $2Al_{(r)} + 3CuCl_{2(p-p)} = 2AlCl_{3(p-p)} + 3Cu_{(r)} + Q.$

4. Из предложенного перечня выберите уравнение реакции, являющейся одновременно: экзотермической и гомогенной; эндотермической и гетерогенной; протекающей без изменения степени окисления атомов и экзотермической; гомогенной и окислительно-восстановительной:

- $HCl_{(p-p)} + KOH_{(p-p)} = KCl_{(p-p)} + H_2O_{(ж)} + Q;$
- $2H_{2(r)} + O_{2(r)} = 2H_2O_{(r)} + Q;$
- $3Fe_{(т)} + 4H_2O_{(r)} = Fe_3O_4_{(т)} + 4H_{2(r)} + Q;$
- $C_{(т)} + H_2O_{(r)} = CO_{(r)} + H_{2(r)} - Q.$

5. Даны вещества:  $H_2$ ,  $Zn$ ,  $O_2$ ,  $CuO$ ,  $HCl_{(p-p)}$ ,  $H_2O$ ,  $Ca(OH)_{2(p-p)}$ ,  $Na$ . Напишите уравнения всех возможных гомогенных и гетерогенных реакций с участием указанных веществ. Какие из них относятся к окислительно-восстановительным; к реакциям соединения; к реакциям обмена?

## § 25. Тепловые эффекты химических реакций. Простейшие термохимические расчёты

Как вы уже знаете, все химические реакции сопровождаются тепловыми явлениями — выделением или поглощением теплоты. Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими, а реакции, идущие с поглощением теплоты — эндотермическими. Если химические количества реагентов численно равны соответствующим коэффициентам из уравнения реакции, то *количество теплоты Q, выделяющейся или поглощающейся в ходе данной реакции, называется её тепловым эффектом*. Тепловые эффекты экзотермических процессов принято считать положительными и обозначать в уравнениях реакций символом  $+Q$ . Тепловые эффекты эндотермических реакций считаются отрицательными и в уравнениях реакций обозначаются символом  $-Q$ .

Тепловые эффекты реакций зависят от природы (состава и строения), агрегатного состояния исходных веществ и продуктов реакций, а также от условий, в которых они протекают.

 Величины тепловых эффектов можно определять экспериментально, проводя реакции в специальных приборах — калориметрах<sup>1</sup>, способных очень точно определить количество выделившейся или поглотившейся теплоты. Для того чтобы эти опыты можно было сравнивать и систематизировать, все полученные результаты приводят к одинаковым условиям, называемым *стандартными*, — температуре 25 °C (298 K) и давлению 101,325 кПа.

Почему же в ходе одних реакций теплота выделяется, а в ходе других — поглощается? Что является источником теплоты? От чего зависят величины тепловых эффектов реакций? Ответ на эти вопросы заключается в следующем. В ходе любой химической реакции одновременно протекают два процесса — разрыв химических связей в молекулах исходных веществ и образование новых связей в молекулах продуктов реакции. Первый из этих процессов всегда эндотермичен, т. е. осуществляется с поглощением теплоты  $Q_1$ , а второй — всегда экзотермичен и идёт с выделением теплоты  $Q_2$ . Сумма тепловых эффектов этих процессов представляет собой общий тепловой эффект реакции  $Q$ :

$$Q = Q_1 + Q_2.$$

В качестве примера определим общий тепловой эффект реакции образования хлороводорода из простых веществ:



<sup>1</sup> От лат. *калор* — теплота и греч. *метрео* — измеряю.

В ходе этой реакции разрываются химические связи в молекулах  $\text{H}_2$  и  $\text{Cl}_2$  и образуются новые связи в молекулах  $\text{HCl}$ . Известно, что при разрыве связей  $\text{H}-\text{H}$  в 1 моль водорода и связей  $\text{Cl}-\text{Cl}$  в 1 моль хлора поглощается соответственно 435,9 кДж и 242,3 кДж теплоты. Поскольку в целом при разрыве связей поглощается  $435,9 \text{ кДж} + 242,3 \text{ кДж} = 678,2 \text{ кДж}$ , можно записать:

$$Q_1 = -678,2 \text{ кДж.}$$

Известно также, что при образовании связей  $\text{H}-\text{Cl}$  в 2 моль хлороводорода выделяется 862,8 кДж, соответственно чему запишем:

$$Q_2 = +862,8 \text{ кДж.}$$

Тогда общий тепловой эффект реакции  $Q$ , равный сумме тепловых эффектов  $Q_1$  и  $Q_2$ , составит:

$$Q = Q_1 + Q_2 = -678,2 \text{ кДж} + 862,8 \text{ кДж} = +184,6 \text{ кДж.}$$

Это значит, что указанная реакция в целом является экзотермической и протекает в соответствии с *термохимическим уравнением*:



*Термохимическими называются уравнения, в которых указываются тепловые эффекты реакций.* Поскольку их величины зависят от агрегатного состояния реагентов и продуктов, в термохимических уравнениях обязательно указываются эти состояния: (г) — газ; (ж) — жидкость; (т) или (к) — твёрдое (кристаллическое) вещество.

Термохимические уравнения используются при выполнении *термохимических расчётов*, которые позволяют:

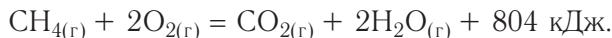
а) определить количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в результате реакции, если известны её тепловой эффект и химическое количество (масса, объём) одного из участников реакции;

б) рассчитать химическое количество (массу, объём) одного из участников реакции, если известно количество выделившейся или поглотившейся теплоты;

в) составить термохимическое уравнение реакции, если известно количество выделившейся или поглотившейся теплоты и химическое количество (масса, объём) одного из участников этой реакции.

В качестве примеров указанных термохимических расчётов решим две задачи.

**Пример 1.** Рассчитайте количество теплоты, выделяющейся в результате полного сгорания в кислороде метана объёмом (н. у.) 6,72 дм<sup>3</sup> в соответствии с термохимическим уравнением:



Дано:

$$V(\text{CH}_4) = 6,72 \text{ дм}^3$$

$$Q = 804 \text{ кДж}$$

$$Q' = ?$$

Решение:

1. Рассчитаем химическое количество сгоревшего метана:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m} = \frac{6,72 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

2. Рассчитаем искомую теплоту. Из термохимического уравнения реакции следует, что в результате сгорания 1 моль метана выделяется 804 кДж теплоты. С учётом этого составим пропорцию:

при сгорании 1 моль метана выделяется 804 кДж,

при сгорании 0,3 моль метана выделяется  $x$  кДж,

$$\text{откуда } x = \frac{0,3 \text{ моль} \cdot 804 \text{ кДж}}{1 \text{ моль}} = 241,2 \text{ кДж.}$$

Ответ:  $Q' = 241,2 \text{ кДж.}$

**Пример 2.** Рассчитайте химическое количество и массу алюминия, сгоревшего в кислороде в соответствии с термохимическим уравнением



если в результате реакции выделилось 83,69 кДж теплоты.

Дано:

$$Q = 3347,4 \text{ кДж}$$

$$Q' = 83,69 \text{ кДж}$$

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

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

Решение:

1. Найдём химическое количество сгоревшего алюминия. Из термохимического уравнения реакции следует, что при сгорании 4 моль алюминия выделяется 3347,4 кДж теплоты. С учётом этого составим пропорцию и найдём искомое химическое количество металла:

при сгорании 4 моль Al выделяется 3347,4 кДж теплоты,

при сгорании  $x$  моль Al выделяется 83,69 кДж теплоты,

$$\text{откуда } x = \frac{4 \text{ моль} \cdot 83,69 \text{ кДж}}{3347,4 \text{ кДж}} = 0,1 \text{ моль.}$$

2. Рассчитаем массу сгоревшего алюминия:

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,1 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 2,7 \text{ г.}$$

*Ответ:* 0,1 моль; 2,7 г.

Термохимические исследования и расчёты широко используются в научных целях, в том числе и для определения энергетической ценности (калорийности) различных видов топлива, кормов для животных, продуктов питания.

В целом, чем больше теплоты выделяется при сгорании данного продукта, тем выше его калорийность, т. е. питательные свойства.

**Протекание любой химической реакции сопровождается выделением или поглощением теплоты.**

**Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в ходе реакции, называется её тепловым эффектом. Уравнения реакций, в которых указываются их тепловые эффекты, называются термохимическими.**

### Вопросы и задания

1. Укажите, какие из реакций, схемы которых приведены ниже, относятся к экзотермическим, а какие — к эндотермическим:

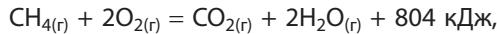
- а)  $2\text{KNO}_3 \xrightleftharpoons[t]{\Delta} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow - Q;$
- б)  $\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightleftharpoons[t]{\Delta} \text{CH}_3\text{OH} + Q;$
- в)  $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[t]{\Delta} 3\text{H}_2 + \text{CO} - Q;$
- г)  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q.$

2. Что обозначает утверждение: «Тепловой эффект реакции горения магния в кислороде равен +1202 кДж»? Напишите соответствующее термохимическое уравнение реакции.

3. Используя данные, приведённые в задании 2, рассчитайте количество теплоты, выделившейся в результате сгорания в кислороде магния массой 9,6 г.

4. Ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$  химическим количеством 0,1 моль сожгли в кислороде, в результате чего выделилось 130 кДж теплоты. Рассчитайте тепловой эффект данной реакции и напишите её термохимическое уравнение.

5. Рассчитайте объём (н. у.) метана, сгоревшего в кислороде в соответствии с термохимическим уравнением



если в результате реакции выделилось 40,2 кДж теплоты.

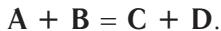
6. В результате сгорания серы массой 8 г в кислороде выделилось 74,25 кДж теплоты. Рассчитайте тепловой эффект данной реакции и напишите её термохимическое уравнение.

7. В результате полного термического разложения образца карбоната кальция выделился углекислый газ объёмом (н. у.) 6,72 дм<sup>3</sup>. Рассчитайте тепловой эффект данной реакции и напишите её термохимическое уравнение, если известно, что в указанном эксперименте поглотилось 53,4 кДж теплоты.

## § 26. Скорость химических реакций

Вы уже знаете, что для осуществления различных химических реакций требуются разные интервалы времени. Например, процесс, во время которого на железе во влажном воздухе образуется ржавчина, длится в течение нескольких лет или даже десятилетий. В то же время железная канцелярская скрепка растворяется в соляной кислоте в течение 15–20 минут. Эти примеры свидетельствуют о том, что химические реакции осуществляются с разной скоростью.

Чем же определяется скорость химических реакций? Рассмотрим это на примере реакции, выражющейся условным уравнением:



С течением времени химические количества исходных веществ  $n(\mathbf{A})$  и  $n(\mathbf{B})$  уменьшаются, а химические количества продуктов реакции  $n(\mathbf{C})$  и  $n(\mathbf{D})$  увеличиваются. Чем быстрее происходит это изменение, тем больше скорость химической реакции, и наоборот — чем медленнее изменяются количества веществ в ходе реакции, тем меньше её скорость.

Для определения величины скорости химической реакции  $v$  нужно знать изменение химического количества  $\Delta n$  какого-либо одного вещества ( $\mathbf{A}$ ,  $\mathbf{B}$ ,  $\mathbf{C}$  или  $\mathbf{D}$ ), произошедшее за интервал времени  $\Delta t$ , и объём сосуда  $V$ , в котором идёт реакция. Соотношение этих величин, записанное в виде дроби  $\frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$ , является математическим выражением *скорости химической реакции* в указанном интервале времени.

Вы уже знаете (см. § 8), что величина, равная отношению химического количества вещества  $n$  к объёму  $V$  реакционной смеси, называется молярной концентрацией этого вещества  $c$ :

$$c(\text{в-ва}) = \frac{n(\text{в-ва})}{V}.$$

Если в выражение скорости реакции вместо  $\frac{\Delta n(\text{в-ва})}{V}$  подставить  $\Delta c(\text{в-ва})$ , получится уравнение:

$$v = \pm \frac{\Delta c(\text{в-ва})}{\Delta t} \text{ (моль/дм}^3 \cdot \text{с).}$$

Из него следует определение:

**!** Скорость химической реакции — величина, равная отношению изменения молярной концентрации вещества к интервалу времени, в течение которого произошло данное изменение.

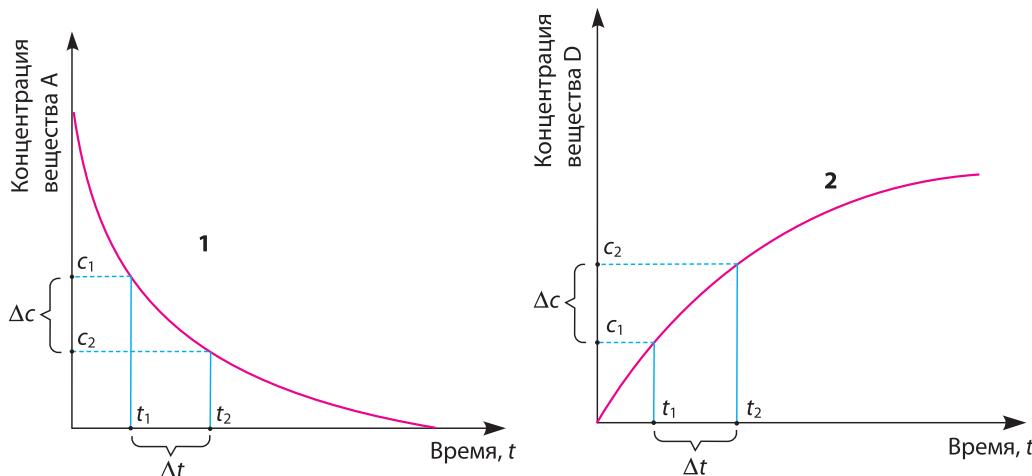


Рис. 38. Изменение концентрации вещества А (1) и вещества D (2) со временем

Поскольку вещество А, вступая в реакцию, постепенно расходуется, изменение его концентрации  $\Delta c(A) = c_2(A) - c_1(A)$  имеет отрицательное значение (рис. 38, 1). С учётом того, что скорость реакции — только положительная величина, в уравнении скорости реакции перед дробью ставится знак « $-$ »:

$$v = -\frac{\Delta c(A)}{\Delta t}.$$

В то же время продукты реакции накапливаются, поэтому изменение их концентраций, например  $\Delta c(D)$ , имеет положительное значение (рис. 38, 2), и в уравнении скорости реакции перед дробью ставится знак « $+$ »:

$$v = +\frac{\Delta c(D)}{\Delta t}, \text{ или } v = \frac{\Delta c(D)}{\Delta t}.$$

Скорость реакции по мере её протекания уменьшается (рис. 39) и через некоторое время реакция заканчивается.

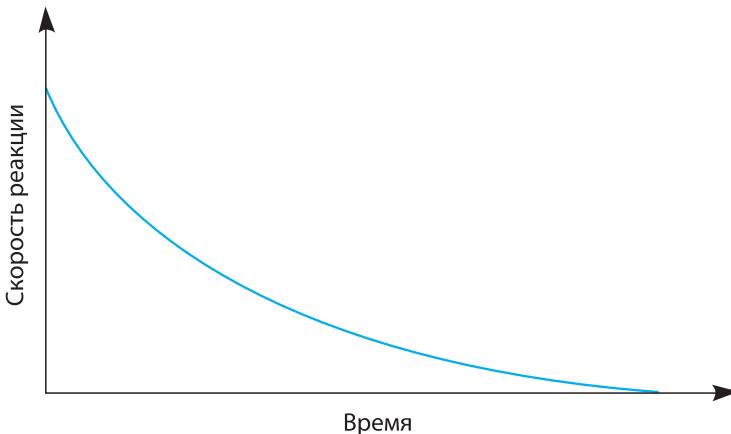


Рис. 39. Изменение скорости реакции со временем



Раздел химии, посвящённый изучению скорости химических реакций, называется химической кинетикой (от греч. кинесис — движение). Знание её законов позволяет грамотно управлять различными химическими реакциями.

**Скорость химической реакции определяется изменением молярной концентрации одного из реагентов или одного из продуктов реакции за единицу времени.**

### Вопросы и задания

1. Как изменяются химические количества исходных веществ и продуктов в ходе химических реакций?
2. Как, зная изменение химического количества вещества за определённый интервал времени, можно рассчитать среднюю скорость химической реакции? Напишите соответствующее уравнение.
3. В каких единицах выражается скорость химических реакций? Что значит выражение: «Скорость химической реакции равна 0,285 моль/дм<sup>3</sup> · с»?
4. Химическая реакция между газами  $X + Y = Z + D$  протекала в сосуде объёмом 2 дм<sup>3</sup>. В начальный момент времени химическое количество вещества Y составляло 0,5 моль, а через 10 секунд оно оказалось равным 0,3 моль. Рассчитайте скорость данной реакции в указанном интервале времени.
5. Как и почему изменяются молярные концентрации исходных веществ по мере протекания реакций? Что при этом происходит с концентрациями продуктов реакций?
6. В начале реакции  $A + 2B = C$  концентрация газа A была равна 0,3 моль/дм<sup>3</sup>. Через 20 с она оказалась равной 0,2 моль/дм<sup>3</sup>. Рассчитайте скорость этой реакции в указанном интервале времени. Как при этом изменились концентрации газов B и C?

## § 27. Факторы, влияющие на скорость химических реакций

От чего же зависит скорость химических реакций, какие факторы определяют её величину? Такими факторами являются природа реагирующих веществ, их концентрации, температура, присутствие катализаторов, площадь поверхности соприкосновения реагентов. Познакомимся с каждым из них подробнее.

### Химическая природа реагирующих веществ

Поскольку химическая природа различных веществ неодинакова, они обладают разными химическими свойствами, разной реакционной способностью. Например, при комнатной температуре оксид азота(II) реагирует с кислородом быстро, а оксид углерода(II) в тех же условиях окисляется медленно. Почему эти оксиды, в равной мере контактирующие с кислородом, окисляются с разной скоростью? Ответ на этот вопрос в следующем. Из огромного числа частиц (в нашем примере — молекул NO и CO) в реакцию вступают лишь те, которые обладают необходимым для этого *повышенным запасом энергии*. Такие частицы называются *активными*. Чем больше доля активных частиц в веществе, тем выше скорость реакции с его участием, и наоборот. При комнатной температуре число активных молекул в оксиде азота(II) намного больше, чем в оксиде углерода(II). Именно поэтому NO окисляется кислородом намного быстрее, чем CO.

Для того чтобы реакция протекала с заметной скоростью, неактивные частицы нужно перевести в активное состояние, сообщив им недостающую энергию, например, нагревая вещество. Эта энергия называется *энергией активации*  $E_a$ . Таким образом, *энергия активации — это минимальная энергия (кДж/моль), которую необходимо сообщить неактивным частицам реагирующих веществ для перевода их в активное состояние*.

Получая извне избыточную энергию, неактивные частицы преодолевают так называемый *энергетический барьер* (рис. 40) подобно человеку, который преодолевает высокую гору, предварительно получив энергию из пищи.

**!** Каждая реакция характеризуется строго определённым значением энергии активации, от величины которой зависит скорость химического взаимодействия. Чем меньше величина энергии активации  $E_a$  реакции, тем ниже «энергетический барьер», тем выше скорость реакции; чем большее величина энергии активации  $E_a$  реакции, тем её скорость ниже.

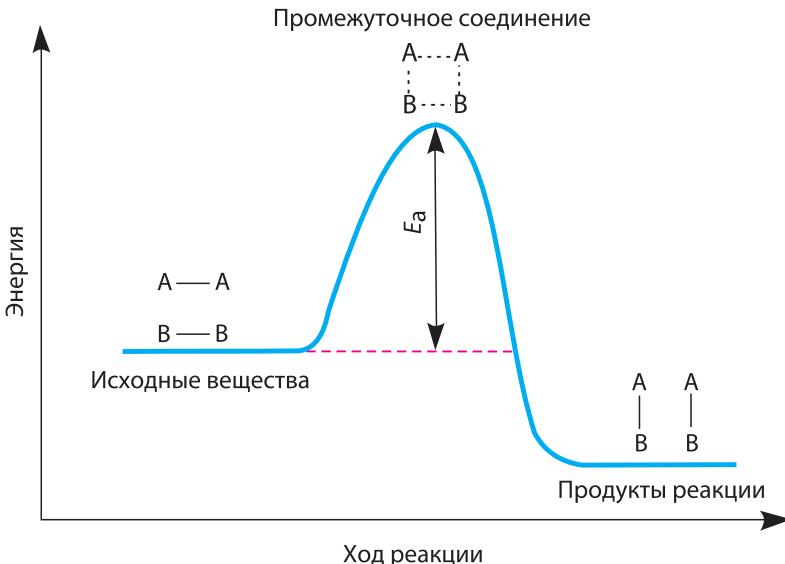


Рис. 40. Энергетическая диаграмма реакции  $A_2 + B_2 = 2AB$

### Температура

Поскольку у разных реакций значения энергии активации  $E_a$  сильно различаются, то и скорости этих реакций при одной и той же температуре всегда различны.

Как показывает эксперимент, скорость химических реакций сильно зависит от температуры. При её повышении неактивные молекулы поглощают энергию, равную или большую энергии активации, и становятся активными. Поскольку число активных молекул возрастает, скорость реакции увеличивается.



Количественную зависимость скорости реакций от температуры установил в 1884 году голландский химик Вант-Гофф. Он сформулировал правило, которое назвали его именем: «*При повышении температуры на каждые 10 °C скорость большинства химических реакций увеличивается в 2–4 раза*». Математическое выражение этой зависимости имеет вид:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}.$$

В этом уравнении:

$v_{t_2}$  — скорость реакции при более высокой температуре  $t_2$ ;

$v_{t_1}$  — скорость реакции при более низкой температуре  $t_1$ ;

$\Delta t$  — разность температур;

$\gamma$  (гамма) — температурный коэффициент скорости реакции. Он принимает значения от 2 до 4 и показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10 °C.

## Концентрация реагирующих веществ

Чем выше молярные концентрации исходных веществ в смеси, тем больше частиц содержится в ней и тем чаще эти частицы сталкиваются между собой, а это, как вы уже знаете, приводит к увеличению скорости реакции. При уменьшении молярных концентраций реагентов число сталкивающихся частиц становится меньше и скорость их взаимодействия понижается.

Чтобы изучить влияние температуры и концентраций реагирующих веществ на скорость химических реакций, проведём небольшой эксперимент.

### **Лабораторный опыт 2**

#### ***Исследование влияния температуры и концентрации кислоты на скорость взаимодействия цинка и соляной кислоты***

1. В пробирку поместите одну гранулу цинка и прилейте небольшой объём соляной кислоты с молярной концентрацией  $\text{HCl}$ , равной 0,1 моль/дм<sup>3</sup>. Отметьте интенсивность выделения водорода. Затем прилейте в пробирку столько воды, чтобы объём раствора увеличился в 2 раза. При этом концентрация кислоты уменьшится в 2 раза. Сравните интенсивность выделения газа с первоначальной и сделайте вывод о влиянии концентрации кислоты на скорость её взаимодействия с цинком.

2. Нагрейте содержимое пробирки и обратите внимание на увеличение интенсивности выделения водорода. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

### Катализаторы

Один из важнейших способов увеличения скорости реакций — проведение их в присутствии катализаторов. Из курсов химии 7-го и 8-го классов вы знаете, что *катализаторы — это вещества, ускоряющие химические реакции*. В присутствии катализаторов скорость реакций увеличивается в тысячи и даже миллионы раз. Катализаторы активно участвуют в химических реакциях, но, в отличие от реагентов, остаются химически неизменными.

**!** **Катализаторы — вещества, которые увеличивают скорость химических реакций, но сами при этом не расходуются и не входят в состав конечных веществ.**

Увеличение скорости реакций в присутствии катализаторов называется *катализом*. Различают *гомогенный* и *гетерогенный* катализ. При *гомогенном* катализе катализатор и реагенты находятся в одной фазе, а при *гетерогенном* — в разных фазах.

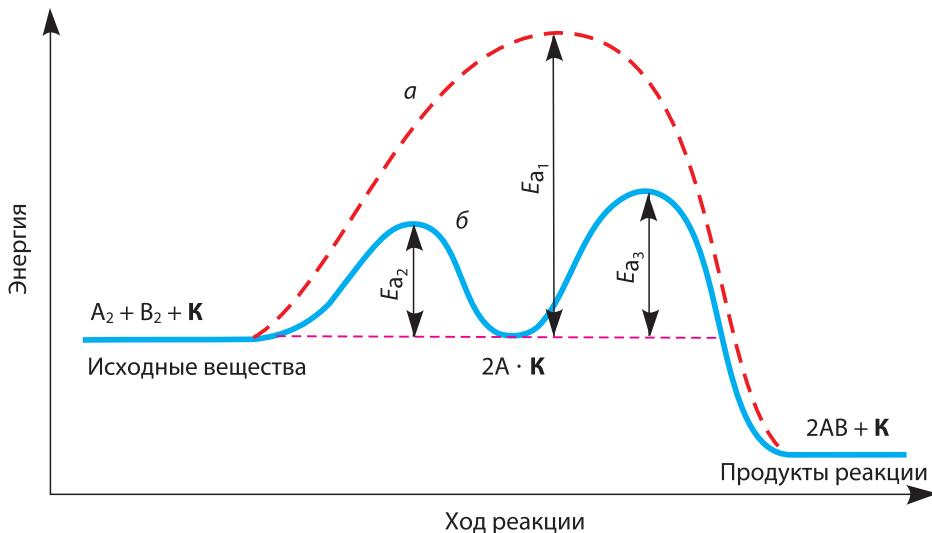
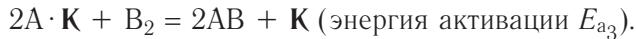


Рис. 41. Энергетическая схема гомогенного катализа реакции  $A_2 + B_2 = 2AB$

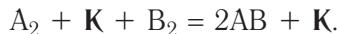
Почему же в присутствии катализаторов скорость реакции увеличивается? Оказывается, катализатор «направляет» реакцию по «более лёгкому пути», уменьшая её энергию активации. Рассмотрим это на примере реакции  $A_2 + B_2 = 2AB$ . Без катализатора (рис. 41, кривая *а*) эта реакция протекает медленно, так как её энергия активации  $E_{a1}$  высока. При **гомогенном катализе** (рис. 41, кривая *б*) в присутствии катализатора **K** он реагирует с одним из исходных веществ, например  $A_2$ , образуя активное промежуточное соединение  $2A \cdot K$ :



Оно быстро взаимодействует с другим реагентом  $B_2$ , превращаясь в смесь продукта реакции — вещества  $AB$  — с катализатором **K**, который *выделяется в исходном количестве*:



Поскольку энергии активации этих промежуточных процессов  $E_{a2}$  и  $E_{a3}$  меньше  $E_{a1}$ , в присутствии катализатора реакция в целом протекает быстрее по общему уравнению:



Выделившийся катализатор ускоряет взаимодействие новых порций исходных веществ.



В случае **гетерогенного катализа** (рис. 42) катализатор и реагенты находятся в разных агрегатных состояниях, и между их фазами имеется граница раздела, например поверхность твёрдого катализатора. Именно на ней и осуществляется катализ. При этом молекулы одного из реагентов, например  $A_2$ , адсорбируются<sup>1</sup> на поверхности катализатора **K**, в результате чего химические связи в этих молекулах ослабляются и они переходят в активное состояние ( $A_2^*$ ). Быстро реагируя с молекулами другого реагента  $B_2$ , они образуют на поверхности катализатора активные молекулы продукта реакции  $AB^*$ . Они отрываются от поверхности катализатора, превращаясь в молекулы продукта реакции  $AB$ . При этом, как и в случае гомогенного катализа, энергия активации реакции уменьшается, что ведёт к увеличению её скорости.

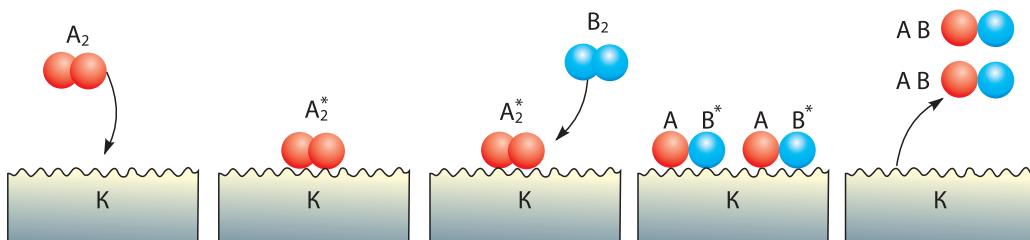


Рис. 42. Схема гетерогенного катализа реакции  $A_2 + B_2 = 2AB$

В качестве катализаторов наиболее часто используются некоторые простые вещества (Pt, Pd, Ni, Fe), некоторые оксиды ( $MnO_2$ ,  $V_2O_5$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Al_2O_3$ ,  $CuO$ ), а также смеси указанных веществ. Катализаторы, ускоряющие химические реакции в организмах человека и животных, называются *ферментами*.

#### Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ

На скорость гетерогенных реакций, протекающих с участием твёрдых веществ, большое влияние оказывает величина площади соприкосновения реагентов. Чтобы убедиться в этом, проведём несложный эксперимент. В две пробирки нальём равные объёмы соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 5 %. В первую пробирку опустим небольшой кусочек мела  $CaCO_3$ , а во вторую — равный по массе образец его порошка. Видно, что более интенсивное выделение пузырьков газа происходит в пробирке с порошком мела, т. е. в этом случае реакция протекает быстрее, чем с цельным кусочком мела. Из повседневного опыта вы знаете, что деревянные стружки или щепки сгорают намного быстрее, чем цельная древесина той же массы. Это объясняется тем, что общая площадь поверхности стружек намного больше таиной деревесины.

<sup>1</sup> Адсорбция — поглощение частиц поверхностью.

Таким образом, чем больше площадь поверхности соприкосновения исходных веществ, тем больше реагирующих частиц сталкиваются друг с другом и тем выше скорость их взаимодействия.

Исходя из этого, для увеличения скорости гетерогенных реакций с участием твёрдых веществ их предварительно измельчают до состояния мелких кусочков или порошка.

**На скорость химических реакций влияют: природа реагирующих веществ, величина энергии активации реакции, температура, концентрации реагентов, катализаторы, площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ.**

### Вопросы и задания

1. Перечислите факторы, влияющие на скорость химических реакций.
2. Почему при комнатной температуре оксид азота NO реагирует с кислородом намного быстрее, чем оксид углерода(II)?
3. Что такое энергия активации реакции? Как зависит скорость химической реакции от величины энергии её активации?
4. Как и почему изменяется скорость химических реакций при повышении температуры? Как нужно изменить температуру для уменьшения скорости химической реакции? Почему скоропортящиеся продукты нужно хранить в холодильнике?
5. Имеются растворы, в которых молярные концентрации HCl равны 2 моль/дм<sup>3</sup> и 1 моль/дм<sup>3</sup>. В каждый из этих растворов поместили одинаковые по величине кусочки мрамора CaCO<sub>3</sub>. Какой из них растворится быстрее? Почему?
6. Какие вещества называются катализаторами? Какие два вида катализа вы знаете? В чём заключается суть гомогенного катализа?
7. Почему мелкодисперсный порошок железа при комнатной температуре самовоспламеняется на воздухе, а железный гвоздь — нет?

## § 28. Обратимые химические реакции

Изучая химические свойства различных веществ, вы до сих пор знакомились с *необратимыми* реакциями. Они называются так потому, что протекают лишь в одном направлении, в результате чего исходные вещества полностью превращаются в продукты реакций. В уравнениях необратимых химических реакций между формулами исходных и конечных веществ ставится знак «=».

После начала необратимой реакции концентрации исходных веществ постепенно уменьшаются, вследствие чего её скорость также уменьшается. Через не-

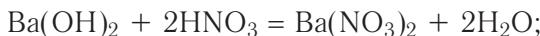
которое время реагенты полностью расходуются, превратившись в продукты реакции, т. е. реакция идёт «до конца».

К *необратимым* относятся:

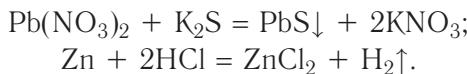
а) реакции, сопровождающиеся выделением большого количества теплоты, и, в частности, реакции горения веществ в кислороде. Например:



б) реакции нейтрализации. Например:



в) реакции, в результате которых образуются малорастворимые в воде твёрдые ( $\downarrow$ ) или газообразные ( $\uparrow$ ) вещества. Например:



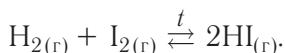
Другую большую группу химических превращений составляют *обратимые* реакции. В отличие от необратимых, они протекают одновременно в двух противоположных направлениях. Это значит, что в одно и то же время исходные вещества превращаются в конечные, а конечные вещества — в исходные. Как следствие, в результате любой обратимой реакции реагенты никогда полностью не превращаются в продукты реакции. Поэтому об обратимых реакциях говорят, что они протекают «не до конца».

Различают прямую ( $\rightarrow$ ) и обратную ( $\leftarrow$ ) реакции, совокупность которых в химических уравнениях обозначают символом  $\rightleftharpoons$  между формулами исходных и конечных веществ.

**!** **Обратимыми называются реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях.**

### Химическое равновесие

В качестве примера рассмотрим обратимую реакцию синтеза иодоводорода из простых веществ:



В первоначальный момент в сосуде находятся только водород и иод, так как продукт реакции HI ещё не успел образоваться. С течением времени химические количества и концентрации исходных веществ —  $c(\text{H}_2)$  и  $c(\text{I}_2)$  постепенно уменьшаются, вследствие чего *скорость прямой реакции также уменьшается*.

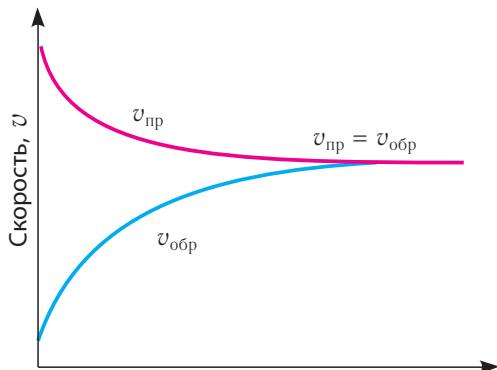


Рис. 43. Изменение скоростей прямой и обратной реакций со временем

Одновременно химическое количество и концентрация иодоводорода  $c(\text{HI})$  увеличиваются, вследствие чего *скорость обратной реакции также постепенно увеличивается*. Через некоторое время наступает особое состояние реакционной смеси, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми (рис. 43):

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$$

Такое состояние называется *химическим равновесием*.



**Химическое равновесие — состояние реакционной смеси, при котором прямая и обратная реакции протекают с одинаковой скоростью.**

Поскольку в состоянии равновесия скорость образования HI равна скорости его разложения, то, например, за 1 с образуется столько же молекул HI, сколько их за это время разлагается. То же самое наблюдается и с молекулами  $\text{H}_2$  и  $\text{I}_2$ . Однако не следует думать, что при этом прямая и обратная реакции останавливаются: они осуществляются как и прежде, но только с одинаковой скоростью.

Молярные концентрации веществ, находящихся в состоянии равновесия, называются их *равновесными концентрациями*.

### Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Если внешние условия (температура и давление), при которых установилось химическое равновесие, не изменяются, то равновесные концентрации всех участников реакции остаются постоянными и равновесие не нарушается. Если же внешние условия изменяются, это приводит к изменению равновесных концентраций веществ. В этом случае говорят о нарушении или *смещении химического равновесия*.

Суть такого смещения состоит в следующем. В результате изменения хотя бы одного из внешних условий равенство скоростей прямой и обратной реакций на некоторое время нарушается. *Если в течение этого времени ско-*

рость прямой реакции превышает скорость обратной реакции ( $\rightleftharpoons$ ), то равновесие смещается в сторону прямой реакции, т. е. вправо. При этом равновесные концентрации исходных веществ уменьшаются, а равновесные концентрации продуктов реакции увеличиваются. Если же в течение указанного времени с большей скоростью протекает обратная реакция ( $\rightleftharpoons$ ), равновесие смещается влево. Это приводит к увеличению равновесных концентраций исходных веществ и уменьшению равновесных концентраций продуктов реакции.

Как уже было сказано, смещение равновесия длится лишь некоторое время. По его прошествии изменившиеся скорости прямой и обратной реакций снова становятся одинаковыми, и устанавливается новое химическое равновесие с другими равновесными концентрациями веществ. Оно остаётся неизменным, пока не поменяется хотя бы одно из внешних условий.

Направление смещения химического равновесия при изменении внешних условий определяется закономерностью, установленной в 1884 году французским учёным Ле Шателье и называемой *принципом Ле Шателье*:

**«Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывает-  
ся внешнее воздействие (изменяется температура, давление или концен-  
трация одного из веществ), то это равновесие смещается в сторону той реакции  
(прямой или обратной), которая ослабляет оказанное воздействие».**

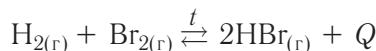
Принцип Ле Шателье часто называют *принципом противодействия*. Это «противодействие» заключается в смещении равновесия, т. е. в увеличении скорости той реакции (прямой или обратной), в результате которой оказанное на систему внешнее воздействие ослабевает.

Химическое равновесие смещается в ту или иную сторону при изменении любого из следующих параметров:

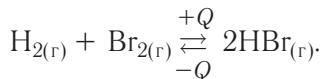
- температуры системы, т. е. при её нагревании или охлаждении;
- давления в системе, т. е. при её сжатии или расширении;
- концентрации одного из участников обратимой реакции, например при добавлении его в равновесную смесь.

### Влияние температуры

Символ  $+Q$  или  $-Q$ , записанный в конце термохимического уравнения, характеризует тепловой эффект **прямой** реакции. Он равен по величине тепловому эффекту обратной реакции, но противоположен ему по знаку. Например, из термохимического уравнения, записанного в общем виде,



следует, что *прямая* реакция идёт с *выделением* теплоты (т. е.  $+Q$ ), а *обратная* — с *поглощением* такого же количества теплоты (т. е.  $-Q$ ):

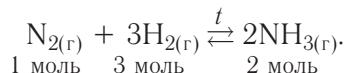


При *нагревании* ( $+t$ ) этой равновесной системы она противодействует, «охлаждая» себя. Это происходит за счёт смещения равновесия в сторону эндотермической реакции, в ходе которой полученная извне теплота поглощается ( $-Q$ ). Если же данную равновесную систему подвергают *охлаждению* ( $-t$ ), то она снова противодействует, но теперь уже «нагревая» себя. Это достигается за счёт смещения равновесия в сторону экзотермической реакции, идущей с выделением теплоты ( $+Q$ ). Таким образом, *при повышении температуры* ( $+t$ ) *химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции* ( $-Q$ ), *а при понижении температуры* ( $-t$ ) *химическое равновесие смещается в сторону экзотермической реакции* ( $+Q$ ).

О противодействии системы внешнему изменению температуры свидетельствуют противоположные знаки « $+$ » и « $-$ » перед символами  $t$  и  $Q$ .

### Влияние давления

При постоянной температуре давление газовой смеси на стенки сосуда прямо пропорционально общему химическому количеству газов, содержащихся в нём. Если общее химическое количество газов в сосуде увеличивается, то давление газовой смеси возрастает, и наоборот — при понижении общего количества газов давление в сосуде уменьшается. Рассмотрим это на примере обратимой реакции синтеза аммиака, выражющейся уравнением:

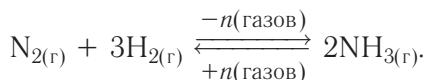


Из этого уравнения следует, что:

а) в результате прямой реакции ( $\rightarrow$ ) общее химическое количество газов *уменьшается* ( $-n$ ) от 4 до 2 моль, вследствие чего давление газовой смеси на стенки сосуда *понижается*;

б) в результате обратной реакции ( $\leftarrow$ ) общее химическое количество газов *увеличивается* ( $+n$ ) от 2 до 4 моль, вследствие чего давление газовой смеси на стенки сосуда *возрастает*.

Это можно отобразить в уравнении реакции следующим образом:



Если данную равновесную систему подвергают сжатию, повышая её давление ( $+p$ ), она «противодействует» этому, смешая равновесие в сторону прямой реакции, в ходе которой давление и общее количество газов уменьшается ( $-n$ ).

Если же указанную равновесную систему подвергают расширению, уменьшая её давление ( $-p$ ), она снова «противодействует», смешая равновесие в сторону обратной реакции, в ходе которой давление и общее количество газов увеличивается ( $+n$ ). Таким образом, при *повышении внешнего давления* ( $+p$ ) химическое равновесие смещается в сторону реакции, сопровождающейся *уменьшением общего химического количества газов* ( $-n$ ). При *понижении внешнего давления* ( $-p$ ) химическое равновесие смещается в сторону реакции, сопровождающейся *увеличением общего химического количества газов* ( $+n$ ).

Известно достаточно много обратимых реакций, в ходе которых общее химическое количество газов не изменяется. Например:



Очевидно, что в таких случаях изменение внешнего давления не влияет на положение химического равновесия, т. е. оно никуда не смещается.

О противодействии системы внешнему изменению давления свидетельствуют противоположные знаки «+» и «-» перед символами  $p$  и  $n$ .

### Влияние концентраций веществ

Химическое равновесие можно сместить, изменения концентрации исходных или конечных веществ, участвующих в обратимой реакции. Рассмотрим это подробнее на примере реакции, отображаемой уравнением:



При увеличении концентрации одного или обоих исходных веществ А и В скорость прямой реакции увеличивается ( $\rightarrow$ ), что приводит к смещению равновесия *вправо*. Если же концентрации этих веществ уменьшить, то скорость прямой реакции также уменьшится, и большей поэтому окажется скорость обратной реакции ( $\leftarrow$ ), т. е. равновесие сместится влево.

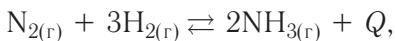
При увеличении концентрации одного или обоих конечных веществ С и D скорость обратной реакции возрастает ( $\leftarrow$ ), что приводит к смещению равновесия *влево*. Если же концентрации указанных веществ уменьшить, то скорость обратной реакции также уменьшится, и большей окажется скорость прямой реакции ( $\rightarrow$ ). Это, как вам уже известно, приводит к смещению равновесия *вправо*.



- При увеличении концентраций исходных веществ химическое равновесие всегда смещается вправо, а при их уменьшении — влево.
- При увеличении концентраций конечных веществ химическое равновесие всегда смещается влево, а при их уменьшении — вправо.

Приведём конкретный пример.

**Пример 1.** Определите, в какую сторону сместится химическое равновесие, отображаемое уравнением



а) при увеличении концентрации азота; б) при уменьшении концентрации водорода; в) при уменьшении концентрации аммиака.

*Решение:*

а) Поскольку азот — исходное вещество, то при увеличении его концентрации данное равновесие смещается вправо.

б) Так как водород — исходное вещество, то при уменьшении его концентрации химическое равновесие смещается влево.

в) Поскольку аммиак — конечное вещество, то при уменьшении его концентрации указанное равновесие смещается вправо.

Смещение химического равновесия широко используется в химической промышленности для увеличения практического выхода многих ценных веществ. Например, для того чтобы увеличить выход аммиака, т. е. получить его как можно больше, химическое равновесие, рассмотренное в примере 1, смещают *вправо*. Для этого увеличивают давление (сжимают реакционную смесь), уменьшают температуру, увеличивают концентрации азота и водорода, уменьшают концентрацию аммиака.

Следует отметить, что катализаторы не влияют на положение химического равновесия, так как они одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции.

**Химические реакции подразделяются на обратимые и необратимые.**

**При равенстве скоростей прямой и обратной реакций наступает состояние химического равновесия.**

**Химическое равновесие смещается при изменении давления, температуры, концентраций веществ.**

**Катализаторы не влияют на положение химического равновесия.**

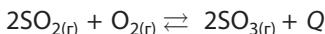
### Вопросы и задания

- Какие реакции называются обратимыми? Напишите уравнения трёх таких реакций.
- Какое состояние реакционной смеси называется химическим равновесием? Как называются концентрации веществ, находящихся в состоянии химического равновесия?
- Что понимают под смещением химического равновесия? Объясните смысл выражения: «Химическое равновесие сместилось влево; вправо».
- Как на практике можно сместить химическое равновесие? Сформулируйте принцип Ле Шателье.
- Как влияет изменение температуры на положение химического равновесия? В какую сторону сместится равновесие в системе



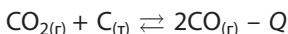
при охлаждении реакционной смеси? Как нужно изменить температуру, чтобы увеличить выход оксида азота(II)?

- Как влияет изменение давления на положение химического равновесия? В какую сторону сместится равновесие в системе



при повышении давления в реакционной смеси? Как нужно изменить внешнее давление для увеличения выхода оксида серы(VI) ?

- В какую сторону сместится химическое равновесие



- а) при увеличении температуры; б) при уменьшении внешнего давления; в) при увеличении концентрации угарного газа; г) при уменьшении концентрации углекислого газа?

## § 29. Окислительно-восстановительные реакции

Среди всех известных химических реакций особое место занимают окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Именно они лежат в основе процессов фотосинтеза, дыхания и обмена веществ в живых организмах, используются при получении многих полезных веществ и материалов.

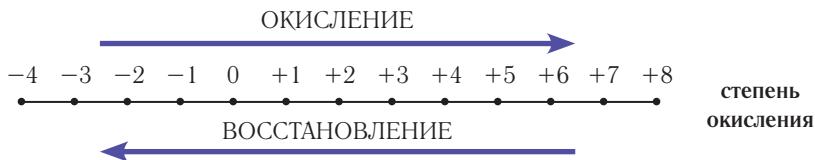


На протяжении многих веков люди широко использовали в своей деятельности различные окислительно-восстановительные реакции, не понимая их сути. Лишь во второй половине XVIII века французский химик А. Лавуазье дал научное объяснение этим процессам, создав *кислородную теорию окисления*. Согласно данной теории *окисление — процесс присоединения атомов кислорода к атомам других элементов, а восстановление — процесс отнятия атомов кислорода*. С этими определениями вы познакомились впервые в курсе химии 7-го класса на примере реакций окисления меди кислородом и восстановления меди из её оксида водородом:

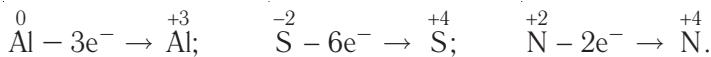


В начале XX века была создана современная электронная теория окислительно-восстановительных реакций. В её основе лежит представление о том, что любая окислительно-восстановительная реакция *осуществляется за счёт перехода электронов от атомов или ионов одних элементов к атомам или ионам других элементов, в результате чего происходит изменение их степеней окисления*. Таким образом, **к окислительно-восстановительным относятся реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления атомов.**

Согласно электронной теории, в ходе любой окислительно-восстановительной реакции одновременно протекают два процесса — *окисление и восстановление*:

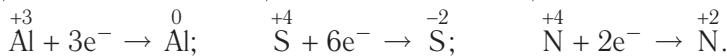


**Окисление** — процесс отдачи электронов ( $-e^-$ ), приводящий к увеличению степени окисления атомов, например:



Атом или ион, отдающий электроны, называется *восстановителем*. Вещество, в состав которого входят такие атомы или ионы, также называется *восстановителем*. Типичными восстановителями являются простые вещества металлы, атомы которых в ходе окислительно-восстановительной реакции всегда отдают электроны.

**Восстановление** — процесс присоединения электронов ( $+e^-$ ), приводящий к уменьшению степени окисления атомов, например:



Атом или ион, присоединяющий электроны, называется *окислителем*. Вещество, в состав которого входят такие атомы или ионы, также называется *окислителем*. К окислителям относятся многие простые вещества-неметаллы (например,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{S}$ ), атомы которых присоединяют электроны. Таким образом,

- !** • восстановитель, отдавая электроны, восстанавливает другие атомы или ионы, но сам при этом окисляется;

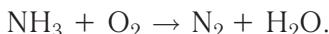
- окислитель, принимая электроны, окисляет другие атомы или ионы, но сам при этом восстанавливается.

В ходе окислительно-восстановительной реакции общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем:

$$N(e^-)_{\text{отд}} = N(e^-)_{\text{прин.}}$$

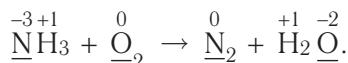
Это равенство, называемое *электронным балансом*, лежит в основе метода расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР, который называется *методом электронного баланса*. Рассмотрим его на следующих примерах.

**Пример 1.** Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



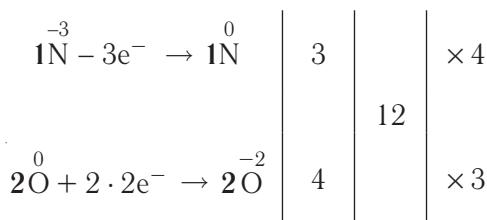
*Выполнение:*

1. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнём символы элементов, у которых изменились степени окисления:



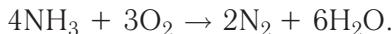
2. Определим атомы-восстановители и атомы-окислители в данной реакции. Поскольку степень окисления атомов азота повышается (от  $-3$  до  $0$ ), они окисляются, отдавая электроны, и являются восстановителями. В то же время степень окисления атомов кислорода понижается (от  $0$  до  $-2$ ), следовательно, они восстанавливаются, присоединяя электроны, и являются окислителями.

3. Составим схему электронного баланса. Для этого запишем одно под другим уравнения процессов окисления атомов азота и восстановления атомов кислорода. *Запомните, что в этих уравнениях число атомов каждого элемента такое же, как в одной молекуле соответствующего исходного вещества.* Учитывая, что в молекуле  $\text{NH}_3$  один атом азота, а в молекуле  $\text{O}_2$  два атома кислорода, схема электронного баланса имеет вид:

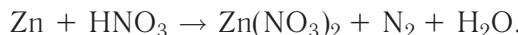


Из этих уравнений видно, что один атом азота отдаёт 3 электрона, а два атома кислорода принимают 4 электрона. Эти числа (3 и 4) записываются напротив соответствующих уравнений за первой вертикальной чертой. Далее находится *наименьшее общее кратное*<sup>1</sup> указанных чисел — число 12, которое записывается посередине за второй вертикальной чертой. После этого наименьшее кратное поочерёдно делится на число электронов, отданных одним атомом азота, т. е. на 3 ( $12 : 3 = 4$ ), и на число электронов, принятых двумя атомами кислорода, т. е. на 4 ( $12 : 4 = 3$ ). Полученные числа — 4 и 3 — записываются напротив соответствующих уравнений за третьей вертикальной чертой. *Они представляют собой множители, показывающие, на сколько нужно умножить числа атомов в записанных уравнениях окисления и восстановления для достижения электронного баланса.* Получается, что число 1, записанное перед символами N, нужно умножить на 4 ( $1 \cdot 4 = 4$  атома N), а число 2, записанное перед символами O, нужно умножить на 3 ( $2 \cdot 3 = 6$  атомов O). Таким образом, получается электронный баланс: число электронов (12), отданных четырьмя атомами азота, равно числу электронов (12), принятых шестью атомами кислорода.

4. Учитывая, что в обеих частях уравнения должно быть **по четыре атома азота и по шесть атомов кислорода**, расставим соответствующие коэффициенты перед формулами веществ в исходной схеме реакции и получим искомое уравнение:

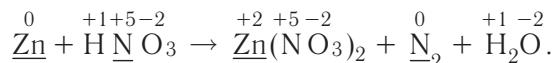


**Пример 2.** Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



*Выполнение:*

1. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнём символы элементов, у которых изменились степени окисления:

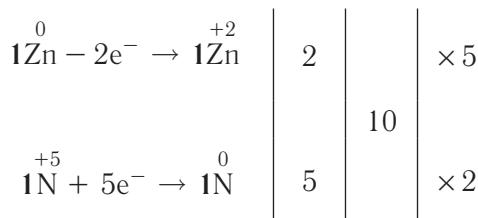


2. Определим атомы-восстановители и атомы-окислители в данной реакции. Поскольку степень окисления атомов цинка повышается, они окисляются, отдавая электроны, и являются восстановителями. В то же время степень окисления атомов азота понижается, следовательно, они восстанавливаются, присое-

<sup>1</sup> Это наименьшее натуральное число, которое без остатка делится на каждое из указанных чисел.

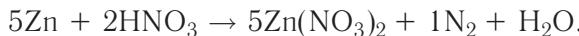
диния электроны, и являются окислителями. **Обратите внимание:** в данной ОВР азотная кислота участвует в двух процессах — одна её часть восстанавливается до простого вещества азота, а другая часть расходуется на образование соли без изменения степени окисления атомов азота.

3. Составим схему электронного баланса. Для этого запишем одно под другим уравнения процессов окисления атомов цинка и восстановления атомов азота:

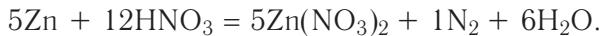


Из этих уравнений видно, что один атом цинка отдаёт 2 электрона, а один атом азота принимает 5 электронов. Эти числа (2 и 5) записываются напротив соответствующих уравнений за первой вертикальной чертой. Наименьшее общее кратное указанных чисел — число 10, записанное за второй вертикальной чертой, поочерёдно делится на число электронов, отданных одним атомом цинка, т. е. на 2 ( $10 : 2 = 5$ ), и на число электронов, принятых одним атомом азота, т. е. на 5 ( $10 : 5 = 2$ ). Полученные числа — 5 и 2 — записываются напротив соответствующих уравнений за третьей вертикальной чертой. Они показывают, что число 1, записанное перед символами Zn, нужно умножить на 5 ( $1 \cdot 5 = 5$  атомов Zn), а число 1, записанное перед символами N, нужно умножить на 2 ( $1 \cdot 2 = 2$  атома N). Таким образом, получается электронный баланс: число электронов (10), отданных пятью атомами цинка, равно числу электронов (10), принятых двумя атомами азота.

4. Расставим соответствующие коэффициенты перед формулами веществ:



Из этой схемы видно, что в соответствии с электронным балансом на образование одной молекулы азота  $\text{N}_2$  расходуются две молекулы  $\text{HNO}_3$ . Однако на образование пяти формульных единиц соли нитрата цинка расходуются ещё 10 молекул азотной кислоты, в которых степень окисления атомов азота не изменяется. Поэтому общее число молекул  $\text{HNO}_3$ , приходящихся на 5 атомов цинка в данной ОВР, равно 12 ( $2 + 10$ ):



Окислительно-восстановительные свойства веществ можно определить по величинам степеней окисления атомов, входящих в их состав.



- Если атомы элемента в веществе находятся в высшей степени окисления, то за их счёт данное вещество проявляет только окислительные свойства.
- Если атомы элемента в веществе находятся в низшей степени окисления<sup>1</sup>, то за их счёт данное вещество проявляет только восстановительные свойства.
- Если атомы элемента в веществе находятся в промежуточной степени окисления, то за их счёт данное вещество может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Рассмотрим это на примере соединений азота. Поскольку этот химический элемент расположен в группе VA, максимальная и минимальная степени окисления его атомов равны соответственно +5 и –3. Поэтому, например, вещество  $\text{HNO}_3$ , содержащее атомы азота в максимальной степени окисления, за их счёт проявляет только окислительные свойства; вещество  $\text{NH}_3$ , содержащее атомы азота в минимальной степени окисления, за их счёт проявляет только восстановительные свойства. Соответственно, вещество  $\text{NaNO}_2$ , содержащее атомы азота в промежуточной степени окисления +3, за их счёт может быть как восстановителем, так и окислителем.

Окислительно-восстановительные реакции происходят во всех живых организмах и лежат в основе процессов жизнедеятельности. Они постоянно осуществляются и в окружающей среде — в атмосфере, в природных водах, в земных недрах. Со многими окислительно-восстановительными реакциями мы сталкиваемся в повседневной жизни. Это, например, горение бытового газа на кухне, прокисление молока, образование ржавчины, почернение серебряных изделий и многие другие.

**Окислительно-восстановительными называются реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов.**

**Восстановители, отдавая электроны, окисляются, а окислители, принимая электроны, восстанавливаются.**

**Общее число электронов, отданных атомами вещества-восстановителя, всегда равно общему числу электронов, принятых атомами вещества-окислителя.**

<sup>1</sup> Низшая степень окисления атомов всех металлов равна 0, а для атомов неметаллов она равна разности между номером группы и числом 8.

### Вопросы и задания

1. Определите степени окисления атомов химических элементов в следующих соединениях:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .
  2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры известных вам реакций данного типа. Какие из них вы наблюдаете в повседневной жизни?
  3. Выберите схемы окислительно-восстановительных реакций:
    - a)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
    - б)  $\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{FeO}$ ;
    - в)  $\text{AgNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ;
    - г)  $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$ .
  4. Дополните схемы следующих превращений, указав в каждой из них число отрицательных и положительных единиц заряда атомов, а также количество электронов, участвующих в превращении:  $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+2}$ ;  $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{-3}$ ;  $\text{P}^{+3} \rightarrow \text{P}^0 \rightarrow \text{P}^{-3}$ ;  $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^0 \rightarrow \text{Mn}^{-3}$ ;  $\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{-3}$ ;  $\text{C}^{+2} \rightarrow \text{C}^0 \rightarrow \text{C}^{-2}$ ;  $\text{H}^{+1} \rightarrow \text{H}^0 \rightarrow \text{H}^{-1}$ ;  $\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{+7}$ . Какие из них отображают процессы окисления, восстановления?
  5. Какие из предложенных веществ —  $\text{S}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnSO}_3$  — за счёт атомов серы проявляют только окислительные свойства; только восстановительные свойства; как окислительные, так и восстановительные свойства? Ответ поясните.
  6. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель для каждой из ОВР:
    - a)  $\text{S} + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
    - б)  $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2$ ;
    - в)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .
  7. Укажите сумму всех коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:
- $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{конц})} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .

### Практическая работа 1

#### Химические реакции

Проведите возможные химические реакции между веществами, выданными вам учителем. В качестве реагентов вы можете использовать также воду, кислород воздуха, выдыхаемый углекислый газ, а также вещества, образующиеся в результате проведённых реакций.

Подберите такие пары веществ, реакции между которыми будут разных типов: соединения, разложения, замещения, обмена; окислительно-восстановительные, протекающие без изменения степеней окисления атомов; эндотермические, экзотермические; гомогенные, гетерогенные.

Составьте уравнения химических реакций, из них три (или по выбору учителя) охарактеризуйте по всем возможным признакам классификации. Для

окислительно-восстановительных реакций составьте уравнения электронного баланса.

Результаты выполненных опытов внесите в таблицу, заполнив её по образцу:

Вещества	Признаки химической реакции	Уравнение химической реакции (электронный баланс)	Тип химической реакции
Zn и HCl	Растворение металла, выделение газа ( $H_2$ )	$\begin{array}{ccccccc}  & +1 & 0 & +2 & 0 \\  2HCl + Zn = &   &   &   &   \\  & \overset{+1}{H} & \overset{0}{e^-} & \overset{1}{Zn} & \overset{2}{Cl_2} & \times 2 \\  &   &   &   &   \\  & 0 & -2 & +2 & 0 \\  Zn - 2e^- = &   &   &   &   \\  & 2 & & 2 & \\  & & & & \times 1  \end{array}$	а) замещения; б) окислительно-восстановительная; в) гетерогенная; г) некатализическая; д) необратимая

Сделайте вывод о способах классификации химических реакций.

## Глава VI

# ХИМИЯ РАСТВОРОВ

### § 30. Растворение как физико-химический процесс

#### Растворы

Вы уже знакомы с *растворами* — однородными системами переменного состава. Любой раствор содержит не менее двух компонентов, один из которых *растворитель*, а другой — *растворённое вещество*. Растворы могут быть жидкими (водные и неводные), газообразные (газовые смеси), твёрдые. В газообразных растворах (смесях газов) наблюдается неограниченная взаимная растворимость газов. Примером таких растворов является воздух — смесь азота, кислорода, благородных и углекислого газов. Из твёрдых растворов наиболее важны сплавы металлов. В природе чаще всего встречаются жидкие водные растворы: природная вода, солевые растворы в клетках живых организмов.

В водных растворах растворителем является вода, в которой растворяются различные вещества — твёрдые, жидкые, газообразные. Как вам уже известно, главной причиной проявления водой свойств растворителя является строение её молекул — диполей.

#### Растворение веществ

Раствор — это не просто смесь частиц растворителя и растворённого вещества. Процесс растворения — сложный физико-химический процесс, при котором происходит взаимодействие частиц растворяемого вещества и растворителя. В результате контакта между частицами растворителя и растворяемого вещества последние отрываются от поверхности растворяемого вещества и, благодаря диффузии, распределяются в объёме растворителя. Это *физическая сторона* процесса. Одновременно происходит взаимодействие молекул растворителя

с частицами растворяемого вещества — это химическая составляющая процесса растворения. Такое взаимодействие бывает настолько сильным, что приводит к образованию устойчивых соединений.

### Тепловые явления при растворении

Растворение веществ сопровождается тепловыми эффектами. В процессе растворения разрушаются химические связи между частицами вещества (атомами, молекулами, ионами), что требует затрат энергии. Одновременно происходит образование связей между частицами растворённого вещества и растворителя, которое сопровождается выделением энергии. При растворении газов и жидкостей теплота обычно выделяется, а при растворении твёрдых веществ она может и выделяться, и поглощаться. *Тепловой эффект растворения веществ определяется разницей между количеством теплоты, затраченной на разрыв химических связей между частицами растворяемого вещества (эндотермический процесс), и количеством теплоты, выделившейся при взаимодействии частиц растворённого вещества и растворителя (экзотермический процесс):*

$$Q_{(\text{растворения})} = -Q_{(\text{разрыв химических связей})} + Q_{(\text{образование химических связей})}.$$

Например, при растворении в воде серной кислоты наблюдается сильное разогревание раствора. Причина этого в том, что количество теплоты, выделяющейся при химическом взаимодействии кислоты с водой, больше количества теплоты, затраченной на разрыв связей в молекулах кислоты.

### Гидраты и кристаллогидраты

Химическое взаимодействие растворённого вещества с водой приводит к образованию соединений, которые называются *гидратами*. Их состав выражают с помощью формул растворённого вещества и воды, соединённых знаком «·», например:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Гидратную теорию растворов предложил русский учёный Д. И. Менделеев. Он писал: «Растворы суть химические соединения, определяемые силами, действующими между растворителем и растворённым веществом». Этот процесс взаимодействия растворяющего вещества с водой называется *гидратацией*. При увеличении содержания растворённого вещества из раствора выпадают кристаллы, которые содержат в своём составе воду и поэтому называются *кристаллогидратами*.

**!** Кристаллы, в состав которых входят молекулы воды, называются кристаллогидратами, а содержащаяся в них вода — кристаллизационной.

Так, с 1 моль соли в кристаллогидрате медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  связаны 5 моль воды, а в кристаллогидрате железного купороса —  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  — 7 моль воды (табл.10).

Таблица 10. Формулы и названия некоторых кристаллогидратов

Название кристаллогидрата	Химическая формула
Кристаллическая сода	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Медный купорос	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Железный купорос	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Широко распространённым и используемым кристаллогидратом является природный *гипс*  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . При нагревании его до 180 °C образуется *алебастр*  $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ :



Если в насыщенный раствор вещества поместить его маленький кристаллик, то по мере испарения растворителя на поверхности кристаллика будет осаждаться растворённое вещество и образуется большой однородный кристалл (рис. 44).

### Растворимость веществ в воде

Способность веществ растворяться в воде или другом растворителе называется *растворимостью*. По растворимости все вещества в зависимости от их природы делятся на три группы — нерастворимые, малорастворимые и растворимые. В таблице растворимости это отображается в помощью соответствующих букв — «Н», «М» и «Р». Нерастворимыми являются, например,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , S,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

К малорастворимым веществам относятся хлорид свинца(II), сульфид кальция, фторид бария, бензол, кислород и др.



Рис. 44. Кристалл медного купороса

Растворимые в воде вещества могут быть твёрдыми (сахар, сульфат меди(II), гидроксид натрия), жидкими (спирт, уксусная кислота, серная кислота) и газообразными (хлороводород, аммиак).

Второй фактор, влияющий на растворимость веществ, — это *температура*. Как правило, растворимость твёрдых веществ с увеличением температуры заметно возрастает. Растворение газов сопровождается выделением теплоты, поэтому понижение температуры повышает их растворимость. Она увеличивается также при повышении давления. Эти факты учитываются при изготовлении газированных напитков — углекислый газ растворяют в воде при пониженной температуре и повышенном давлении.

Растворимость веществ при различных температурах количественно характеризуется величиной *коэффициента растворимости*.

**! Коэффициент растворимости (*s*) — это максимальная масса вещества, которое при данной температуре можно растворить в воде массой 100 г.**

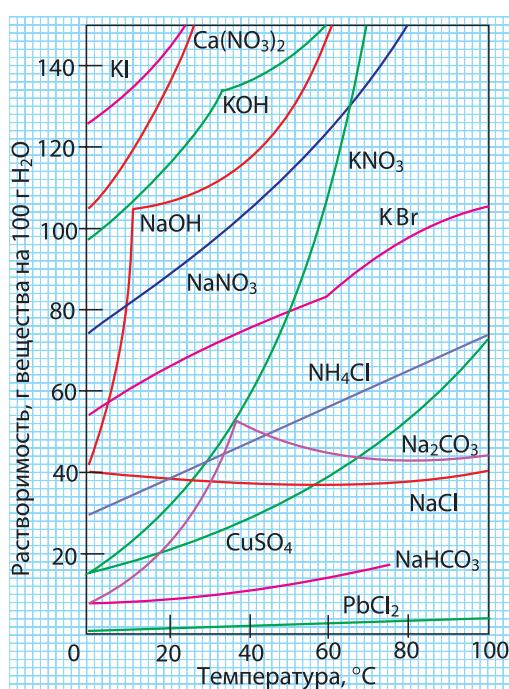


Рис. 45. Зависимость растворимости твёрдых веществ от температуры

Зависимость растворимости веществ от температуры выражается графически с помощью *кривых растворимости* (рис. 45).

По кривым растворимости производят различные расчёты. Например, можно определить массу вещества, которое выпадает в осадок из насыщенного раствора при его охлаждении. Если приготовить насыщенный при 60 °C раствор нитрата натрия в воде массой 100 г, а затем охладить его до 20 °C, то по кривой растворимости видно, что из раствора выпадет соль массой 34 г ( $122 - 88 = 34$  г).

Процесс выделения твёрдого вещества из насыщенного раствора при понижении температуры называется *кристаллизацией*. Кристаллизация играет огромную роль в природе — она приводит к образованию некоторых минералов, участвует в процессах, протекающих в горных породах.

Кристаллизация лежит в основе метода очистки твёрдых веществ, который называется *перекристаллизацией*.

**Растворение — физико-химический процесс, включающий в себя как разрушение структуры растворяющего вещества, так и взаимодействие его частиц с молекулами растворителя.**

**При растворении веществ в воде может происходить выделение или поглощение теплоты.**

**Растворимость веществ в воде зависит от их природы, температуры, давления.**

**Кристаллогидраты — кристаллические вещества, содержащие молекулы воды.**

### Вопросы и задания

1. Приведите по два примера: а) растворимых, б) малорастворимых, в) практически нерастворимых веществ. Запишите их формулы.

2. Даны вещества: хлороводород, сульфат меди(II), серная кислота, кислород, азот. Запишите формулы веществ, растворимость которых возрастает при понижении температуры и повышении давления.

3. По графику растворимости найдите растворимость соли нитрата калия при 20 °C, 50 °C, 70 °C.

4. Массовая доля хлорида меди(II) в насыщенном при 20 °C растворе равна 42,2 %. Определите величину коэффициента растворимости хлорида меди(II) при данной температуре.

5. Растворимость нитрата свинца(II) при 20 °C составляет 52,2 г на 100 г воды. Какую массу этой соли можно растворить при указанной температуре в воде массой 350 г?

6. Растворимость медного купороса при 30 °C равна 48,8 г на 100 г воды. Какая масса сульфата меди(II) содержится в его насыщенном растворе массой 150 г?

7. \* Растворимость аммиака при 0 °C равна 1300 объёмов на 1 объём воды, а при 30 °C — 595 объёмов на 1 объём воды. Насыщенный при 0 °C раствор массой 250 г нагрели до 30 °C. Как изменилась его масса? Ответ подтвердите расчётом.

## § 31. Способы выражения составов растворов

В промышленности, медицине, быту часто необходимы растворы с определённым и точным содержанием вещества. Поэтому основной характеристикой любого раствора является его количественный состав. Количественный состав растворов выражают различными способами.

**Массовая доля растворённого вещества** ( $w$  — «дубль-вэ») — величина, равная отношению массы этого вещества к массе раствора. С этим способом выражения состава растворов вы познакомились в 8-м классе. Вспомним, что если в растворе массой 200 г масса растворённого вещества равна 40 г, то его массовая доля равна:

$$w_{(\text{в-ва})} = \frac{m_{(\text{в-ва})}}{m_{(\text{р-па})}} = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} = 0,2, \text{ или } 20 \text{ \%}.$$

Массовая доля — величина безразмерная, выражается в долях единицы или в процентах.

**Пример 1.** К раствору массой 400 г с массовой долей хлорида кальция, равной 12 %, добавили раствор массой 120 г, в котором массовая доля той же соли составляла 0,05. Рассчитайте массовую долю хлорида кальция в полученном новом растворе.

*Дано:*

$$\begin{aligned} m_1(\text{р-па}) &= 400 \text{ г} \\ w_1(\text{CaCl}_2) &= 12 \% (0,12) \\ m_2(\text{р-па}) &= 120 \text{ г} \\ w_2(\text{CaCl}_2) &= 0,05 \end{aligned}$$

$$w_3(\text{CaCl}_2) = ?$$

*Решение:*

1. Определим массу хлорида кальция в первом растворе:

$$\begin{aligned} m_1(\text{CaCl}_2) &= m_1(\text{р-па}) \cdot w_1(\text{CaCl}_2) = \\ &= 400 \text{ г} \cdot 0,12 = 48 \text{ г}. \end{aligned}$$

2. Найдём массу хлорида кальция во втором растворе:

$$\begin{aligned} m_2(\text{CaCl}_2) &= m_2(\text{р-па}) \cdot w_2(\text{CaCl}_2) = \\ &= 120 \text{ г} \cdot 0,05 = 6 \text{ г}. \end{aligned}$$

3. Определим общую массу хлорида кальция в новом растворе:

$$m_3(\text{CaCl}_2) = m_1(\text{CaCl}_2) + m_2(\text{CaCl}_2) = 48 \text{ г} + 6 \text{ г} = 54 \text{ г}.$$

4. Вычислим общую массу нового раствора:

$$m_3(\text{р-па}) = m_1(\text{р-па}) + m_2(\text{р-па}) = 400 \text{ г} + 120 \text{ г} = 520 \text{ г}.$$

5. Определим массовую долю хлорида кальция в новом растворе:

$$w_3(\text{CaCl}_2) = m_3(\text{CaCl}_2) : m_3(\text{р-па}) = 54 \text{ г} : 520 \text{ г} = 0,104, \text{ или } 10,4 \text{ \%}.$$

*Ответ:*  $w_3(\text{CaCl}_2) = 0,104$ , или 10,4 %.

**Пример 2.** Кристаллогидрат  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  массой 128,8 г растворили в воде массой 691,2 г. Вычислите массовую долю (%) сульфата натрия в полученным растворе.

*Дано:*

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) &= 128,8 \text{ г} \\ m(\text{H}_2\text{O}) &= 691,2 \text{ г} \end{aligned}$$

$$w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

*Решение:*

1. Определим молярную массу кристаллогидрата:

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 142 + 10 \cdot 18 = 322;$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ г/моль.}$$

2. Вычислим массу сульфата натрия в указанной порции кристаллогидрата, составив пропорцию:

в порции  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  массой 322 г содержится  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  массой 142 г;  
в порции  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  массой 128,8 г содержится  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  массой  $x$  г,  
откуда  $x = (142 \cdot 128,8) : 322 = 56,8$  г.

3. Вычислим массу приготовленного раствора:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ра}) &= m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 691,2 \text{ г} + 128,8 \text{ г} = 820 \text{ г.} \end{aligned}$$

4. Найдём массовую долю сульфата натрия в растворе:

$$\begin{aligned} w(\text{Na}_2\text{SO}_4) &= m(\text{Na}_2\text{SO}_4) : m(\text{р-ра}) = \\ &= 56,8 \text{ г} : 820 \text{ г} = 0,07, \text{ или } 7 \%. \end{aligned}$$

*Ответ:*  $w(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 7 \%$ .

В химии широко пользуются таким способом выражения состава растворов, как *молярная концентрация вещества в растворе*.

**!** **Молярная концентрация вещества —  $c(X)$  — величина, равная отношению его химического количества к объёму раствора:**

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{р-ра})} .$$

Молярная концентрация выражается в моль/дм<sup>3</sup>.

**Пример 3.** В растворе объёмом 2 дм<sup>3</sup> содержится гидроксид натрия массой 0,8 г. Рассчитайте молярную концентрацию этого вещества в растворе.

*Дано:*

$$V(\text{p-pa}) = 2 \text{ дм}^3$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,8 \text{ г}$$

$$c(\text{NaOH}) = ?$$

*Решение:*

1. Вычислим химическое количество гидроксида натрия:

$$\text{a) } M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40; \\ M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль;}$$

$$\text{б) } n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{0,8 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль.}$$

2. Найдём молярную концентрацию гидроксида натрия в растворе:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{p-pa})} = \frac{0,02 \text{ моль}}{2 \text{ дм}^3} = 0,01 \text{ моль/дм}^3.$$

*Ответ:*  $c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$ .

Зная молярную концентрацию, можно легко найти химическое количество растворённого вещества, содержащегося в определённом объёме раствора:

$$n(X) = c(X) \cdot V(\text{p-pa}).$$

Важной количественной характеристикой любого раствора является *плотность*  $\rho$  — величина, равная отношению массы данного раствора к его объёму:

$$\rho(\text{p-pa}) = \frac{m(\text{p-pa})}{V(\text{p-pa})} (\text{кг/дм}^3 \text{ или г/см}^3).$$

Используя эту характеристику, легко перейти от одного способа выражения состава раствора к другому.

**Пример 4.** Массовая доля серной кислоты в растворе равна 20 %, а его плотность составляет 1,15 г/см<sup>3</sup>. Вычислите молярную концентрацию серной кислоты в этом растворе.

*Дано:*

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20 \% \\ \rho(\text{p-pa}) = 1,15 \text{ г/см}^3$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

*Решение:*

1. Поскольку молярная концентрация показывает химическое количество вещества в растворе объёмом 1 дм<sup>3</sup>, допустим, что объём раствора серной кислоты равен 1 дм<sup>3</sup> или 1000 см<sup>3</sup>.

2. Найдём массу этого раствора:

$$m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,15 \text{ г/см}^3 = 1150 \text{ г.}$$

3. Вычислим массу кислоты в растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{р-ра}) \cdot w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1150 \text{ г} \cdot 0,2 = 230 \text{ г.}$$

4. Найдём химическое количество серной кислоты в растворе:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{230 \text{ г}}{98 \text{ г / моль}} = 2,35 \text{ моль.}$$

5. Рассчитаем молярную концентрацию  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{р-ра})} = \frac{2,35 \text{ моль}}{1 \text{ дм}^3} = 2,35 \text{ моль / дм}^3.$$

*Ответ:  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,35 \text{ моль/дм}^3$ .*

**Количественный состав растворов можно выражать с помощью физических величин — массовой доли или молярной концентрации растворённого вещества.**

### Вопросы и задания

- Чем отличается молярная концентрация от массовой доли вещества в растворе?
- В растворе объёмом 3 дм<sup>3</sup> содержится гидроксид натрия: а) химическим количеством 0,6 моль; б) массой 120 г. Рассчитайте соответствующие значения молярной концентрации  $\text{NaOH}$ .
- В воде массой 65 г растворили хлорид кальция массой 15 г. Рассчитайте массовую долю (%) и молярную концентрацию вещества в растворе, если его плотность равна 1,2 г/см<sup>3</sup>.
- Рассчитайте объём (дм<sup>3</sup>) раствора с молярной концентрацией  $\text{CaCl}_2$ , равной 0,1 моль/дм<sup>3</sup>, который можно приготовить из раствора этой же соли объёмом 500 см<sup>3</sup> с массовой долей  $\text{CaCl}_2$ , равной 10 % ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ).
- Массовая доля серной кислоты в растворе равна 0,617, а её молярная концентрация составляет 9,0 моль/дм<sup>3</sup>. Чему равен объём (см<sup>3</sup>) этого раствора массой 200 г?
- В растворе объёмом 55,56 см<sup>3</sup> с массовой долей серной кислоты, равной 0,91 ( $\rho = 1,8 \text{ г/см}^3$ ), добавили оксид серы(VI). В образовавшемся растворе массовая доля кислоты увеличилась по сравнению с исходной на 5,25 %. Вычислите массу добавленного оксида серы(VI).
- \* Раствор массой 500 г с массовой долей сульфата железа(II), равной 40 %, охладили, в результате чего из этого раствора выделился осадок  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  массой 100 г. Чему равна массовая доля сульфата железа(II) в растворе над осадком?

## § 32. Электролитическая диссоциация веществ в растворах

Вам уже известно, что растворы и расплавы некоторых веществ проводят электрический ток. Такие вещества называют **электролитами**. К электролитам относятся соли, щёлочи, кислоты — соединения с ионным и ковалентным полярным типом химической связи.

Причина электропроводности растворов заключается в том, что при растворении под влиянием полярных молекул воды электролиты распадаются, т. е. *диссоциируют* на положительно и отрицательно заряженные частицы — **ионы**. Эти ионы являются носителями электрических зарядов в растворах.

Теория, объясняющая электропроводность растворов, первоначально была предложена шведским учёным С. Аррениусом в 1887 году. Русские учёные И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский дополнили эту теорию положением о взаимодействии ионов с молекулами воды и образованием неустойчивых гидратов, чем связали её с утверждением Д. И. Менделеева о взаимодействии растворённого вещества и растворителя.

Сущность теории электролитической диссоциации можно выразить следующим положением.

**! Электролиты в растворах и расплавах распадаются (диссоциируют) на противоположно заряженные частицы — ионы.**

Диссоциация электролитов с ионным и ковалентным типами химической связи протекает по-разному.

### Диссоциация соединений с ионным типом связи

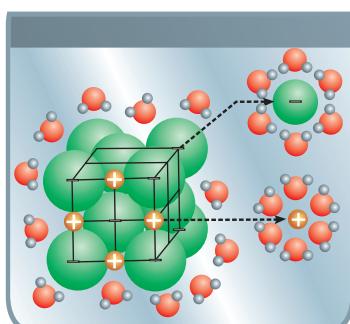


Рис. 46. Разрушение ионного кристалла под действием молекул воды

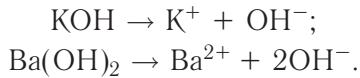
В основе строения ионных соединений находится ионная кристаллическая решётка. Разрушение кристаллов происходит под воздействием полярных молекул воды (рис. 46).

Особенностью диссоциации ионных соединений является то, что в этих веществах имеются уже готовые ионы и диполям воды остаётся только разрушить ионный кристалл.

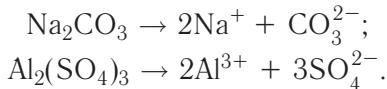
К электролитам с ионным типом связи относятся основания и соли.

Основания диссоциируют в водных растворах на гидроксид-ионы и ионы металла. Например,

растворимые в воде основания, которые, как вы знаете, называются щелочами, диссоциируют следующим образом:



В результате разрушения водой ионных кристаллов солей они диссоциируют на ионы металлов и кислотных остатков:



### Диссоциация соединений с ковалентным полярным типом связи

Кислоты относятся к веществам, в молекулах которых атомы связаны кovalентными полярными связями. Говоря об электролитах с таким типом связи, мы будем иметь в виду только растворимые органические и неорганические кислоты.

Кислоты имеют молекулярное строение, и готовых ионов в их полярных молекулах нет. Особенность диссоциации кислот в том, что диполи воды притягиваются к разноимённо заряженным концам полярной молекулы кислоты, а затем разрывают её с образованием ионов (рис. 47).

Образующиеся при диссоциации кислот ионы водорода соединяются с молекулами воды. В результате получаются более сложные ионы  $\text{H}^+ \cdot \text{H}_2\text{O}$  или  $\text{H}_3\text{O}^+$  — катионы гидроксония. При этом новая ковалентная связь возникает по донорно-акцепторному механизму:

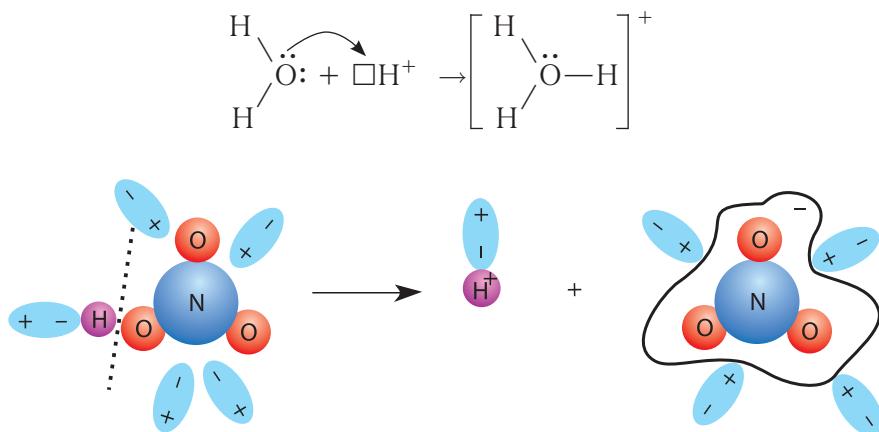


Рис. 47. Схема диссоциации молекул азотной кислоты

Молекула воды — донор электронной пары, а ион водорода — её акцептор.

Однако в дальнейшем, для упрощения в уравнениях ионных реакций, мы будем записывать гидратированный ион водорода в виде  $H^+$ .

*Кислоты* диссоциируют в водных растворах на ионы водорода и кислотных остатков:



По числу атомов водорода кислоты делятся на одно-, двух- и трёхосновные. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, например:



При этом, как правило, на каждой последующей ступени диссоциация ослабевает.

### Отличие свойств ионов от свойств атомов и молекул

Атомы и молекулы в целом электронейтральны. Ионы, как известно, образуются в результате отдачи или присоединения электронов атомами, что и является причиной возникновения зарядов у ионов. Так же как ионы водорода, все ионы

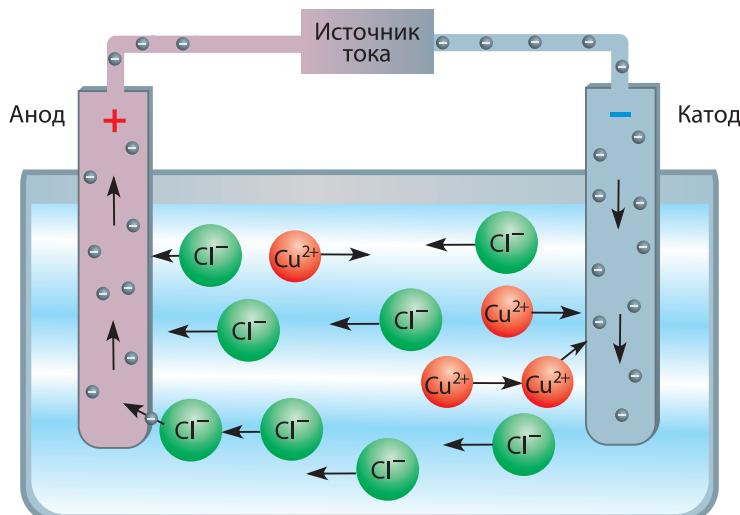


Рис. 48. Движение ионов в растворе под действием электрического поля

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

в водных растворах *гидратируются*, т. е. взаимодействуют с молекулами воды. Гидратация отчасти затрудняет обратное соединение ионов (*ассоциацию*).

Свойства заряженных ионов отличаются от свойств соответствующих электронейтральных атомов. Ионы натрия  $\text{Na}^+$  не разлагают воду, а нейтральные атомы натрия  $\text{Na}^0$  взаимодействуют с ней с выделением водорода.

Ионы хлора  $\text{Cl}^-$  не имеют ни цвета, ни запаха, не токсичны, т. е. не проявляют свойств газообразного хлора. В электрическом поле ионы перемещаются к противоположно заряженным электродам. Положительно заряженные ионы направляются к катоду — их называют *катионами*. Отрицательно заряженные ионы называют *анионами*, так как они перемещаются к аноду (рис. 48). В растворе любого электролита общий положительный заряд всех катионов равен общему отрицательному заряду всех анионов.

**!** Свойства ионов отличаются от свойств атомов и молекул, потому что они обладают различным электронным строением.

### Сильные и слабые электролиты

Электролиты диссоциируют на ионы в различной степени. Полнота распада зависит от природы электролита и растворителя, температуры, концентрации электролита.

Количественно диссоциация характеризуется *степенью диссоциации*  $\alpha$ .

**!** Степень диссоциации  $\alpha$  — это величина, равная отношению числа молекул или формульных единиц электролита, распавшихся на ионы, к общему числу его растворённых молекул или формульных единиц:

$$\alpha = \frac{N_{\text{расп}}}{N_{\text{общ}}} .$$

Так как число частиц и их количество связаны между собой соотношением

$$N = n \cdot N_A, \text{ то}$$

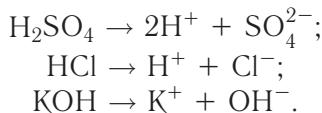
$$\alpha = \frac{N_{\text{расп}}}{N_{\text{общ}}} = \frac{n_{\text{расп}}}{n_{\text{общ}}} ,$$

где  $n$  — химическое количество соответствующих молекул или формульных единиц.

Таким образом, степень диссоциации — это величина, равная отношению химического количества распавшихся на ионы структурных единиц данного вещества к общему химическому количеству растворённых структурных единиц. Она показывает, какая часть (доля) электролита распадается на ионы.

Степень диссоциации выражается волях единицы или процентах. Например, если степень диссоциации уксусной кислоты в растворе с молярной концентрацией 0,1 моль/дм<sup>3</sup> равна 0,015 (1,5 %), то это означает, что из 1000 молекул только 15 распались на ионы. Степень диссоциации обычно определяют экспериментальным путём.

К **сильным** электролитам ( $\alpha \approx 1$ ) относятся соединения с ионным и ковалентным полярным типом связи. Ионные соединения диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков (соли) или гидроксид-ионы (щёлочи). Сильными электролитами с ковалентным типом связи являются кислоты: серная, соляная, азотная, которые поэтому так и называют — *сильные кислоты*. В растворах сильных электролитов практически отсутствует процесс обратного объединения ионов, поэтому диссоциацию таких электролитов записывают в виде уравнения распада со стрелкой в одном направлении:



К **слабым** электролитам относятся соединения с ковалентной менее полярной связью. При растворении в воде они лишь частично диссоциируют на ионы. Степень диссоциации слабых электролитов очень мала ( $\alpha \ll 1$ ). К ним относится большинство органических кислот, например уксусная кислота CH<sub>3</sub>COOH, многие неорганические кислоты, такие как сероводородная кислота H<sub>2</sub>S, сернистая кислота H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, плавиковая кислота HF.

Двухосновные слабые кислоты диссоциируют практически только по первой ступени:



В растворах слабых электролитов непрерывно протекает процесс диссоциации молекул на ионы и обратный процесс объединения ионов в молекулы. Между этими двумя процессами устанавливается динамическое равновесие. Диссоциацию таких электролитов отображают уравнением распада со стрелками в двух направлениях.

Таким образом, можно сказать, что диссоциация слабых электролитов — *процесс обратимый*. Степень диссоциации таких электролитов растёт с уменьшением их концентраций, так как при этом уменьшается вероятность столкновений ионов в растворе. Слабым электролитом является вода:



При 25 °C степень её диссоциации равна примерно  $1 \cdot 10^{-9}$ . Это означает, что из каждого миллиарда молекул воды только одна молекула распадается на ионы.

**Электролиты — это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.**

**Электропроводность растворов и расплавов электролитов объясняется электролитической диссоциацией веществ на ионы.**

**Ионы отличаются от атомов и молекул по строению и свойствам.**

**Электролиты делятся на сильные и слабые.**

**Количественной характеристикой электролитической диссоциации является степень диссоциации.**

### **Вопросы и задания**

**1.** Каким образом можно усилить диссоциацию (сместить равновесие вправо) уксусной кислоты?

**2.** Чему равна степень диссоциации некоторого электролита, если из вещества химическим количеством 2 моль распалось на ионы примерно 1,4 моль?

**3.** Составьте уравнения диссоциации следующих веществ:  $K_2Cr_2O_7$ ,  $HMnO_4$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $LiOH$ ,  $MnSO_4$ ,  $AlCl_3$ ,  $HNO_2$ . Распределите их по классам: кислоты, основания, соли.

**4.** Составьте уравнения диссоциации соединений  $NaCl$ ,  $KNO_3$ ,  $HI$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $H_2S$ ,  $Sr(OH)_2$ . Распределите их на две группы: а) ионные соединения, б) ковалентные соединения.

**5.** Как изменится степень диссоциации (возрастёт или уменьшится) слабой плавиковой кислоты ( $HF$ ) при добавлении в её раствор: а) соляной кислоты; б) раствора фторида натрия; в) воды?

**6.** Чему равно химическое количество катионов калия, образующихся в результате электролитической диссоциации карбоната калия химическим количеством 2,7 моль, если степень диссоциации соли равна 0,9?

**7.** Составьте формулы веществ: хлорида магния, сульфата железа(III), нитрата натрия и расположите их по: а) возрастанию общего числа ионов; б) убыванию числа анионов, образующихся в результате их диссоциации.

**8.** В растворе объёмом 3  $dm^3$  масса сульфата алюминия равна 615,6 г. Вычислите молярную концентрацию ионов алюминия  $Al^{3+}$  в данном растворе.

## **§ 33. Реакции ионного обмена в водных растворах**

Поскольку электролиты в растворах распадаются на ионы, то согласно теории электролитической диссоциации реакции в водных растворах электролитов — это реакции с участием ионов. Так как растворы сильных электролитов практически не содержат недиссоциированных молекул, а только анионы и катионы,



Рис. 49. Образование осадка гидроксида железа(III) при смешивании растворов хлорида железа(III) и гидроксида натрия

то логично предположить, что они и взаимодействуют между собой. Химические реакции между ионами в растворах электролитов называются *ионными реакциями*. С участием ионов могут протекать как реакции обмена, так и окислительно-восстановительные реакции.

Реакции обмена в растворах называют *реакциями ионного обмена*.

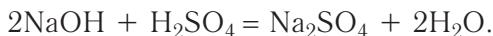
Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если образуются осадки — *труднорастворимые* вещества (рис. 49), *газообразные* или *малодиссоциирующие* вещества. К последним обычно относят воду  $\text{H}_2\text{O}$  и другие слабые электролиты, например  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  и др.

Уравнения таких процессов составляют либо в обычном (молекулярном) виде, либо в *полном ионном* или *сокращённом ионном виде*.

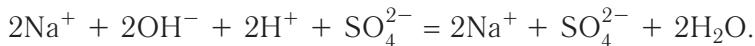
### Составление уравнений ионных реакций

Составление уравнений в ионном виде требует соблюдения определённого порядка действий. Для этого:

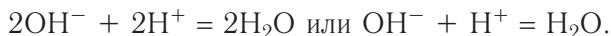
1. Составляем уравнение реакции в молекулярном виде, расставляем коэффициенты:



2. Переписываем это уравнение в ионном виде, изображая сильные электролиты в виде ионов, а образующееся малодиссоциирующее вещество — воду — в молекулярном виде:



3. Исключаем из обеих частей уравнения не участвующие в реакции ионы и записываем сокращённое ионное уравнение, которое и отображает суть химической реакции:

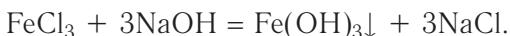


**4.** Делаем вывод о том, что суть данной реакции заключается в связывании катионов водорода с гидроксид-ионами, которое приводит к образованию малодиссоциирующего вещества — воды.

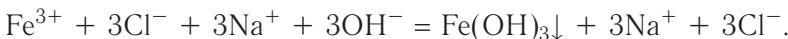
Если в результате реакции получается осадок, обозначаем это стрелкой, направленной вниз ( $\downarrow$ ), а если газ — стрелкой, направленной вверх ( $\uparrow$ ).

**Пример 1.** Составьте молекулярное и ионные уравнения химической реакции, протекающей в растворе между хлоридом железа(III) и гидроксидом натрия.

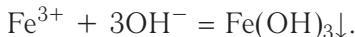
Составим молекулярное уравнение реакции:



Составим ионное уравнение реакции:

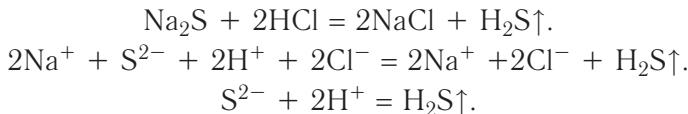


Запишем сокращённое ионное уравнение реакции:



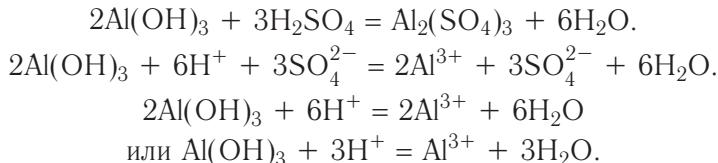
В результате связывания ионов  $\text{Fe}^{3+}$  и гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  образовался осадок нерастворимого основания гидроксида железа(III) (см. рис. 49).

**Пример 2.** Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между сульфидом натрия и соляной кислотой.



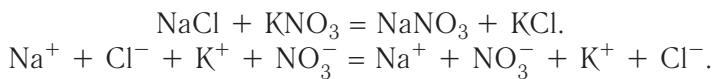
Образование газообразного продукта реакции сероводорода — это результат взаимодействия катионов водорода и сульфид-анионов.

**Пример 3.** Составьте молекулярное и ионные уравнения химической реакции между гидроксидом алюминия и серной кислотой.



*Растворение осадка гидроксида алюминия является признаком химической реакции, которая протекает в результате действия ионов водорода серной кислоты на  $\text{Al}(\text{OH})_3$  с образованием малодиссоциирующего вещества — воды и растворимой соли.*

**Пример 4.** Установите, взаимодействуют ли в растворе хлорид натрия и нитрат калия.



Сокращённое ионное уравнение в данном случае составить невозможно, так как не происходит связывание ионов, и, следовательно, реакция не протекает.

Ионными уравнениями можно выражать любые химические реакции, протекающие в растворах электролитов. Знание условий протекания реакций очень важно для характеристики свойств веществ, получения газов, нерастворимых веществ, нейтрализации кислот и оснований, прогнозирования возможности протекания химических реакций.

**При взаимодействии двух разных электролитов химическая реакция возможна только в результате связывания ионов с образованием газа, осадка или слабого электролита.**

### Вопросы и задания

1. Подберите, пользуясь таблицей растворимости, анионы, которые могут связать в нерастворимые соединения катион  $\text{Ca}^{2+}$ .

2. Какие из пар ионов будут связываться между собой с образованием малодиссоциирующих веществ: сульфат-ион и катион бария, катион калия и гидроксид-ион, катион серебра и ион хлора, катион водорода и карбонат-ион, катион натрия и нитрат-ион? Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде.

3. Составьте молекулярные и полные ионные уравнения химических реакций, выраженных сокращёнными ионными уравнениями:

- а)  $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{ZnS}\downarrow;$
- б)  $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O};$
- в)  $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}.$

4. Составьте в молекулярной форме три уравнения реакций ионного обмена, соответствующих сокращённому ионному уравнению:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}.$

5. Достаточно ли раствора массой 250 г с массовой долей хлорида бария, равной 20 %, для полного связывания сульфат-анионов из раствора массой 200 г, в котором массовая доля сульфата натрия составляет 0,1?

6. Какова окраска лакмуса в растворе, полученном при смешивании растворов, содержащих гидроксид кальция химическим количеством 0,6 моль и фосфорную кислоту химическим количеством 0,1 моль?

7. Определите химические количества исходных веществ  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{NaOH}$ , при взаимодействии которых образуется гидроксид алюминия химическим количеством 0,8 моль.

## § 34. Кислоты, основания, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации

Если учитывать, что в растворах электролитов преобладают ионы, на которые диссоциируют электролиты, то логично, что свойства растворов — это свойства данных ионов. Некоторые ионы в растворах очень легко обнаружить. Например, катионы серебра  $\text{Ag}^+$  хорошо связываются с анионами хлора  $\text{Cl}^-$  с образованием белого твердистого осадка хлорида серебра  $\text{AgCl}$ .

Взаимодействуют между собой с образованием осадков такие пары ионов, как  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{OH}^-$ . Ионы  $\text{CO}_3^{2-}$  и  $\text{H}^+$ ,  $\text{S}^{2-}$  и  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  взаимодействуют с образованием газообразных и малодиссоциирующих веществ.

Однако ионы в растворах можно обнаружить не только по их связыванию другими ионами. Катионы водорода и гидроксид-ионы обнаруживают с помощью индикаторов. Как вы уже хорошо знаете, в присутствии кислот, образующих при диссоциации катионы водорода, окраска лакмуса и метилоранжа изменяется, соответственно, с фиолетовой и оранжевой на красную.

Щёлочи при диссоциации образуют гидроксид-ионы и изменяют окраску фенолфталеина на малиновую, метилоранжа — на жёлтую, лакмуса — на синюю.

В чистой воде индикаторы не изменяют свою окраску. Это объясняется тем, что концентрации ионов водорода  $\text{H}^+$  и гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  в воде одинаковы и при  $25^\circ\text{C}$  равны по  $10^{-7}$  моль/дм $^3$ .

### Водородный показатель

Концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в воде и любом водном растворе взаимосвязаны. Увеличение концентрации ионов  $\text{H}^+$  (например, при добавлении кислоты) вызывает уменьшение концентрации ионов  $\text{OH}^-$ , и наоборот.

Растворы, в которых концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов, называют нейтральными. Если в растворе концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов, т. е.  $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$ , то среда раствора кислая. Если же в растворе  $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$ , т. е. преобладает концентрация гидроксид-ионов, то среда является щелочной.

Количественно среду растворов выражают с помощью так называемого водородного показателя рН (пэ-аш), который представляет собой десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый со знаком «минус»:

$$\text{рН} = -\lg c(\text{H}^+).$$

Например, при молярной концентрации ионов  $\text{H}^+$ , равной  $10^{-5}$  моль/дм $^3$ , рН равен 5, а при  $c(\text{H}^+) = 10^{-8}$  моль/дм $^3$  рН равен 8.

Водородный показатель характеризует кислотность или щёлочность раствора. Поскольку в чистой воде при 25 °C концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  одинаковы и равны  $10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, то  $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) = -\lg 10^{-7} = 7$ . Такое значение pH соответствует нейтральной среде. Чем меньше семи значение pH, тем больше кислотность раствора. Чем больше семи значение pH, тем больше щёлочность раствора (рис. 50).

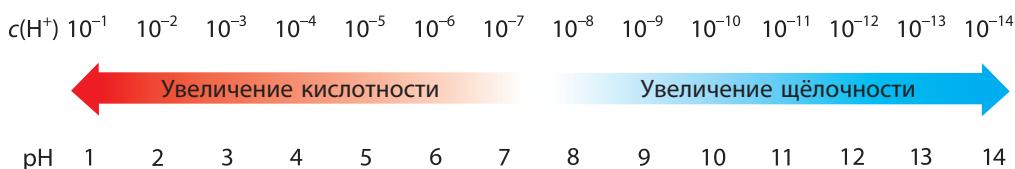


Рис. 50. Шкала значений pH среды

 Понятие «водородный показатель» было введено датским химиком Серенсеном в 1909 году. Буква **p** — первая буква слова «потенци» — сила, а буква **H** — символ водорода.

Величина pH имеет большое значение во многих химических и биологических процессах. Большинство из них может протекать с достаточными скоростями и в нужных направлениях только при определённой кислотности среды. Следовательно, измерение pH необходимо в медицине, науке, технике, сельском хозяйстве. Так, например, для нормального развития растений необходимо уменьшать повышенную кислотность почв их известкованием. На молочных комбинатах величиной pH определяется свежесть молока.

 В человеческом организме разные жидкости имеют различную величину pH: желудочный сок pH 1,7 (сильнокислотная среда), кровь — pH 7,4 (слабощелочная среда), слюна — pH 6,9 и слёзы pH 7,0 (нейтральная). Величина pH является показателем состояния здоровья человека.

Величину pH можно измерять с помощью индикаторов, окраска которых в растворе сравнивается со специальной pH-шкалой (рис. 51). Более точно в лабораториях, научных исследованиях, в производственной практике величину pH определяют с помощью специальных приборов, которые так и называют — pH-метры (рис. 52).

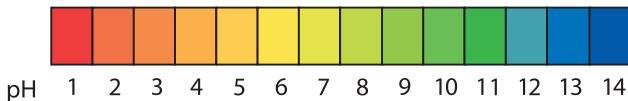


Рис. 51. Окраска универсальной индикаторной бумаги при различных значениях pH среды



Рис. 52. pH-метр

### Лабораторный опыт 3

#### *Определение кислотно-основного характера растворов с помощью индикаторов*

1. В одну пробирку налейте соляную кислоту, а во вторую — раствор серной кислоты объёмом по 1–2 см<sup>3</sup>. В первую пробирку прибавьте несколько капель раствора метилоранжа, а во вторую — раствора лакмуса (или любого другого индикатора по вашему выбору). Обратите внимание на изменение окраски индикаторов в растворах кислот. Оно свидетельствует о наличии в этих растворах ионов водорода, т. е. о кислой среде. Определите область значений pH (больше или меньше 7) выданных растворов.

2. В две пробирки налейте по 1–2 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия. В первую пробирку прибавьте одну каплю раствора фенолфталеина, а во вторую — одну каплю раствора лакмуса. Обратите внимание на изменение окраски индикаторов в растворах щёлочи. Оно свидетельствует о наличии в этих растворах гидроксид-ионов OH<sup>−</sup>, т. е. о щелочной среде. Определите область значений pH (больше или меньше 7) выданных растворов.

Большинство химических реакций между кислотами, основаниями и солями протекает в растворах. Это реакции между ионами. Рассмотрим, какие ионы определяют свойства веществ основных классов неорганических соединений.

### Кислоты

**!** Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода.

Общие свойства кислот обусловлены реакциями, в которые вступают катионы водорода. Обнаружить ионы водорода в растворе кислоты можно с помощью индикаторов. Лакмус и метилоранж меняют цвет, соответственно, с фиолетово-го и оранжевого на красный. Кислоты вступают в химические реакции с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, основными оксидами, основаниями и солями, образованными более слабыми кислотами.

Рассмотрим эти свойства на примере серной и соляной кислот (табл. 11).

Таблица 11. Химические свойства кислот

Реагент	Молекулярное уравнение	Сокращённое ионное уравнение
Металл	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
Основный оксид	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CuO} = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
Щёлочь	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимое основание	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

**Вывод:** свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены наличием в их растворах катионов водорода  $\text{H}^+$ .

### Основания

**!** Основания — это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Основания, растворимые в воде, как известно, называют щёлочами. При электролитической диссоциации они образуют отрицательно заряженные гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ .

Присутствие щёлочей в растворах обнаруживается с помощью индикаторов. Фенолфталеин в растворах щёлочей — малиновый, лакмус — синий, метилоранж — жёлтый. Изменение окраски лакмуса с фиолетовой на синюю происходит в интервале pH от 8 до 14.

Щёлочи — активные вещества, они вступают в химические реакции с простыми и сложными веществами. Рассмотрим некоторые из этих реакций (табл. 12).

Таблица 12. Химические свойства щёлочей

Реагент	Молекулярное уравнение	Сокращённое ионное уравнение
Кислотный оксид	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KCl}$	$2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
Кислота	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

**Вывод:** с точки зрения теории электролитической диссоциации свойства щёлочей обусловлены наличием в их растворах гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$ .

Правообладатель Адукцыя і выхаванне

**Соли**

! Соли — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Химические свойства солей обусловлены свойствами ионов, содержащихся в их растворах. В результате взаимодействия солей с другими солями, щелочами или кислотами образуются, соответственно, новые соли, основания или кислоты. Эти реакции относятся к реакциям обмена. Соли вступают также в окислительно-восстановительные реакции с более активными металлами (табл. 13).

Таблица 13. Химические свойства солей

Реагент	Молекулярное уравнение	Сокращённое ионное уравнение
Металл	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 = \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{2+}$
Кислота	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$
Щёлочь	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_3\downarrow + 3\text{NaCl}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe(OH)}_3\downarrow$

**Вывод:** свойства солей с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены наличием в их растворах катионов металлов и анионов кислотных остатков.

**Свойства растворов электролитов обусловлены свойствами ионов, образующихся при диссоциации этих электролитов.**

**Среда растворов характеризуется водородным показателем pH.**

**Свойства кислот в водных растворах обусловлены свойствами катионов водорода, образующихся в результате диссоциации кислот.**

**Свойства оснований в водных растворах обусловлены свойствами гидроксид-ионов.**

**Свойства солей обусловлены свойствами ионов, образующихся в результате их диссоциации.**

### Вопросы и задания

1. Как можно различить растворы серной кислоты и гидроксида натрия?
2. Из перечисленных веществ выберите те, растворы которых будут иметь pH меньше 7: NaOH, HCl, NaHSO<sub>4</sub>, NaCl, KOH, HNO<sub>3</sub>.
3. С какими из перечисленных веществ: гидроксид натрия, соляная кислота, алюминий, оксид меди(II), серебро, карбонат калия, нитрат натрия реагирует разбавленная серная кислота? Составьте уравнения возможных химических реакций в молекулярном и ионном виде.
4. Хватит ли раствора объёмом 300 см<sup>3</sup> с молярной концентрацией KOH, равной 0,5 моль/дм<sup>3</sup>, для полной нейтрализации раствора массой 200 г, в котором массовая доля фосфорной кислоты составляет 20 %? Определите область значений pH (больше или меньше 7) раствора после окончания реакции.
5. Вычислите массу карбоната натрия, необходимого для осаждения всех ионов кальция из раствора массой 260 г с массовой долей нитрата кальция, равной 0,1.
6. К раствору массой 294 г с массовой долей серной кислоты, равной 10 %, добавили оксид серы(VI) массой 16 г. Рассчитайте массу (г) раствора щёлочи с массовой долей гидроксида калия, равной 0,2, необходимого для полной нейтрализации полученного раствора.
- 7.\* В растворе фтороводородной кислоты число непродиссоциировавших молекул в два раза больше суммы чисел ионов водорода и фторид-ионов. Укажите pH раствора, если исходная концентрация кислоты в нём была равна 0,05 моль/дм<sup>3</sup>.

### Практическая работа 2

#### *Изучение свойств кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации*

##### I. Изучение свойств кислот.

1. Исследуйте, с какими из указанных веществ — медь, цинк, карбонат калия, сульфат калия, нитрат серебра, хлорид бария — взаимодействует соляная кислота (или раствор серной кислоты). Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде, назовите продукты реакций.

2. Вам выданы растворы серной кислоты и гидроксида натрия примерно одинаковой молярной концентрации. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH раствора серной кислоты (< 7 или > 7). Добавьте к нему примерно такой же объём раствора гидроксида натрия и определите pH ещё раз. Как изменилась концентрация ионов водорода в растворе после добавления гидроксида натрия? Удалось ли вам нейтрализовать кислоту? Составьте уравнение химической реакции в молекулярном и ионном виде, назовите продукты реакций. Сделайте вывод о свойствах кислот.

**II. Изучение свойств щелочей.**

1. В пробирку налейте раствор гидроксида кальция объёмом 1–2 см<sup>3</sup> и прилейте к нему примерно такой же объём раствора карбоната натрия. Укажите признаки химической реакции. Составьте уравнение химической реакции в молекулярном и ионном виде, назовите продукты реакции.

2.\* В пробирку с раствором хлорида железа(III) по каплям прибавляйте раствор гидроксида натрия до появления признаков реакции. Составьте уравнение химической реакций в молекулярном и ионном виде, назовите продукты реакции.

Сделайте вывод о свойствах щелочей как электролитов с учётом результатов задания 2 первой части работы.

**III. Изучение свойств солей.**

Проведите химические реакции, позволяющие осадить катионы металла и анионы кислотного остатка, которые содержатся в растворе сульфата меди(II).

# Глава VII

## НЕМЕТАЛЛЫ

### § 35. Неметаллы: химические элементы и простые вещества

Из 118 известных на сегодняшний день химических элементов 23 относятся к неметаллам. Простые вещества неметаллы — углерод и сера — были давно известны человеку. В XIII веке был получен мышьяк, в XVII веке открыт фосфор, в конце XVIII века — водород, кислород, азот, хлор, теллур. В первой половине XIX века были получены бром, иод, селен, кремний, бор. Выделить фтор и открыть благородные газы удалось лишь в конце XIX века.

Несмотря на то что число элементов-неметаллов относительно невелико, они входят в состав практически всех органических и неорганических веществ. Вспомните хотя бы то, что самыми распространёнными элементами в земной коре являются неметаллы — кислород и кремний, массовая доля которых составляет более 75 %.

#### Положение в периодической системе

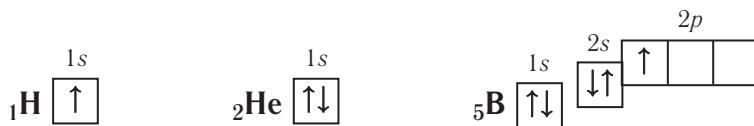
В периодической системе неметаллы расположены в группах IIIA—VIIIA, справа от ступенчатой линии в направлении от бора к элементу с атомным номером 118. К неметаллам относят и водород H.

Число элементов-неметаллов в группе увеличивается с номером группы. В группе IIIA находится только один элемент-неметалл — бор, а группа VIIIA полностью состоит из неметаллов. Для некоторых элементов-неметаллов применяются групповые названия. Так, элементы группы VIIIA называют *благородными газами*, элементы группы VIIA — *галогенами*, элементы группы VIA —

халькогенами. Элементы, расположенные вдоль условной разграничительной линии — бор B, кремний Si, германий Ge, мышьяк As, теллур Te, астат At — часто называют *полуметаллами*.

### Строение электронных оболочек атомов и степени окисления

Главное, что определяет принадлежность химического элемента к числу неметаллов — это, конечно, особенности строения внешней электронной оболочки его атома. На электронной оболочке атома водорода H имеется только один электрон. На электронной оболочке атома гелия He — два электрона, энергетический уровень полностью заполнен, как и в атомах других химических элементов группы VIIA. Атом бора B на внешнем энергетическом уровне содержит три электрона, этот химический элемент принадлежит к группе IIIA:



В атомах остальных неметаллов на внешнем энергетическом уровне содержится от 4 до 8 электронов.

Водород, атомы которого имеют строение электронной оболочки  $1s^1$ , и гелий, атомы которого имеют строение электронной оболочки  $1s^2$ , относятся к *s-элементам*, все остальные неметаллы — к *p-элементам*. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов *p*-элементов в основном состоянии —  $ns^2np^{1-6}$ , где  $n$  — номер периода.

Атомы неметаллов в их соединениях с атомами металлов, водорода и других элементов с меньшей электроотрицательностью проявляют **отрицательные степени окисления**:

от **-4** до **-1**. Например  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ .

В соединениях с атомами элементов, имеющих большую электроотрицательность, для атомов неметаллов характерны **положительные степени окисления**.

Например,  $\text{HClO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$  и др.

Исключение составляет лишь фтор F, который в своих соединениях с другими элементами проявляет только одну степень окисления, равную **-1**.

### Простые вещества

Для многих простых веществ-неметаллов известно по несколько аллотропных модификаций, различающихся своими физическими свойствами.

Это, например, простые вещества, образуемые углеродом, — графит, алмаз, фуллерены.

При обычных условиях простые вещества-неметаллы могут существовать в твёрдом (бор B, углерод C, кремний Si, сера S, иод I<sub>2</sub>), жидким (бром Br<sub>2</sub>) и газообразном (хлор Cl<sub>2</sub>, водород H<sub>2</sub>, кислород O<sub>2</sub>, азот N<sub>2</sub>) состояниях. Их окраска разнообразна (рис. 53).

Температура плавления неметаллов изменяется в широком интервале. Так, у графита она составляет 3850 °C, а у гелия — −272 °C. Высокие температуры плавления характерны для простых веществ, существующих в виде атомных кристаллов (углерод C, кремний Si и др.), а низкие — для веществ, существующих в твёрдом состоянии в виде молекулярных кристаллов (кислород O<sub>2</sub>, азот N<sub>2</sub>, ксенон Xe и др.).

Существенно различается и электропроводность простых веществ-неметаллов: аргон, хлор и сера в твёрдом состоянии являются диэлектриками, кремний — полупроводником, а достаточно высокая электропроводность графита позволяет использовать его в качестве токопроводящих электродов.

Простые вещества-неметаллы существенно отличаются между собой по химической активности. Так, гелий He и неон Ne — инертные вещества.

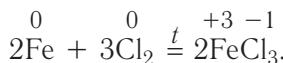


Рис. 53. Образцы простых веществ-неметаллов

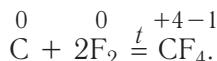
Наиболее химически активными неметаллами являются галогены и кислород. Сера, углерод и кремний вступают в химические реакции, как правило, только при повышенных температурах.

В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

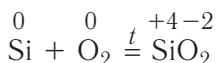
**Окислительные свойства неметаллов** проявляются в первую очередь при их взаимодействии с металлами и водородом. В образующихся соединениях атомы неметаллов проявляют отрицательные степени окисления. Например:



Неметаллы выступают в роли окислителей при взаимодействии с другими неметаллами, имеющими более низкую электроотрицательность. Например, фтор окисляет углерод:

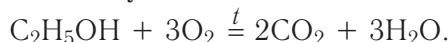


**Восстановительные свойства неметаллов** проявляются в реакциях с веществами — сильными окислителями, например с кислородом:

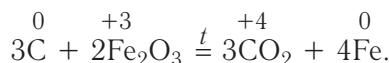


Атомы неметаллов в оксидах проявляют положительные степени окисления.

Кислород способен **окислять** и многие органические соединения. Например, этиловый спирт сгорает на воздухе:



В качестве восстановителей неметаллы, например углерод (кокс, уголь) или водород, используются при получении металлов из руд:



**Применение неметаллов** основано на их физических и химических свойствах. Например, азот используется для создания инертной атмосферы, для обеспечения взрыво- и пожаробезопасности в различных областях промышленности, для тушения пожаров в угольных шахтах, так как в среде с содержанием азота около 90 % процесс горения невозможен. Кислород, напротив, используется в ракетных установках для интенсификации горения жидкого топлива, для газификации твёрдых топлив, а также при газовой сварке, кислородной резке, поверхностной закалке металлов. Бор, кремний и некоторые другие неметаллы входят в состав сплавов.

**К неметаллам относятся 23 химических элемента из всех известных на сегодняшний день. В периодической системе элементы-неметаллы, кроме водорода, расположены в правой части таблицы в группах IIIA—VIIIA.**

**Атомы неметаллов в их соединениях с металлами, водородом и другими менее электроотрицательными элементами проявляют отрицательные степени окисления от  $-4$  до  $-1$ , а в соединениях с элементами, имеющими большую электроотрицательность, — положительные степени окисления от  $+1$  до  $+7$ .**

**В химических реакциях простые вещества-неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.**

### Вопросы и задания

1. В каких группах периодической системы расположены элементы-неметаллы?
  2. Запишите формулы электронных конфигураций внешних энергетических уровней для следующих атомов: гелий, углерод, фосфор, хлор.
  3. Приведите известные вам примеры аллотропных модификаций некоторых химических элементов. Объясните, почему простых веществ больше, чем химических элементов.
  4. Составьте уравнения реакций азота и кислорода с водородом. В каждом из уравнений укажите окислитель и восстановитель.
  5. Рассчитайте массу воды, полученной при реакции водорода химическим количеством 1 моль с кислородом объёмом (н. у.)  $22,4 \text{ дм}^3$ . Какой газ и в каком химическом количестве останется неизрасходованным?
  6. Рассчитайте объём (н. у.) воздуха, который потребуется для сжигания метана химическим количеством 2 моль. Объёмная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.
  7. Из приведённых примеров в два столбика выпишите схемы, отражающие процессы окисления и восстановления:
    - а)  $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ ; в)  $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ; г)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl}$ ;
    - д)  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$ ; е)  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}$ .
- Определите, как изменяются степени окисления элементов в указанных процессах.

## § 36. Водород

### Строение атома и особенности положения в периодической системе

Атом водорода имеет самое простое строение: он состоит из ядра, содержащего один протон, и одного электрона на окружающей ядро орбитали. Такое же строение внешнего энергетического уровня имеют элементы группы IA, поэтому водород можно отнести к элементам этой группы. Одновременно водород

можно отнести и к элементам группы VIIA, поскольку так же, как и у элементов данной группы, для завершения внешнего энергетического уровня у него не хватает одного электрона.

Атом водорода в своих соединениях с элементами, имеющими большую электроотрицательность, проявляет степень окисления  $+1$ , например  $\text{HF}$ ,  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+1}{\text{O}}$  и др. В соединениях с металлами — *гидридах* — степень окисления атома водорода равна  $-1$ , например  $\overset{-1}{\text{NaH}}$ ,  $\overset{-1}{\text{CaH}_2}$  и др.

### Распространённость в природе

Водород входит в состав Солнца, многих звёзд и туманностей. Такие большие планеты Солнечной системы, как Юпитер и Сатурн, в основном состоят из водорода.

Среди элементов земной коры водород — девятый по распространённости. Наиболее важным его соединением, встречающимся в природе, является вода. Водород входит в состав природного газа, нефти, а также животных и растительных организмов. В виде простого вещества водород встречается крайне редко в вулканических газах.



Вода составляет основную массу любого живого организма. Массовая доля воды в теле только что родившегося человека составляет 77 %, в зрелом возрасте оно уменьшается до 50 % у женщин и 60–62 % у мужчин. В организме непрерывно происходит обмен воды и растворённых в ней веществ. Поэтому специалисты рекомендуют каждому человеку употреблять не менее 1,5 л воды и других жидкостей в день.

В природе водород встречается в виде нуклидов  $^1\text{H}$  — **протия** и  $^2\text{H}$  — **дейтерия**. Дейтерий, для обозначения которого пользуются символом D, входит в состав так называемой тяжёлой воды  $\text{D}_2\text{O}$ , которая используется в качестве замедлителя нейtronов в ядерных реакторах. Радиоактивный нуклид водорода **тритий**  $^3\text{H}$ , обозначаемый символом T, встречается в следовых количествах.

### Простое вещество

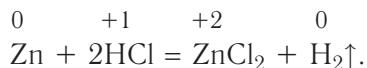
Молекула водорода состоит из двух атомов, связанных между собой ковалентной неполярной связью (см. рис. 16).

**Физические свойства.** Водород — бесцветный нетоксичный газ без запаха и вкуса, он в 14,5 раза легче воздуха.

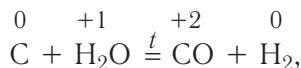
Молекула водорода неполярна. Поэтому силы межмолекулярного взаимодействия в газообразном водороде малы. Это проявляется в низких температурах кипения ( $-252,6^\circ\text{C}$ ) и плавления ( $-259,2^\circ\text{C}$ ). Благодаря низкой температуре кипения жидкий водород используется в качестве охлаждающего агента.

Водород растворяется в воде незначительно, его растворимость составляет около 0,09 г в 1 дм<sup>3</sup> воды. Благодаря этому водород при его получении в лаборатории можно собирать методом вытеснения воды.

**Получение водорода.** В лаборатории водород получают при взаимодействии разбавленных соляной или серной кислот с металлами (цинком, железом, алюминием) (рис. 54):



В промышленности водород получают, пропуская пары воды над раскаленным углём:



или используя метод каталитической конверсии метана:

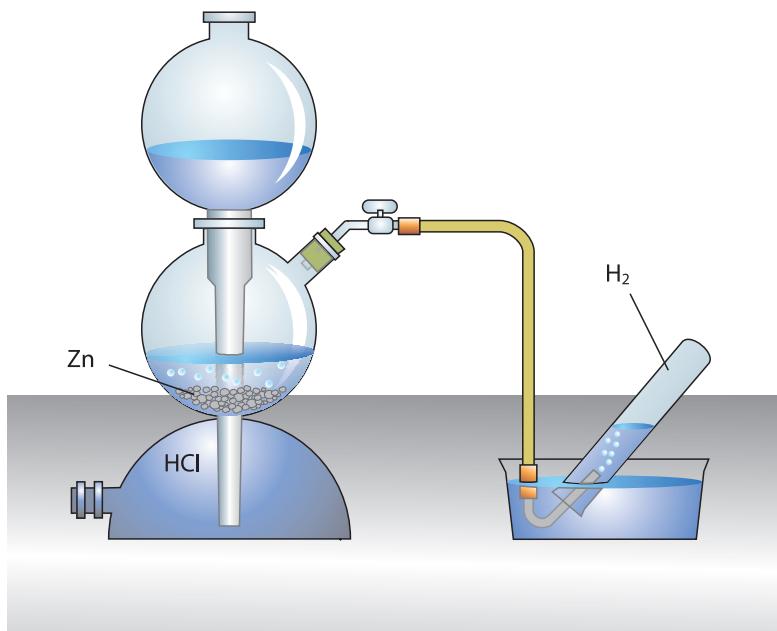
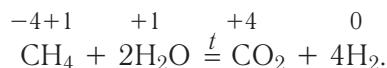


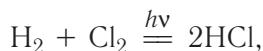
Рис. 54. Прибор для получения водорода в лаборатории

Полученный тем или иным способом водород иногда загрязнён воздухом, с которым он может образовывать взрывчатую смесь (смесь водорода и кислорода называется «гремучим газом»). Это опасно!

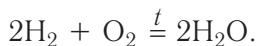
**Химические свойства.** Простое вещество водород при взаимодействии с другими веществами может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

### Взаимодействие водорода с простыми веществами

**Водород как восстановитель** проявляет себя в реакциях *с простыми веществами-неметаллами*, образуя соединения, в которых его степень окисления равна **+1**. Реакции водорода с наиболее активными неметаллами протекают очень интенсивно, сопровождаются горением или даже взрывом. Примерами таких реакций могут быть взаимодействие водорода с хлором при освещении:



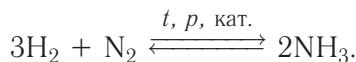
или с кислородом при нагревании:



Соединения водорода с галогенами — галогеноводороды — HF, HCl, HBr, HI при растворении в воде диссоциируют с образованием гидратированных ионов водорода, т. е. проявляют кислотный характер. Например:



С азотом водород взаимодействует в присутствии катализатора, при повышенных температуре и давлении, образуя аммиак:



Раствор аммиака в воде проявляет основные свойства.

### Лабораторный опыт 4

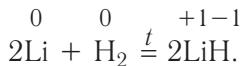
#### *Испытание индикатором растворов водородных соединений неметаллов*

В трёх пронумерованных пробирках находятся раствор аммиака, раствор хлороводорода и дистиллированная вода. С помощью лакмуса (метилоранжа или

универсальной индикаторной бумаги) определите, в какой из пробирок находится каждое из веществ.

Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах водородных соединений неметаллов.

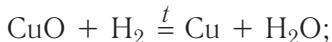
**Окислительная способность водорода** проявляется при его взаимодействии со многими активными металлами при повышенных температуре и давлении. В результате реакций образуются гидриды, в которых степень окисления водорода равна **-1**, например:



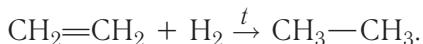
 Водород хорошо растворяется в некоторых металлах — палладии Pd, платине Pt, никеле Ni. Так, при комнатной температуре 1 см<sup>3</sup> палладия поглощает около 800 см<sup>3</sup> водорода. При растворении в металлах молекулы водорода распадаются на атомы. Образующийся атомарный водород химически значительно более активен, чем молекулярный. Поэтому реакционная способность водорода в присутствии таких катализаторов, как платина, палладий и никель, резко повышается.

### Взаимодействие водорода со сложными веществами

При нагревании водород способен восстанавливать металлы из их оксидов:



присоединяться ко многим органическим молекулам:



Во всех этих реакциях водород выступает **в качестве восстановителя**, образуя соединения, в которых его степень окисления равна **+1**.

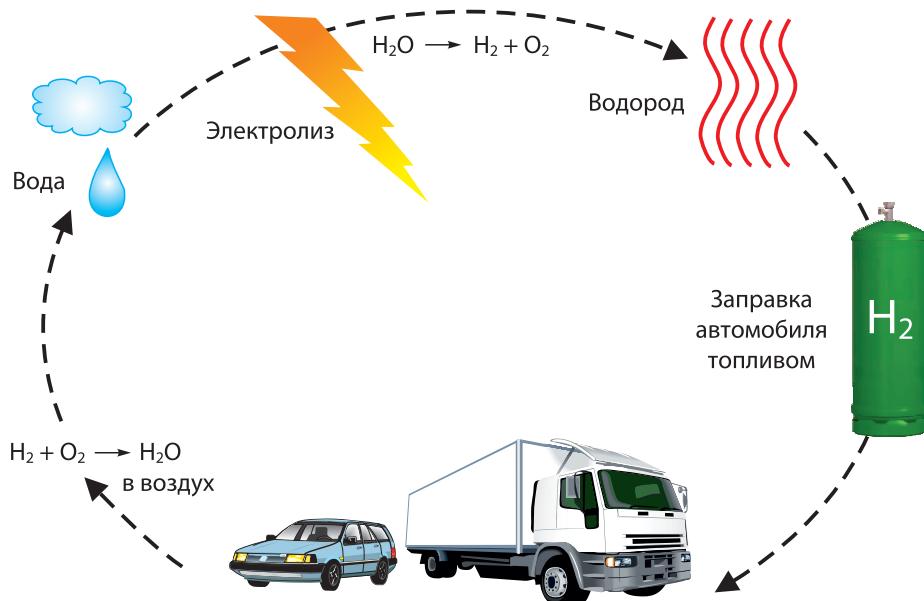
Области применения водорода представлены на рисунке 55. Водород является весьма эффективным топливом: на единицу массы он выделяет теплоты в 2,6 раза больше, чем природный газ, в 8,3 раза больше, чем древесина. Водород — экологически чистое топливо, так как при его сгорании образуется только вода (рис. 56).

**Атом водорода в своих соединениях проявляет степени окисления +1 и -1.**

**Простое вещество водород может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.**



Рис. 55. Применение водорода

Рис. 56. Использование  $H_2$  в качестве топлива

Правообладатель Адукация і вихаваннne

### Вопросы и задания

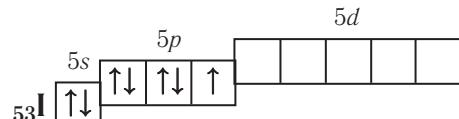
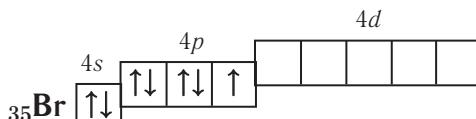
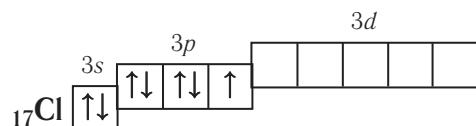
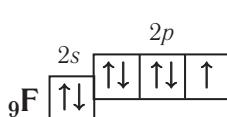
- Объясните, почему в периодической системе водороду отводят место в группе IA и одновременно в группе VIIA.
- К какому типу химических реакций относится реакция получения водорода в лаборатории?
- Рассчитайте массу цинка и массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 26 %, необходимые для получения водорода химическим количеством 5 моль.
- Тепловой эффект образования парообразной воды из водорода и кислорода равен 241,8 кДж/моль. Рассчитайте, сколько теплоты выделится при сгорании водорода в кислороде химическим количеством 0,01 моль.
- Рассчитайте, в каком случае масса образующейся воды будет больше: при восстановлении водородом меди из оксида меди(I) массой 100 г или из оксида меди(II) массой 100 г. Определите химическое количество водорода, который вступит в реакцию в каждом случае.
- Расставьте коэффициенты в схемах реакций:  
а)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$ ; б)  $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{W} + \text{H}_2\text{O}$ .  
В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.
- Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  $\text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ .

## § 37. Галогены

Элементы группы VIIA периодической системы — **галогены**: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At — типичные неметаллы.

### Строение атомов и степени окисления

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов галогенов  $ns^2np^5$ : фтор —  $2s^22p^5$ , хлор —  $3s^23p^5$ , бром —  $4s^24p^5$ , иод —  $5s^25p^5$ , астат —  $6s^26p^5$ :



Имея на внешнем энергетическом уровне семь электронов, атомы галогенов легко присоединяют недостающий до завершения энергетического уровня один электрон и в своих соединениях проявляют степень окисления, равную  $-1$ , например,  $\text{KF}_3$ ,  $\text{HCl}$  и т. д. Хлор  $\text{Cl}$ , бром  $\text{Br}$ , иод  $\text{I}$  и астат  $\text{At}$  в соединениях с более электроотрицательными элементами — фтором, кислородом, азотом — проявляют положительные степени окисления:  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ . Например,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HBrO}_2$ ,  $\text{BrF}_5$ ,  $\text{H}_5\text{IO}_6$ . Для фтора характерна постоянная степень окисления  $-1$ .

### Распространённость в природе

Галогены в природе существуют только в виде соединений с другими элементами. Наиболее распространены в природе хлор и фтор, их массовая доля в земной коре составляет 0,19 и 0,03 % соответственно. Основные природные соединения галогенов представлены в таблице 14. Все галогены в составе солей содержатся в водах океанов, морей, рек и озёр.

Таблица 14. Основные природные соединения галогенов

Элемент	Природные соединения
Фтор	$\text{CaF}_2$ — плавиковый шпат, или флюорит (рис. 57, а); $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ — криолит (рис. 57, б)
Хлор	$\text{NaCl}$ — каменная соль, галит; $\text{KCl}$ — сильвин, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ — сильвинит, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — карналлит
Бром	В морской воде, в виде бромидов ( $\text{NaBr}$ , $\text{KBr}$ , $\text{MgBr}_2$ ) в отложениях хлоридов
Иод	В подземных буровых водах, в морских водорослях, $\text{KIO}_3$ — в залежах селитры

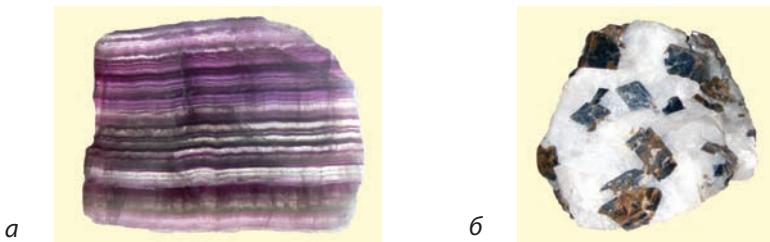


Рис. 57. Природные соединения, содержащие фтор:  
а — плавиковый шпат (флюорит); б — криолит

## Простые вещества

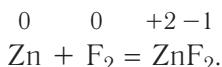
**Физические свойства.** Простые вещества галогены состоят из двухатомных молекул. Поскольку силы межмолекулярного взаимодействия увеличиваются с ростом относительной молекулярной массы веществ, у простых веществ галогенов сверху вниз по группе повышаются температуры плавления и кипения (табл. 15). Как мы уже отмечали в § 34, при обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод — твёрдое вещество. Все галогены — окрашенные вещества.

Таблица 15. Физические свойства галогенов

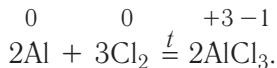
Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Фтор F <sub>2</sub>	Газ, не сжижающийся при обычной температуре	Светло-жёлтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl <sub>2</sub>	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Жёлто-зелёный	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br <sub>2</sub>	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	-7	+58
Иод I <sub>2</sub>	Твёрдое вещество	Тёмно-серый с металлическим блеском	Резкий	+113,5	+184

Галогены имеют характерный резкий запах, это очень токсичные вещества.

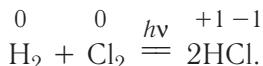
**Химические свойства.** Окислительные свойства галогенов проявляются при их взаимодействии с металлами. При этом, как вы знаете, образуются соли. Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с большинством металлов, включая платину и золото, а алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:



Реакции других галогенов с металлами обычно протекают при нагревании. Например, при взаимодействии алюминия с хлором образуется хлорид алюминия:



Галогены способны окислять и неметаллы. При взаимодействии водорода с простыми веществами галогенами получают галогеноводороды. Например:



Но если фтор взаимодействует с водородом в любых условиях со взрывом, то реакция соединения иода с водородом протекает медленно даже при нагревании. Следовательно, реакционная способность галогенов по отношению к водороду понижается при переходе от фтора к иоду.

Рассматривая изменение окислительных свойств галогенов по группе в направлении сверху вниз, необходимо отметить, что предыдущий элемент вытесняет последующий из растворов его солей и кислот (рис. 58). Так, хлор в реакции с бромидами и иодидами металлов вытесняет бром и иод из растворов их солей. Например:

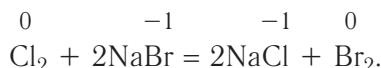
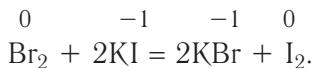


Рис. 58. Вытеснение галогенов из растворов их солей

*Правообладатель Адукцыя і выхаванне*

Бром вытесняет иод из растворов иодидов:



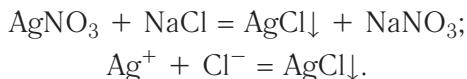
По группе от хлора к иоду окислительные свойства простых веществ галогенов ослабевают.

### Галогеноводородные кислоты и их соли

Все галогеноводороды хорошо растворимы в воде. Растворы галогеноводородов в воде являются кислотами: HF — фтороводородная, или *плавиковая*, кислота, HCl — хлороводородная, или *соляная*, кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — *иодоводородная* кислота. Плавиковая кислота слабая, остальные — сильные кислоты.

Галогеноводородные кислоты образуют соли — **галогениды**: *фториды, хлориды, бромиды, иодиды*. Хлориды, бромиды и иодиды многих металлов хорошо растворимы в воде. Ежедневно вы сталкиваетесь с поваренной солью — хлоридом натрия NaCl, являющейся обязательной составной частью организмов человека и животных.

Для определения в растворе хлорид-, бромид- и иодид-ионов используют реакцию с нитратом серебра AgNO<sub>3</sub>. В результате взаимодействия хлоридов (и самой соляной кислоты) с этим реагентом выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра:



В реакциях нитрата серебра с растворами бромоводородной кислоты и её солей, иодоводородной кислоты и её солей также образуются осадки, которые различаются оттенками: AgBr↓ — светло-жёлтый, AgI↓ — жёлтый.

Таким образом, *нитрат серебра AgNO<sub>3</sub> является качественным реагентом на галогенид-ионы: хлориды, бромиды и иодиды*.

### **Лабораторный опыт 5**

#### *Обнаружение хлорид-ионов в растворе*

**Задание 1.** К соляной кислоте и раствору её соли прилейте по несколько капель раствора нитрата серебра. Обратите внимание на то, что в обеих пробирках наблюдается одинаковый признак химических реакций.

**Задание 2.** Исследуйте, содержит ли минеральная вода хлорид-ионы. Прилейте несколько капель раствора нитрата серебра к вашему образцу. Что вы

**Правообладатель Адукцыя і выхаванне**

наблюдаете? Обнаружены ли хлорид-ионы в минеральной воде? Определите, находятся ли хлорид-ионы в водопроводной (колодезной) воде.

Укажите признак реакции, составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о возможности обнаружения хлорид-ионов в растворах.

### Применение галогенов и их соединений

Природное соединение фтора — криолит  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — применяется при получении алюминия. Соединения фтора используются в качестве добавок в зубные пасты для предотвращения заболеваний кариесом.

Хлор широко используется для получения соляной кислоты, в органическом синтезе при производстве пластмасс и синтетических волокон, каучуков, красителей, растворителей и др. Многие хлорсодержащие соединения используют для борьбы с вредителями сельского хозяйства. Хлор и его соединения применяются для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги, обеззараживания питьевой воды. Правда, применение хлора для обеззараживания воды далеко не безопасно, для этих целей лучше применять озон.

Простые вещества и соединения брома и иода используются в фармацевтической и химической промышленности.

**В соединениях с другими элементами галогены (кроме фтора) проявляют степени окисления  $-1$ ,  $+1$ ,  $+3$ ,  $+5$ ,  $+7$ . Для фтора характерна постоянная степень окисления  $-1$ .**

**Окислительные свойства простых веществ галогенов проявляются при их взаимодействии с металлами, водородом, другими неметаллами и растворами солей галогеноводородных кислот.**

**Растворы галогеноводородов в воде являются кислотами. Качественным реагентом на хлорид-, бромид- и иодид-ионы является нитрат серебра  $\text{AgNO}_3$ .**

### **Вопросы и задания**

**1.** Запишите формулы электронных конфигураций атомов галогенов. В чём проявляется их сходство?

**2.** Составьте формулы соединений: бромоводорода, бромида алюминия, фторида брома(I). Определите степень окисления атомов брома в каждом соединении.

**3.** Во сколько раз фтор и хлор тяжелее воздуха? Ответ подтвердите расчётами.

**4.** Составьте формулы хлоридов элементов 3-го периода. Какие из этих хлоридов являются солями?

**5.** Запишите уравнение диссоциации хлорида магния в водном растворе. Рассчитайте химическое количество ионов хлора, которые образуются при диссоциации данной соли химическим количеством 1 моль.

**6.** Фторид натрия используется в качестве антисептика для предохранения древесины от гнилостных грибков. Рассчитайте массу фторида натрия, полученного при нейтрализации гидроксида натрия химическим количеством 5 моль плавиковой кислотой.

**7.** Расставьте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций: а)  $\text{SiO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{O}_2$ ; б)  $\text{Fe} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{FeBr}_3$ .

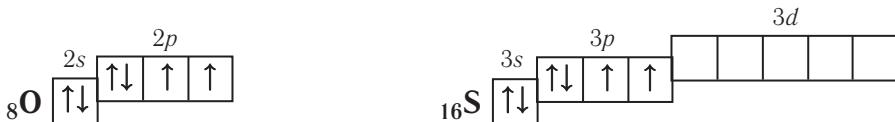
Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

## § 38. Кислород и сера

Кислород O, сера S, селен Se, теллур Te являются элементами группы VIA периодической системы элементов и имеют общее название **халькогены**. К элементам группы VIA также относится радиоактивный металл полоний Po.

### Строение атомов и степени окисления

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов элементов группы VIA —  $ns^2np^4$ , например у кислорода —  $2s^22p^4$ , у серы —  $3s^23p^4$ :



До завершения внешнего энергетического уровня атомам этих элементов не хватает по два электрона, поэтому они способны проявлять в своих соединениях степень окисления **-2**. Атомы серы, селена и теллура в своих соединениях с более электроотрицательными элементами проявляют положительные степени окисления **+2, +4 и +6**.

### Распространённость в природе

**Кислород** — самый распространённый элемент в земной коре. Простое вещество кислород является второй по количеству (примерно 21 % по объёму) и первой по значению для жизни составной частью атмосферы. Химический элемент кислород входит в состав воды, покрывающей  $2/3$  поверхности земного шара, многочисленных минералов и образуемых ими руд, многих органических соединений. Для жизни на Земле важную роль играет повторяющийся процесс



Рис. 59. Круговорот кислорода в природе

превращения и перемещения кислорода в природе, имеющий циклический характер — *круговорот кислорода*. Этот процесс связывает атмосферу с гидросферой и литосферой (рис. 59).

**Сера** в природе встречается в самородном состоянии, а также в виде соединений в составе различных минералов, например пирита  $\text{FeS}_2$  (рис. 60).

Сера относится к жизненно важным химическим элементам. Она входит в состав белков, витаминов и гормонов, присутствующих в биологических тканях всех растений и животных.

### Простые вещества. Кислород

Вы уже знаете, что кислород существует в виде двух аллотропных модификаций — кислорода  $\text{O}_2$  и озона  $\text{O}_3$ . Аллотропия кислорода обусловлена различным числом атомов в молекулах веществ  $\text{O}_2$  и  $\text{O}_3$ .



Рис. 60. Минерал пирит

В таблице 16 приведены физические свойства кислорода и озона.

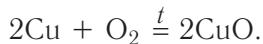
Таблица 16. Физические свойства аллотропных модификаций кислорода

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Кислород O <sub>2</sub>	Газ	Бесцветный, в жидком состоянии — голубой	Без запаха	-218,2	-182,8
Озон O <sub>3</sub>	Газ	Бесцветный, в жидком состоянии — синий	Резкий характерный запах	-251	-112

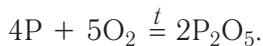


Сильное обогащение воздуха озоном может стать опасным для здоровья: увеличение содержания озона в воздухе выше предельно допустимой концентрации (ПДК), равной 100 мкг/м<sup>3</sup>, приводит к появлению головной боли, раздражению дыхательных путей и глаз, а затем к ослаблению сердечной деятельности. Источниками озона являются работающие приборы, в которых происходит высоковольтный электрический разряд — копировальные установки (ксероксы) и лазерные принтеры, а также источники ультрафиолетового и рентгеновского излучения.

Простые вещества кислород и озон различаются и по своим химическим свойствам. **Кислород** непосредственно взаимодействует со многими **простыми веществами**. Например, он способен окислять металлы, кроме золота и платины, образуя оксиды:



Взаимодействие кислорода с неметаллами также приводит к образованию оксидов:



Важнейшим природным оксидом является *вода* H<sub>2</sub>O. Это вещество можно рассматривать и как водородное соединение кислорода. При обычных условиях вода — жидкость без вкуса и запаха, в тонком слое бесцветна.

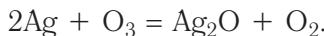


Вода обладает самой большой молярной теплоёмкостью (количество теплоты, которое надо сообщить 1 моль вещества для нагревания его на 1 °C) среди известных веществ — 75,2 Дж/моль·К. Это обуславливает роль воды в природе, позволяя сглаживать перепа-

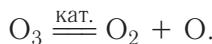
ды температур в Мировом океане. Изменение теплоёмкости воды с повышением температуры аномально: от 0 до 37 °С она снижается, а от 37 до 100 °С повышается. Таким образом, теплоёмкость воды минимальна при 37 °С. Это температура тела человека, наиболее благоприятная для биохимических реакций в организме.

На основе физических свойств воды построена температурная шкала Цельсия: температура плавления (замерзания) воды принята за 0 °С, а температура кипения воды — за 100 °С.

**Озон** является более сильным окислителем, чем кислород. Многие малоактивные металлы, например серебро, ртуть, он окисляет уже при обычных условиях:

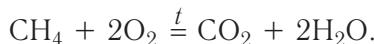


Под влиянием катализаторов (ими могут быть различные вещества) озон легко разлагается с выделением атомарного кислорода — более сильного окислителя, чем молекулярный кислород:



Кислород и озон способны окислять и **сложные вещества**. Органические вещества, окисляясь, превращаются в углекислый газ, воду, другие органические соединения.

В большинстве реакций окисления с участием **кислорода** выделяется тепло и излучается свет. Как вы помните, такие реакции называются *горением*. Например, при горении метана на воздухе образуются оксид углерода(IV) и вода:



**Сера.** При обычных условиях сера — хрупкое кристаллическое вещество жёлтого цвета (см. рис. 52). Твёрдая сера не смачивается водой, в результате чего мелко размолотая сера не тонет, а плавает на поверхности воды.

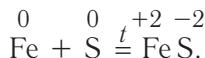
Простое вещество сера существует в виде нескольких аллотропных модификаций. Они различаются между собой составом, строением молекул и способом их расположения в кристаллах. В кристаллах и в неводных растворах сера чаще всего состоит из циклических молекул с одинаковой формулой  $\text{S}_8$ .



Наиболее устойчивы три аллотропные модификации серы: ромбическая, моноклинная и пластическая. **Ромбическая** и **моноклинная** модификации построены из циклических молекул  $\text{S}_8$ , но отличаются способом упаковки этих молекул. Если серу расплавить и быстро охладить, то образуется сера **пластическая**, молекулы которой состоят из полимерных цепей, содержащих от тысячи до миллиона атомов. В настоящее время получены циклические молекулы серы, содержащие в цепочке до 20 атомов.

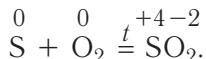
Аллотропные модификации серы в уравнениях химических реакций для упрощения обозначают символом **S**.

**Химические свойства серы. Окислительные свойства** серы проявляются при её взаимодействии с **металлами**, кроме золота и платины, например:

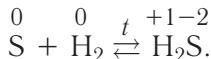


 Некоторые вещества, например сульфид цинка  $\text{ZnS}$ , под действием различных видов излучений способны испускать видимый свет. Это явление называется **люминесценцией**. Люминесцентные покрытия наносят на дорожные знаки, на бумажные банкноты и др. При освещении таких покрытий ультрафиолетовым или видимым светом они начинают светиться.

Сера взаимодействует и с **неметаллами**, например горит в кислороде:



При взаимодействии серы с водородом при высокой температуре образуется сероводород:



Сероводород — бесцветный газ с резким запахом тухлых яиц. Правильнее сказать, что тухлые яйца пахнут сероводородом, так как он всегда образуется при гниении белков, содержащих атомы серы. Сероводород очень ядовит. Он опасен тем, что способен накапливаться в организме, притупляя обоняние. Поэтому длительное вдыхание даже самых малых его количеств может привести к тяжёлому отравлению. Однако в небольших количествах сероводород оказывает лечебный эффект, он содержится в водах некоторых целебных минеральных источников.

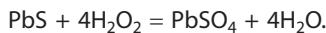
Сероводород растворим в воде, его водный раствор называется **сероводородной кислотой**. Эта кислота слабая, её диссоциация протекает ступенчато:



Будучи двухосновной, сероводородная кислота образует два ряда солей: **сульфиды**, например сульфид калия  $\text{K}_2\text{S}$ , и **гидросульфиды**, например гидросульфид калия  $\text{KHS}$ . Большинство сульфидов (за исключением сульфидов щёлочных, щёлочно-земельных металлов и сульфида аммония) не растворимы в воде. Многие сульфиды окрашены:  $\text{CuS}$ ,  $\text{NiS}$  и  $\text{PbS}$  — чёрного цвета,  $\text{CdS}$  — жёлтого,  $\text{MnS}$  — розового. По образованию окрашенных сульфидов в растворах можно обнаруживать катионы указанных металлов.



Почернение поверхности старых картин, написанных масляными красками, в состав которых входят свинцовые белила ( $PbCO_3$ ), связано с образованием чёрного сульфида свинца(II) из-за наличия сероводорода в атмосфере. Если обработать почерневшую поверхность пероксидом водорода, то происходит реакция образования сульфата свинца(II) белого цвета:



Таким способом реставрируют почерневшие старые картины, написанные масляными красками.

### Применение кислорода и серы

Области применения кислорода представлены на рисунке 61.

Способность озона разлагаться с образование атомарного кислорода позволяет использовать его для обеззараживания питьевой воды и обезвреживания промышленных сточных вод; как дезинфицирующее средство в медицине. Используется озон и в качестве отбеливающего средства.

Серу используют для производства серной кислоты, изготовления спичек, бенгальских огней, для борьбы с вредителями сельского хозяйства, а также для лечения некоторых болезней. Сера находит применение при производстве резины, красителей и пигментов, искусственных волокон, люминофоров и др.



Рис. 61. Применение кислорода

**Для кислорода в соединениях с другими элементами наиболее характерна степень окисления  $-2$ , атомы серы, селена и теллура проявляют степени окисления  $-2$ ,  $+2$ ,  $+4$  и  $+6$ .**

**Окислительные свойства кислорода и серы проявляются в их реакциях с металлами, водородом и некоторыми другими неметаллами.**

### Вопросы и задания

1. Составьте формулы соединений кислорода с калием, кальцием и алюминием. Укажите степени окисления каждого элемента и назовите соединения.

2. Рассчитайте массовую долю серы в сульфиде алюминия.

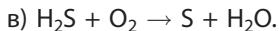
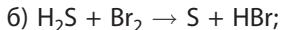
3. Название «кислород» — *oxygenium* означает «рождающий кислоты». Запишите химические формулы известных вам кислот, в состав которых входит этот элемент. Назовите кислоты.

4. Какие аллотропные модификации кислорода и серы вы знаете? Чем они отличаются друг от друга?

5. Вдыхаемый человеком кислород соединяется с гемоглобином крови. Известно, что гемоглобин массой 1 г присоединяет кислород объёмом (н. у.)  $1,35\text{ см}^3$ . Содержание гемоглобина в крови здорового человека  $140\text{ г/дм}^3$ . Общий объём крови —  $6\text{ дм}^3$ . Рассчитайте химическое количество кислорода, которое может оказаться в крови человека.

6. Определите массовую долю сероводородной кислоты в растворе, полученном при растворении сероводорода объёмом (н. у.)  $8,96\text{ дм}^3$  в воде массой 500 г.

7. Расставьте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:



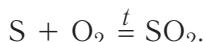
В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

## § 39. Кислородсодержащие соединения серы

В соединениях с кислородом сера проявляет степени окисления  $+4$  и  $+6$ .

### Оксид серы(IV). Сернистая кислота

**Оксид серы(IV)** —  $\text{SO}_2$  (сернистый газ) — представляет собой бесцветный газ с резким характерным запахом, который получается при горении серы:



Правообладатель Адукцыя і выхаванне



Одно из самых древних применений серы связано с окуриванием горящей серой жилищ. Как писал древний историк Плиний-старший в I веке до н. э., «запахи горения серы могут предохранять от всяких чародейств и прогнать всякую нечистую силу». Дезинфицирующие и бактерицидные свойства оксида серы(IV) используются и в настоящее время. Сернистый газ применяют при обработке овощхранилищ, плодов и фруктов для того, чтобы предохранить их загнивание.

Раствор сернистого газа в воде (до 40 объёмов  $\text{SO}_2$  на 1 объём воды) — неустойчивая, двухосновная **сернистая кислота**, которая существует только в растворе:



Сернистая кислота является слабой кислотой, в водных растворах она диссоциирует ступенчато с образованием гидросульфит- и сульфит-ионов:

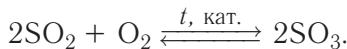


Сернистая кислота проявляет химические свойства, общие для кислот: взаимодействует с основными оксидами, основаниями, вступает в реакции обмена с солями других кислот, в частности, вытесняет из солей более слабую угольную кислоту:



### Оксид серы(VI)

**Оксид серы(VI)** получают, окисляя оксид серы(IV) в присутствии катализатора при температуре около 500 °C:



При обычных условиях оксид серы(VI)  $\text{SO}_3$  — бесцветная едкая жидкость, которая при температуре ниже 17 °C превращается в белое кристаллическое вещество. Это типичный кислотный оксид, который взаимодействует с водой, образуя сильную *серную кислоту*:



### Серная кислота

Графическая формула и модель молекулы серной кислоты приведены на рисунке 62.

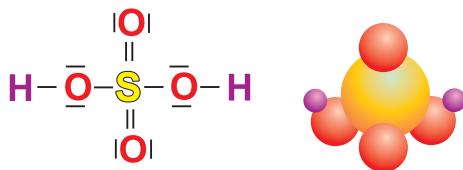


Рис. 62. Графическая формула и модель молекулы серной кислоты

В разбавленных растворах серная кислота является сильным электролитом, и её диссоциацию выражают следующим образом:



### Физические свойства серной кислоты

Серная кислота — тяжёлая (плотность 1,83 г/см<sup>3</sup>), бесцветная маслянистая жидкость без запаха. Она смешивается с водой в любых отношениях.

Процесс растворения H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> химическим количеством 1 моль сопровождается выделением 92 кДж теплоты, что сравнимо с величинами тепловых эффектов химических реакций. Выделение большого количества теплоты при взаимодействии серной кислоты с водой свидетельствует об образовании прочных соединений между этими двумя веществами — **гидратов** типа H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · nH<sub>2</sub>O. Например, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · H<sub>2</sub>O; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 3H<sub>2</sub>O и т. д. Способность серной кислоты образовывать гидраты позволяет использовать её как сильный вдохновляющий агент, например для осушения газов.

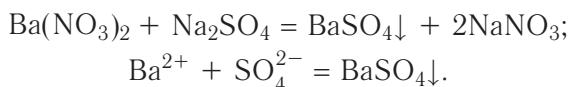
Разогревание смеси при растворении серной кислоты в воде может сопровождаться её разбрызгиванием. Помните, что **нельзя приливать воду к кислоте, следует при непрерывном перемешивании раствора влиять кислоту в воду**.

### Химические свойства серной кислоты. Сульфаты

**Сульфаты. Разбавленная серная кислота** проявляет все характерные для кислот свойства: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода; с основными и амфотерными оксидами, с основаниями и солями. При этом образуются соли: средние — *сульфаты*, например K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, и кислые — *гидросульфаты*, например KHSO<sub>4</sub>.

Большинство сульфатов и гидросульфатов хорошо растворимы в воде, многие из них образуют *кристаллогидраты*. Некоторые кристаллогидраты солей серной кислоты называются *купоросами*: медный купорос CuSO<sub>4</sub> · 5H<sub>2</sub>O, железный купорос FeSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O и др.

Для качественного обнаружения серной кислоты и её солей в водных растворах используются растворимые соли бария:



В результате реакции образуется белый осадок сульфата бария.

## Лабораторный опыт 6

### *Исследование химических свойств разбавленного раствора серной кислоты*

В выданные вам пять пробирок поместите: металл (цинк или другой металл по выбору учителя), основный оксид, раствор гидроксида натрия, раствор карбоната натрия, раствор хлорида бария. В раствор гидроксида натрия добавьте несколько капель фенолфталеина и отметьте изменение его окраски. В каждую из пробирок прилейте по  $1-2\text{ см}^3$  разбавленной серной кислоты. (*Внимание!* Если реакция с основным оксидом протекает медленно, ускорьте её протекание нагреванием на пламени спиртовки.)

Что вы наблюдаете? Какие признаки свидетельствуют о протекании химических реакций? Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде. Какая из проведённых вами реакций является окислительно-восстановительной? Сделайте вывод о химических свойствах разбавленной серной кислоты.

**Концентрированная серная кислота** является более сильным окислителем, чем разбавленная. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с **металлами водород не выделяется**.

С металлами, стоящими в ряду активности после водорода (кроме золота и платины), реакция протекает с образованием оксида серы(IV)  $\text{SO}_2$ :

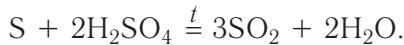


В реакции с металлами, находящимися в ряду активности до водорода, концентрированная серная кислота может восстанавливаться до оксида серы(IV)  $\text{SO}_2$ , серы S или сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  в зависимости от активности металла и условий протекания реакции. Например:



Напомним, что железо, алюминий и некоторые другие металлы при обычных условиях пассивируются концентрированной серной кислотой.

Концентрированная серная кислота способна взаимодействовать с простыми веществами *неметаллами*, например с серой:



Окисляя многие сложные органические соединения, серная кислота обугливает бумагу, ткань, древесину, одежду и кожу. Поэтому обращаться с концентрированной серной кислотой надо осторожно.

Концентрированная серная кислота способна вытеснять другие, более летучие кислоты из их солей. Например:



В Республике Беларусь серная кислота производится на ОАО «Гомельский химический завод», ОАО «Гродно Азот».

### Области применения серной кислоты

Они представлены на рисунке 63.



Рис. 63. Применение серной кислоты

**Серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — тяжёлая, бесцветная маслянистая жидкость без запаха.**

**Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода; с оксидами металлов; с основаниями; с солями.**

**При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется.**

**Для качественного обнаружения серной кислоты и её солей в водных растворах используют растворимые соли бария.**

### Вопросы и задания

**1.** Запишите формулы известных вам оксидов и кислородсодержащих кислот серы. Укажите в них степени окисления атомов серы.

**2.** Определите массу серы, сгоревшей в кислороде, если при горении выделилось 29,69 кДж теплоты. Какое химическое количество оксида серы(VI) при этом образовалось? Тепловой эффект реакции горения серы составляет 296,9 кДж/моль.

**3.** Пользуясь таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде, составьте 2 уравнения реакций разбавленной серной кислоты с солями. Запишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

**4.** Рассчитайте массу и химическое количество сульфата бария, который образуется при действии разбавленной серной кислотой на раствор нитрата бария массой 200 г, массовая доля  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  в котором равна 10 %.

**5.** Выпишите из текста параграфа уравнения реакций, характеризующих химические свойства концентрированной серной кислоты. Определите степени окисления атомов серы в её соединениях. В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

**6.** Какой объём концентрированного раствора серной кислоты ( $\rho = 1,83 \text{ г}/\text{см}^3$ ) с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  98 % необходим для растворения меди массой 6,4 г?

**7.** Расставьте коэффициенты в схемах уравнений следующих окислительно-восстановительных реакций:

- a)  $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaO} + \text{SO}_2 + \text{O}_2$ ;
- в)  $\text{K}_2\text{S} + \text{HClO} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ .

В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

## § 40. Понятие о выходе продукта химической реакции

Химические уравнения, составленные на основе закона сохранения массы веществ, позволяют проводить расчёты, в том числе вычислять массу, объём или химическое количество продукта реакции. На практике многие реакции протекают обратимо, часть вещества теряется в результате испарения, растворения или образования побочных продуктов. Поэтому продукта реакции всегда образуется меньше, чем должно было бы получиться в соответствии с расчётом по уравнению реакции. Таким образом, если принять теоретически рассчитанные по уравнению реакции массу, объём или химическое количество продукта за 100 %, то в реальном процессе выход продукта всегда будет меньше 100 %.

Обозначается выход продукта реакции буквой греческого алфавита  $\eta$  (эта) и выражается в долях единицы или процентах.



**Выход продукта химической реакции — это величина, равная отношению массы (объёма, химического количества) фактически полученного продукта к массе (объёму, химическому количеству) продукта, вычисленной по уравнению реакции:**

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100 \% ; \quad \eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100 \% ; \quad \eta = \frac{n_{\text{практ}}}{n_{\text{теор}}} \cdot 100 \% .$$

Во всех этих случаях будет найдено одно и то же значение выхода продукта химической реакции. Например, если известно, что для реакции окисления оксида серы(IV) до оксида серы(VI)



выход составляет 80 % (или 0,8), то это означает, что из оксида серы(IV) массой 64 г (объёмом 22,4 дм<sup>3</sup>, химическим количеством 1 моль) мы получим оксид серы(VI) массой не 80 г (объёмом 22,4 дм<sup>3</sup>, химическим количеством 1 моль), а массой  $80 \text{ г} \cdot 0,8 = 64 \text{ г}$  (объёмом 17,9 дм<sup>3</sup>, химическим количеством 0,8 моль).

На основании величины выхода продукта в реальном производственном процессе делается вывод о полноте превращения сырья, затратах энергии, о необходимости введения дополнительных операций и пр.

Рассмотрим несколько примеров расчётов с использованием понятия «выход продукта реакции».

**Пример 1.** В результате сжигания серы массой 48 г получен оксид серы(IV) объёмом (н. у.) 28,6 дм<sup>3</sup>. Определите выход продукта реакции.

*Дано:*

$$m(\text{S}) = 48 \text{ г}$$

$$V_{\text{практ}}(\text{SO}_2) = 28,6 \text{ дм}^3$$

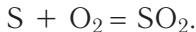
$$\eta(\text{SO}_2) = ?$$

*Решение:*

1. Определим химическое количество серы, вступившей в реакцию:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{48 \text{ г}}{32 \text{ г / моль}} = 1,5 \text{ моль.}$$

2. Составим уравнение реакции получения оксида серы(IV):



3. Найдём теоретическое количество оксида серы (IV):

$$\begin{aligned} 1 \text{ моль S} &— 1 \text{ моль SO}_2; \\ 1,5 \text{ моль S} &— 1,5 \text{ моль SO}_2. \end{aligned}$$

4. Найдём теоретический объём оксида серы(IV):

$$V_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = n_{\text{теор}}(\text{SO}_2) \cdot V_m = 1,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ моль/дм}^3 = 33,6 \text{ дм}^3.$$

5. Рассчитаем выход продукта реакции:

$$\eta = \frac{V_{\text{практ}}(\text{SO}_2)}{V_{\text{теор}}(\text{SO}_2)} = \frac{28,6 \text{ дм}^3}{33,6 \text{ дм}^3} = 0,85, \text{ или } 85 \text{ \%}.$$

*Ответ:* выход продукта реакции равен 85 %.

**Пример 2.** Определите массу пирита  $\text{FeS}_2$ , который требуется подвергнуть обжигу для того, чтобы получить оксид серы(IV) объёмом (н. у.)  $8,96 \text{ дм}^3$ , если выход продукта реакции составляет 90 %.

Дано:

$$V(\text{SO}_2) = 8,96 \text{ дм}^3$$

$$\eta(\text{SO}_2) = 90 \text{ \%}$$

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

Решение:

1. Определим теоретический объём оксида серы(IV):

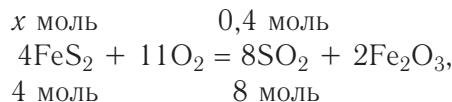
$$\eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}}, \text{ откуда } V_{\text{теор}} = \frac{V_{\text{практ}}}{\eta};$$

$$V_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ}}(\text{SO}_2)}{\eta} = \frac{8,96 \text{ дм}^3}{0,9} \approx 9,56 \text{ дм}^3.$$

2. Найдём теоретическое химическое количество оксида серы(IV):

$$n_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{теор}}(\text{SO}_2)}{V_m} = \frac{9,56 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,4 \text{ моль.}$$

3. Составим уравнение реакции получения оксида серы(IV) и рассчитаем химическое количество пирита, который необходимо подвергнуть обжигу:



$$x = 0,2 \text{ моль.}$$

3. Определим массу пирита, который необходимо подвергнуть обжигу:

$$m(\text{FeS}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 24 \text{ г.}$$

*Ответ:* для получения оксида серы(IV) потребуется пирит массой 24 г.

**Выход продукта химической реакции — это величина, равная отношению массы (объёма, химического количества) фактически полученного продукта к массе (объёму, химическому количеству) продукта, вычисленной по уравнению реакции. Выражается в долях единицы или процентах.**

### Вопросы и задания

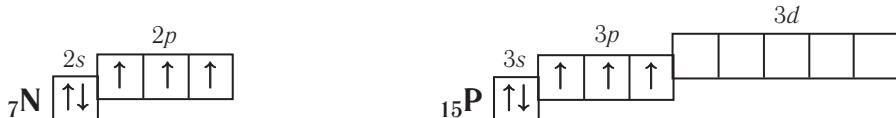
- Почему практический выход продукта реакции обычно меньше, чем рассчитанный теоретически по уравнению реакции?
- При реакции серы с водородом химическим количеством 1 моль образовался сероводород химическим количеством 0,85 моль. Определите выход продукта реакции.
- В результате взаимодействия хлорида бария массой 200 г с серной кислотой выпал осадок сульфата бария массой 100 г. Рассчитайте выход продукта реакции.
- Определите объём (н. у.) и химическое количество оксида серы(IV), образовавшегося при сгорании серы массой 64 г, если выход продукта реакции равен 75 %.
- Вычислите массу сожжённой серы, если в результате получен оксид серы(IV) объёмом (н. у.) 89,6 дм<sup>3</sup>, что составляет 80 % от теоретически возможного.
- Известно, что выход оксида серы(VI), полученного при окислении оксида серы(IV), равен 85 %. Определите массу, объём (н. у.) и химическое количество оксида серы(IV), вступившего в реакцию, если получен оксид серы(VI) объёмом (н. у.) 2,24 дм<sup>3</sup>.
- Определите массовую долю соли в растворе, полученном при растворении меди массой 3,2 г в серной кислоте массой 192 г, если выход продукта реакции составляет 85 %.

## § 41. Азот и фосфор

Азот N и фосфор P расположены в группе VA периодической системы. К этой же группе периодической системы относятся мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. Азот и фосфор являются неметаллами, мышьяк и сурьму относят к полуметаллам, а висмут принадлежит к металлам.

### Строение атомов и степени окисления

У атомов элементов группы VA на внешнем энергетическом уровне находится по 5 электронов, электронная конфигурация их внешнего энергетического уровня  $ns^2np^3$ , например: азота —  $2s^22p^3$ , фосфора —  $3s^23p^3$ .



В химических соединениях атомы азота и фосфора могут проявлять степени окисления от **-3** до **+5**. Атомы фосфора по сравнению с атомами азота имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности. Фосфор чаще проявляет в соединениях степень окисления **+5**.

### Распространённость в природе

**Азот.** Земная атмосфера служит основным источником этого важнейшего элемента, ведь объёмная доля простого вещества азота в воздухе составляет 78 %. В природе азот встречается также в месторождениях селитр — солей азотной кислоты ( $\text{NaNO}_3$  — чилийская, или натриевая, селитра;  $\text{KNO}_3$  — калийная селитра). Азот входит в состав белков и необходим для роста растений, развития животных. Круговорот азота в природе (рис. 64) — важнейшее звено в жизнедеятельности нашей планеты.

**Фосфор** в природе встречается только в виде соединений. Важнейшими природными соединениями фосфора являются минералы фосфориты и апатиты, содержащие фосфат кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

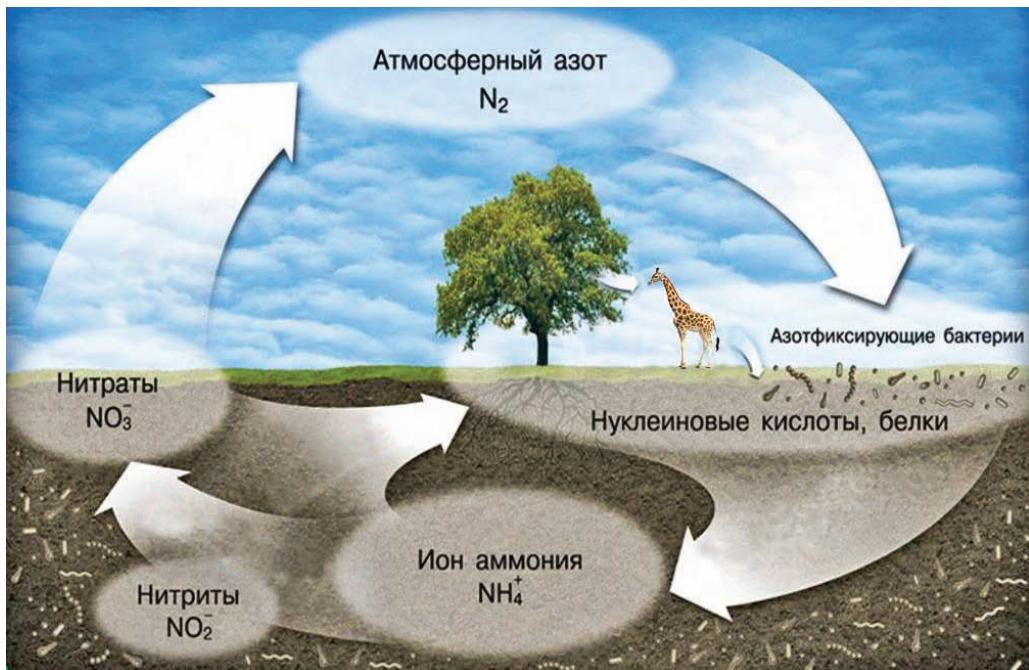


Рис. 64. Круговорот азота в природе

Соединения, содержащие фосфор, являются постоянной составной частью тканей организмов человека, животных и растений. Особенно много фосфора содержат кости и зубы. После отмирания растительных и животных организмов содержащийся в них фосфор снова переходит в почву. Так осуществляется круговорот фосфора в природе.



Часть фосфора в организме человека распределена в мышечной, нервной и мозговой тканях. Производные фосфорной кислоты входят в состав нуклеиновых кислот — ДНК и РНК, осуществляющих передачу наследственных свойств организма. Из фосфора, поступающего в организм человека с пищей, главным образом с яйцами, мясом, молоком и хлебом, образуется АТФ — аденоинтрифосфорная кислота.

### Простые вещества

Простое вещество **азот** состоит из двухатомных молекул  $N_2$ . В молекуле  $N_2$  атомы азота связаны между собой тройной ковалентной неполярной связью (одна  $\sigma$ -связь и две  $\pi$ -связи). Энергия тройной связи велика и составляет 946 кДж/моль. Такое большое её значение свидетельствует о высокой прочности молекулы. Поэтому разрыв связей и образование атомов из молекул азота осуществляется только при температуре выше 3000 °С. Высокая прочность связи в молекулах азота обуславливает его химическую инертность.

Химический элемент **фосфор** образует несколько аллотропных модификаций, различающихся между собой по строению, физическим свойствам и химической активности. **Белый фосфор** состоит из молекул  $P_4$ , имеющих форму пирамиды (рис. 65, а). Молекулярное строение этого вещества обусловливает его легкоплавкость и летучесть. При нагревании под давлением белый фосфор переходит в **чёрный**, который по своим физическим свойствам похож на металл: он проводит электрический ток и блестит.

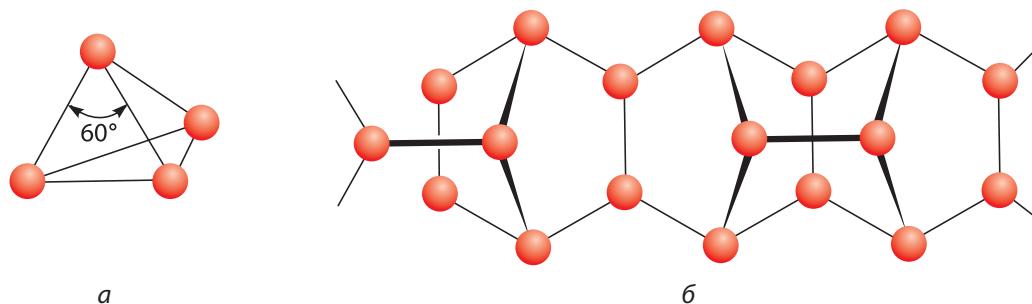


Рис. 65. Строение белого (а) и красного (б) фосфора

Простое вещество ***красный фосфор*** имеет полимерную структуру, в которой каждый атом связан с тремя другими атомами ковалентными связями (рис. 65, б).

Аллотропные модификации фосфора в уравнениях химических реакций обозначают символом **P**.

**Физические свойства** азота и фосфора приведены в таблице 17. Азот плохо растворим в воде.

Таблица 17. **Физические свойства азота и фосфора**

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C
Азот N <sub>2</sub>	Газ	Бесцветный	Без запаха	-210	-196
Фосфор белый P <sub>4</sub>	Твёрдое вещество	Белый, в темноте на воздухе светится зеленовато-жёлтым цветом	Чесночный	44	281
Фосфор красный P	Твёрдое вещество	Красно-бурый до фиолетового	Без запаха	590	Возгоняется около 400
Фосфор чёрный P	Твёрдое вещество	Чёрно-фиолетовый с металлическим блеском	Без запаха	—	—

**Химические свойства простых веществ** азота и фосфора также существенно различаются. Вспомним, как они реагируют с **простыми веществами** — водородом, кислородом и металлами (табл. 18). При взаимодействии с кислородом азот и фосфор проявляют **восстановительные свойства**, а в реакциях с металлами и водородом — **окислительные**.

Все приведённые в таблице реакции осуществляются как с белым, так и с красным фосфором, но с белым фосфором они протекают энергичнее.

Таблица 18. Химические свойства азота и фосфора

Вещество	Взаимодействие с кислородом	Взаимодействие с водородом	Взаимодействие с металлами
Азот	Образует оксид азота(II) при температуре около 3000 °С: $N_2 + O_2 \xrightarrow{t} 2NO$	При нагревании под давлением в присутствии катализатора образуется аммиак: $N_2 + 3H_2 \xrightleftharpoons[t, p, \text{кат.}]{\quad} 2NH_3$	При нагревании образуются нитриды: $3Mg + N_2 \xrightarrow{t} Mg_3N_2$
Фосфор	Горит в кислороде: $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$ ; $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$	Не взаимодействует	При нагревании образуются фосфиды: $3Mg + 2P \xrightarrow{t} Mg_3P_2$



Появление блуждающих огней на старых кладбищах и болотах вызвано воспламенением на воздухе фосфина  $RH_3$  и других соединений фосфора с водородом. Эти газообразные вещества образуются при разложении органических соединений, содержащих фосфор. На воздухе продукты соединения фосфора с водородом самовоспламеняются с образованием светящегося пламени и капель фосфорной кислоты — продукта взаимодействия оксида фосфора(V) с водой. Эти капельки создают размытый контур «приведения».

### Применение простых веществ

Основная область применения **азота** — производство аммиака. Азот применяют также для создания инертной среды при хранении ценных произведений живописи и рукописей.

Красный **фосфор** применяется в производстве спичек. Кроме того, фосфор нужен для получения соединений, которые служат исходными веществами для производства лекарственных препаратов, ядохимикатов и пестицидов. Введение фосфора в состав сплавов металлов увеличивает их жаропрочность и стойкость к истиранию.

**В химических соединениях атомы азота и фосфора могут проявлять степени окисления от -3 до +5.**

**В молекуле  $N_2$  атомы азота связаны между собой тройной ковалентной неполярной связью.**

**Простое вещество фосфор существует в виде нескольких аллотропных модификаций, различающихся между собой по строению молекул, физическим свойствам и химической активности. Белый фосфор активнее красного.**

**Азот и фосфор проявляют как восстановительные, так и окислительные свойства.**

### Вопросы и задания

- Запишите формулу электронной конфигурации внешнего электронного уровня атома азота.
- Из приведённого перечня выпишите в два столбика характеристики фосфора как химического элемента и как простого вещества: а) проявляет переменные степени окисления  $-3, 0, +3, +5$ ; б) входит в состав зубной ткани преимущественно в виде фосфата кальция; в) при нагревании на воздухе воспламеняется; г) красный фосфор имеет полимерную структуру; д) входит в состав белков; е) белый фосфор активнее красного.
- Определите степени окисления атомов азота в следующих соединениях:  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NO}$ . Какие из перечисленных веществ обладают только окислительными свойствами?
- Простое вещество фосфор получают восстановлением углеродом из фосфата кальция в присутствии песка ( $\text{SiO}_2$ ). Продуктами реакции являются фосфор, силикат кальция и оксид углерода(II). Составьте уравнение этой реакции. Рассчитайте массу фосфата кальция, необходимого для получения фосфора химическим количеством 5 моль, если его выход равен 90 %.
- Как можно доказать, что белый, красный и чёрный фосфор являются аллотропными модификациями одного и того же химического элемента?
- Определите массу соединения, которое получится при взаимодействии металлического магния массой 7,2 г с азотом.
- Расставьте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:
  - $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ ;
  - $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3$ .

Для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

## § 42. Аммиак. Соли аммония

Среди соединений азота с водородом одним из важнейших является *аммиак*  $\text{NH}_3$ . Химическая связь между атомами азота и водорода в молекуле аммиака  $\text{NH}_3$  является ковалентной полярной, общие электронные пары сильно смещены к атому азота, степень окисления которого в аммиаке равна  $-3$ .

Молекула  $\text{NH}_3$  имеет форму тригональной пирамиды (рис. 66), в вершине которой расположен атом азота, а в основании — атомы водорода.

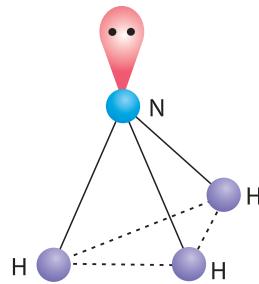


Рис. 66. Схема строения молекулы аммиака

### Физические свойства аммиака

Аммиак — бесцветный газ, с резким характерным запахом, хорошо растворим в воде и спирте. При 0 °C в одном объёме воды растворяется около 1200 объёмов аммиака, при 20 °C — 700 объёмов. Раствор аммиака в воде с массовой долей NH<sub>3</sub>, равной 25 %, называют **аммиачной водой**, а 3%-ный водный раствор — **нашатырным спиртом**.

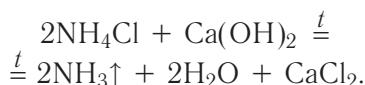
Аммиак сжижается под небольшим давлением (температура его кипения равна −33,4 °C). Жидкий аммиак практически не проводит электрический ток. При испарении он активно поглощает тепло и поэтому широко используется в качестве охлаждающего агента в промышленных холодильных установках.

В твёрдом виде аммиак существует при температурах ниже −80 °C в виде бесцветных кристаллов.

### Получение аммиака

В природе аммиак образуется при гниении, разложении и сухой перегонке органических соединений, содержащих азот (например, белков, аминокислот или мочевины). Человек в процессе жизнедеятельности производит около 17 г аммиака в сутки, корова — 1 т в год.

В лаборатории аммиак впервые получен в 1774 году английским химиком Дж. Пристли при нагревании смеси твёрдых веществ — хлорида аммония (нашатыря) NH<sub>4</sub>Cl и гидроксида кальция (гашёной извести) Ca(OH)<sub>2</sub> (рис. 67):



Эту реакцию до сих пор используют для получения небольших количеств аммиака в лабораторных условиях. В промышленности синтез аммиака осуществляют из азота и водорода на железном *катализаторе* при температуре 420–500 °C и давлении 30–100 МПа. Эта реакция является обратимой и экзотермической, т. е. происходит с выделением теплоты:

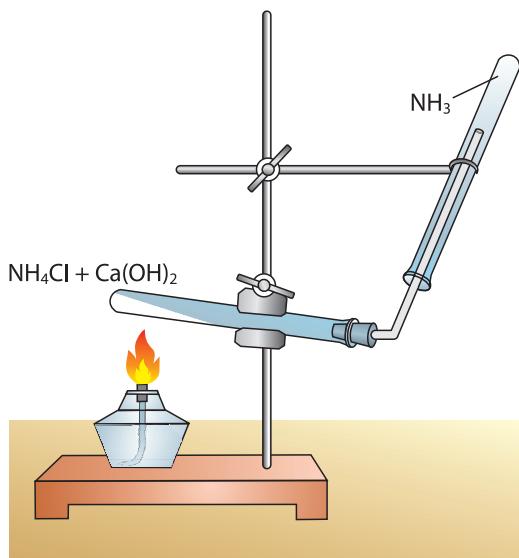
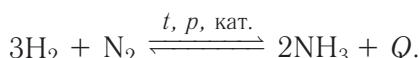
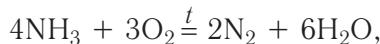


Рис. 67. Получение аммиака в лаборатории

### Химические свойства аммиака

Аммиак характеризуется высокой реакционной активностью. Наличие атома азота в степени окисления **-3** обуславливает его восстановительные свойства. С другой стороны, атом азота в молекуле аммиака имеет неподелённую электронную пару, которая может принимать участие в образовании ковалентной химической связи по донорно-акцепторному механизму.

Аммиак проявляет **восстановительные свойства**, реагируя с различными окислителями, в частности с **кислородом**. В зависимости от условий проведения реакция аммиака с кислородом протекает по-разному. В кислороде аммиак горит с образованием азота:



а в присутствии катализатора (платина, оксиды железа или хрома) образуются оксид азота(II) и вода:



Смесь аммиака с кислородом или воздухом может взрываться.

Без изменения степени окисления атомов азота протекают реакции соединения аммиака с водой и кислотами.

Так, при растворении аммиака в воде происходит образование гидрата аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , который частично диссоциирует, образуя катионы аммония  $\text{NH}_4^+$  и гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ :



Поскольку реакция обратима, то в растворе помимо этих ионов содержатся молекулы гидрата аммиака и воды. Раствор аммиака в воде пахнет аммиаком, который из него улетучивается при нахождении на открытом воздухе или при нагревании. За счёт присутствия гидроксид-ионов водные растворы аммиака проявляют свойства слабого основания.

Основные свойства аммиака проявляются и при его взаимодействии с кислотами. Например, при реакции аммиака с серной кислотой могут образовываться как кислые, так и средние *соли*:



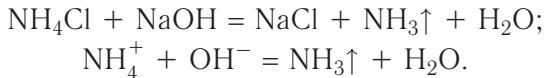
### Соли аммония

Соли аммония диссоциируют в водных растворах с образованием катионов аммония и анионов кислотных остатков. Они взаимодействуют с кислотами,

Правообладатель Адукцыя і выхаванне

основаниями и другими солями, если соблюдаются условия протекания реакций обмена.

Взаимодействие солей аммония ***со щелочами*** служит *качественной реакцией на ион аммония*  $\text{NH}_4^+$ , так как в результате этой реакции образуется газ с характерным запахом — аммиак:



### Лабораторный опыт 7

#### *Обнаружение ионов аммония в растворе*

Получите у преподавателя пробирку с хлоридом (сульфатом) аммония и добавьте к нему раствор гидроксида натрия объёмом 1–2 см<sup>3</sup>. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, второй конец которой держите в пробирке над водой с несколькими каплями фенолфталеина.

Отметьте изменение цвета индикатора, которое свидетельствует о щелочной среде раствора аммиака в воде.

Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о проделанной работе.

Для солей аммония характерны и некоторые *специфические* свойства. В частности, все соли аммония неустойчивы при высоких температурах. Например, хлорид аммония (*нашатырь*)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  при нагревании разлагается с выделением аммиака:



#### *Применение аммиака и его солей* (рис. 68)

Аммиак относится к числу важнейших продуктов химической промышленности. Ежегодно в мире производят более 150 млн тонн этого вещества. Крупнейшим производителем аммиака в Республике Беларусь является ОАО «Гродно Азот».

Аммиак в основном используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевина, аммофос), азотной кислоты, соды (по аммиачному методу), красителей, взрывчатых веществ, полимеров и др. Водный раствор аммиака применяется в медицине и фармацевтической промышленности, а также в животноводстве — для аммонизации кормов.

В качестве слабой щёлочи водный раствор аммиака применяют для выведения пятен, чистки ковров и ювелирных изделий.

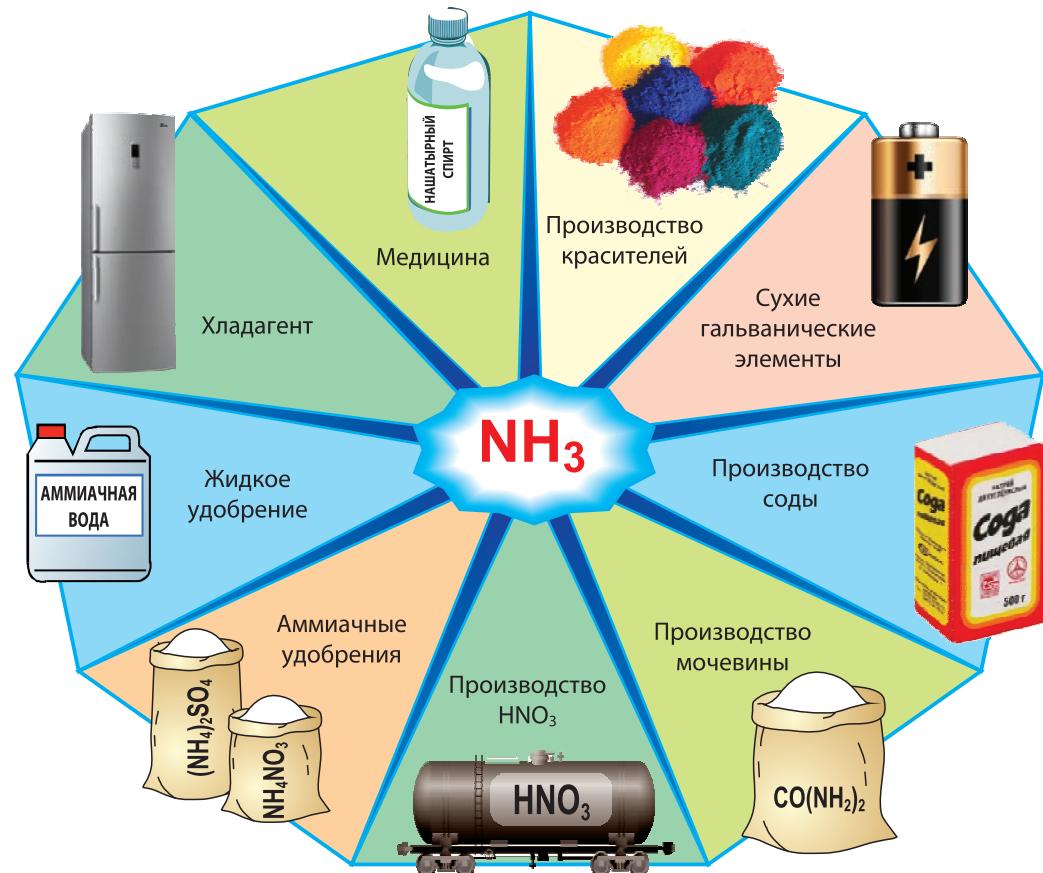


Рис. 68. Применение аммиака и его солей

Вдыхание малых доз аммиака стимулирует работу сердца и нервной системы, поэтому аммиак дают нюхать при обмороках и отравлениях, например угарным газом  $\text{CO}$ .

Соли аммония в основном применяют в качестве минеральных удобрений.

**Аммиак — бесцветный газ, хорошо растворим в воде.**  
**Аммиак проявляет восстановительные свойства, реагируя с различными окислителями.**  
**Аммиак вступает в реакции присоединения с водой и кислотами.**

### Вопросы и задания

- Выпишите из текста параграфа уравнения реакций аммиака с кислородом. Для каждой из них укажите окислитель и восстановитель.
  - Объясните, почему при получении аммиака в лаборатории его собирают в пробирку, перевёрнутую вверх дном? Можно ли собирать аммиак путём вытеснения воды? Почему?
  - Определите объём (н. у.) аммиака, который выделяется при реакции хлорида аммония с гашёной известью массой 500 г, если выход продукта составляет 95 %.
  - Составьте уравнения реакций аммиака с водой и соляной кислотой. Рассчитайте химическое количество ионов аммония, образующихся при реакции аммиака объёмом (н. у.) 1,12 дм<sup>3</sup> с соляной кислотой.
  - Рассчитайте молярную концентрацию и массовую долю соли в растворе, полученном при добавлении хлорида аммония химическим количеством 4 моль в воду массой 200 г. Плотность полученного раствора равна 1 г/см<sup>3</sup>.
  - Запишите в молекулярной, полной и сокращённой ионной формах уравнения реакций между следующими соединениями: а) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> и KOH; б) NH<sub>4</sub>Cl и AgNO<sub>3</sub>. Назовите вещества.
  - Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: N<sub>2</sub> → NH<sub>3</sub> → NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O → NH<sub>4</sub>Cl → NH<sub>3</sub>.
- Укажите, как изменяются степени окисления атомов азота в указанных процессах.

### § 43. Азотная кислота и нитраты

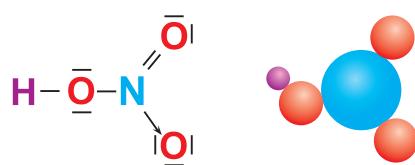
Азотная кислота является одним из наиболее важных соединений азота. Рассмотрим свойства азотной кислоты и её солей — нитратов — более подробно.

Графическая формула и модель молекулы азотной кислоты приведены на рисунке 69. В молекуле азотной кислоты атом азота образует четыре ковалентные связи с тремя атомами кислорода.

Азотная кислота — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом. Её температура кипения равна +83 °C, а плотность — 1,51 г/см<sup>3</sup>.

Азотная кислота смешивается с водой в любых соотношениях.

Рис. 69. Графическая формула и модель молекулы азотной кислоты



#### Химические свойства азотной кислоты

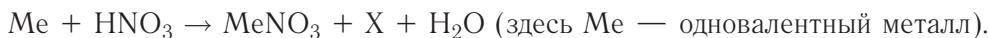
В водных растворах молекулы HNO<sub>3</sub> диссоциируют на ионы:



Азотная кислота проявляет характерные для кислот свойства: изменяет окраску индикаторов, вступает в реакции с основными оксидами, основаниями и солями.

Самое характерное свойство азотной кислоты — это её ярко выраженная **окислительная способность**. Сильным окислителем она является за счёт атома азота в степени окисления +5. Поэтому при взаимодействии азотной кислоты с восстановителями одним из продуктов реакции всегда являются *соединения азота в более низких степенях окисления, чем в азотной кислоте: оксид азота(IV)  $\text{NO}_2$ , оксид азота(II)  $\text{NO}$ , оксид азота(I)  $\text{N}_2\text{O}$ , азот  $\text{N}_2$ , аммиак  $\text{NH}_3$* .

Например, при взаимодействии азотной кислоты *с металлами* образуются нитрат металла, продукт восстановления азотной кислоты (Х) и вода. Это можно представить в общем виде, как:



Состав продукта восстановления азотной кислоты (Х) зависит от многих факторов, но прежде всего от концентрации кислоты в растворе и от природы металла (рис. 70). Напомним, что при взаимодействии азотной кислоты с металлами водород, как правило, не выделяется.

При взаимодействии **концентрированной азотной кислоты** с малоактивными металлами образуются оксид азота(IV), нитрат металла и вода:



При взаимодействии **разбавленной азотной кислоты** с малоактивными металлами образуются нитрат металла, оксид азота(II) и вода. Например:

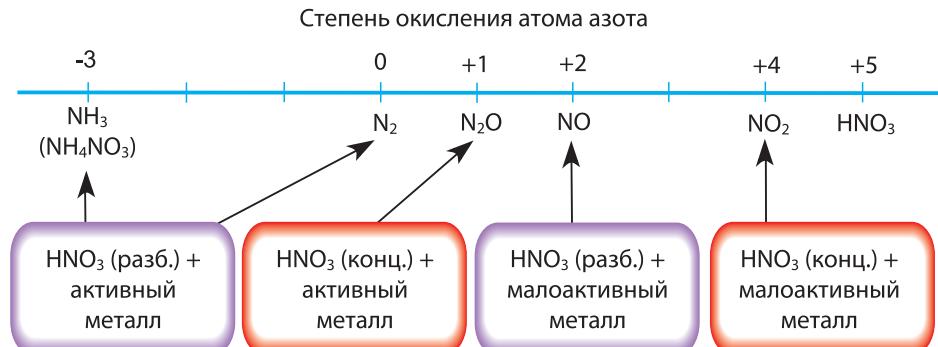


Рис. 70. Продукты взаимодействия азотной кислоты с металлами

Если с кислотой взаимодействуют активные металлы (например, кальций Ca, магний Mg, цинк Zn), то при увеличении степени разбавления раствора HNO<sub>3</sub> и при повышении температуры последовательно образуются продукты восстановления азота (см. рис. 70): оксид азота(II) NO, оксид азота(I) N<sub>2</sub>O, азот N<sub>2</sub> и нитрат аммония NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>.

Образование соли — нитрата аммония — при реакции металла с сильно разбавленной азотной кислотой объясняется взаимодействием выделяющегося аммиака с избытком кислоты в растворе.

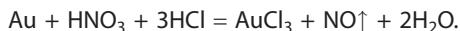
Фактически при действии азотной кислоты на металлы получаются смеси почти всех указанных веществ, но в различных соотношениях в зависимости от природы металла, концентрации кислоты и условий проведения реакции. Например, взаимодействие магния с разбавленной азотной кислотой при 80 °C протекает в соответствии с уравнением:



Напомним, что концентрированная азотная кислота при низких температурах не взаимодействует с железом, хромом, алюминием, свинцом («пассивирует» их).



Смесь концентрированных азотной и соляной кислот в объёмном соотношении 1:3 называется «царской водкой», потому что растворяет «царя металлов» — золото. Растворение золота в «царской водке» может быть описано следующим уравнением реакции:



Кроме металлов азотная кислота **окисляет и неметаллы**, например серу и фосфор:



Азотная кислота способна окислять как сложные неорганические (серово-дород, иодоводород, сернистый газ и др.), так и многие органические вещества, например белки. Концентрированная азотная кислота разрушает кожу, ткани, а древесные опилки и стружки при соприкосновении с ней воспламеняются. Поэтому при обращении с концентрированной азотной кислотой необходимо соблюдать осторожность.

### Соли азотной кислоты

Как вы уже знаете, соли азотной кислоты называются **нитратами**, а нитраты щелочных, щёлочно-земельных металлов и аммония — **селитрами**. Все нитраты ядовиты.

При нагревании все нитраты разлагаются, но состав продуктов разложения зависит от положения металла соли в ряду активности металлов. Запомните несложное правило (рис. 71).

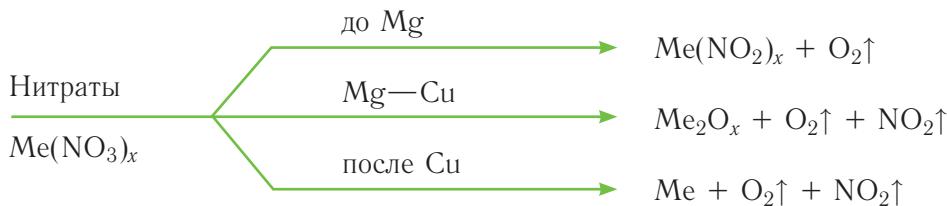


Рис. 71. Схема термического разложения нитратов

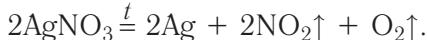
Нитраты металлов, находящиеся в ряду активности левее магния, разлагаются при нагревании с образованием нитрита металла и кислорода:



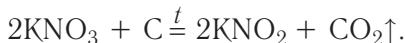
При разложении нитратов металлов, находящихся в ряду активности от магния до меди включительно, образуются оксид металла, оксид азота(IV) и кислород:



При разложении нитратов металлов, находящихся в ряду активности правее меди, образуются металлы в свободном состоянии, оксид азота(IV) и кислород:



Поскольку во всех случаях выделяется кислород, все нитраты при нагревании проявляют окислительные свойства. Если бросить в расплавленную селитру кусочки угля и серы, то можно наблюдать их горение в выделяющемся кислороде. Вспышку на тлеющем угольке используют для *качественного определения нитратов*:



### Применение азотной кислоты и нитратов

Азотная кислота используется в промышленности для получения нитратов, органических нитросоединений, в других производствах (рис. 72).

Селитры используются в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений. Нитраты калия, аммония и натрия применяют для производства чёрного пороха и взрывчатых веществ, нитрат серебра — в медицинских целях.



Рис. 72. Применение азотной кислоты

**Азотная кислота — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом.**

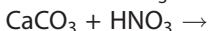
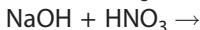
**Самое характерное свойство азотной кислоты — её ярко выраженная окислительная способность.**

**При взаимодействии азотной кислоты с восстановителями происходит образование соединений азота в более низких степенях окисления, чем в азотной кислоте.**

**Соли азотной кислоты при нагревании разлагаются.**

### Вопросы и задания

- Запишите уравнение диссоциации азотной кислоты в водном растворе. Какие ионы при этом образуются?
- Определите химическое количество азотной кислоты, при диссоциации которой образуется: а) 0,5 моль нитрат-ионов; б) 5,3 моль ионов водорода.
- Какова окраска индикатора — лакмуса — в разбавленном растворе азотной кислоты?
- Составьте уравнения реакций:



Запишите их в ионном виде.

**5.** Определите объём (н. у.) оксида азота(IV), который выделяется при растворении в концентрированной азотной кислоте меди: а) массой 32 г; б) химическим количеством 2,5 моль.

**6.** Рассчитайте химическое количество, массу и объём (н. у.) кислорода, который выделяется при термическом разложении нитрата калия химическим количеством 5 моль.

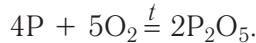
**7. \*** Какой объём (н. у.) займут газы, выделяющиеся при взрыве чёрного пороха массой 1 кг, если реакция протекает по уравнению:  $2\text{KNO}_3 + 3\text{C} + \text{S} = \text{K}_2\text{S} + 3\text{CO}_2 + \text{N}_2$ ?

## § 44. Кислородсодержащие соединения фосфора

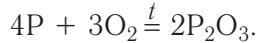
Фосфор образует *оксид фосфора(V)*, *оксид фосфора(III)* и кислородсодержащие кислоты, среди которых наиболее важное промышленное применение находит *фосфорная кислота*.

### Оксиды

При сжигании белого или красного фосфора в кислороде образуется оксид фосфора(V)  $\text{P}_2\text{O}_5$  в виде белого дыма, который оседает на стенках сосуда:

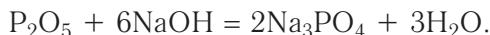


Взаимодействие фосфора с кислородом при недостатке последнего ведёт к образованию оксида фосфора(III)  $\text{P}_2\text{O}_3$ :



**Оксид фосфора(V)** представляет собой белое вещество. Он энергично поглощает пары воды из воздуха и постепенно превращается в прозрачную расплывшуюся массу. Благодаря этому свойству — *гигроскопичности* — оксид фосфора(V) способен отнимать воду и у других веществ. Поэтому он широко используется как осушитель. Необходимо помнить, что многие органические вещества обугливаются при действии на них оксида фосфора(V). Это вещество при попадании на кожу может вызвать сильные ожоги.

Оксид фосфора(V) — типичный кислотный оксид, он взаимодействует с основными оксидами и щелочами, образуя соли фосфорной кислоты — *фосфаты*:



При растворении оксида фосфора(V) в щелочах могут также образовываться кислые соли фосфорной кислоты.

При взаимодействии оксида фосфора(V) с водой получается ортофосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



В названии кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  приставку **орто-** часто опускают и говорят фосфорная кислота.

### Фосфорная кислота и её соли

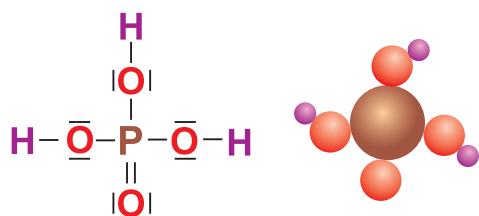
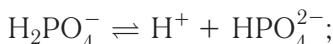
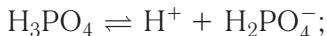


Рис. 73. Графическая формула и модель молекулы фосфорной кислоты

Графическая формула и модель молекулы фосфорной кислоты приведены на рисунке 73. В молекуле  $\text{H}_3\text{PO}_4$  атом фосфора соединён с четырьмя атомами кислорода за счёт образования двойной связи  $\text{P}=\text{O}$  и трёх одинарных связей  $\text{P}-\text{OH}$ .

Фосфорная кислота — твёрдое белое вещество, смешивается с водой в любых соотношениях.

В водном растворе слабая фосфорная кислота диссоциирует ступенчато:



Легче всего идёт диссоциация по первой ступени,最难的 всего — по третьей.

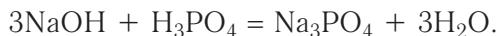
Фосфорная кислота проявляет все свойства, характерные для кислот. Она взаимодействует с металлами, находящимися в ряду активности до водорода, с выделением водорода:



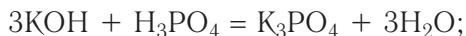
с основными оксидами:

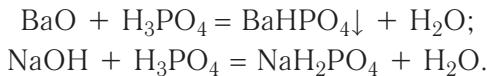


с основаниями:



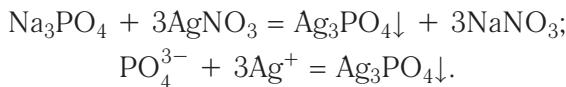
При этом в зависимости от соотношения реагентов образуются средние (фосфаты) или кислые (гидрофосфаты и дигидрофосфаты) соли фосфорной кислоты. Например:





Фосфаты, например  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , нерастворимы в воде, кроме фосфатов щелочных металлов. Гидрофосфаты (кроме гидрофосфатов натрия, калия и аммония), например  $\text{CaHPO}_4$ , мало растворимы в воде. Диgidрофосфаты, например  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , хорошо растворимы в воде.

При действии на фосфаты нитрата серебра выпадает осадок фосфата серебра жёлтого цвета (рис. 74):



Эта реакция является *качественной реакцией на фосфат-ионы*.

В отличие от азотной кислоты для фосфорной кислоты не характерны окислительные свойства за счёт анионов.

### Применение фосфорной кислоты и фосфатов

Фосфорная кислота используется как катализатор в органическом синтезе, например при синтезе этанола из этена, для производства кормовых добавок, придания кисловатого привкуса безалкогольным напиткам, осветления сахара. Но основная часть фосфорной кислоты расходуется на производство фосфатов, которые используются в качестве минеральных удобрений. Кроме того, фосфаты применяют в медицине, а также для обработки тканей и древесины для придания им огнестойкости.

Фосфаты используются при производстве стиральных порошков, однако их содержание в порошках должно быть ограничено и строго регламентировано. Одной из причин ограничения массовой доли фосфатов в стиральных порошках является то, что, попадая после стирки вместе со сточными водами в водоёмы, фосфаты действуют как удобрения, что способствует активному росту водорослей. Зарастание водоёмов и засорение медленнотекущих вод приводят к нарушениям экосистем водоёмов, ухудшению кислородного обмена в гидросфере и создают трудности в обеспечении населения питьевой водой.



Рис. 74. Качественная реакция на фосфат-ионы

**Оксид фосфора(V) взаимодействует с основными оксидами и щелочами.**

**При взаимодействии оксида фосфора(V) с водой образуется фосфорная кислота  $H_3PO_4$ .**

**Фосфорная кислота взаимодействует с металлами, находящимися в ряду активности до водорода, с оксидами металлов, с основаниями.**

**Для обнаружения фосфат-ионов в растворах используется качественная реакция с нитратом серебра.**

### Вопросы и задания

- Выпишите из текста параграфа уравнения реакций фосфора с кислородом.
- Рассчитайте массу оксида фосфора(V), который можно получить из фосфора химическим количеством 5 моль.
- Составьте уравнения реакций фосфорной кислоты: с оксидом кальция, гидроксидом калия, нитратом серебра. Назовите полученные соединения.
- Напишите уравнения диссоциации фосфорной кислоты в воде. Приведите формулы всех возможных солей натрия и фосфорной кислоты, назовите их.
- Пользуясь таблицей растворимости солей, кислот и оснований в воде, запишите формулы фосфатов: а) растворимых, б) нерастворимых в воде.
- Рассчитайте химическое количество нитрата серебра, необходимого для полного осаждения фосфат-ионов из раствора фосфорной кислоты массой 250 г с массовой долей кислоты, равной 0,04.
- Определите массу фосфорной кислоты, которую можно получить из фосфора массой 31 кг, если выход фосфорной кислоты составляет 95 %.

## § 45. Минеральные удобрения

**Удобрения** — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания и роста растений. Их вносят в почву для повышения урожайности. Для роста и развития растений необходимы около 60 химических элементов. Некоторые из них требуются в большом количестве (углерод, кислород, водород), другие — в меньшем (азот, фосфор, калий, сера, магний, железо, кальций и др.), а некоторых (их называют *микроэлементами*) необходимо совсем немного. Углерод, кислород и водород растения получают из воздуха и воды, остальные элементы — из почвенных растворов. Эти элементы попадают в почву главным образом в виде растворимых соединений.



Специалисты знают множество способов управления урожаем и его качеством с помощью удобрений. Например, для того, чтобы кочаны капусты не растрескивались, увеличивают дозу фосфорсодержащих удобрений. В условиях облачности и отсутствия интенсивного солнечного освещения резко возрастает потребность томатов в калийной подкормке. А для роста лука необходимо, чтобы в почве содержалось достаточное количество соединений серы.

Минеральные удобрения принято классифицировать по двум признакам: по типу питательного элемента и по числу питательных элементов. По первому признаку выделяют *азотные, фосфорные и калийные* удобрения. По второму признаку удобрения делятся на *простые*, содержащие только один питательный элемент, и *комплексные*, содержащие два и более питательных элементов (рис. 75).



Рис. 75. Простые и комплексные удобрения

### Азотные удобрения

Азот — важнейший элемент роста и развития растений, входит в состав хлорофилла и белков.

Азотные удобрения делятся на две группы: органические и минеральные удобрения. *Органические азотные удобрения* — это *навоз, компост* (удобрение, получаемое из органических остатков в результате их биологического разложения), *торф*, *помёт* и *зелёные удобрения* на основе бобовых растений.

Правообладатель Адукцыя і выхаванне

Помимо азота, они содержат и другие элементы, необходимые для питания растений.

*К минеральным азотным удобрениям относятся аммиачная вода, сульфат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , нитрат аммония (аммиачная селитра)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , нитрат калия (калийная селитра)  $\text{KNO}_3$ , нитрат натрия (натриевая, или чилийская, селитра)  $\text{NaNO}_3$ , нитрат кальция (кальциевая селитра)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , мочевина (карбамид)  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ .*



В названии «карбамид» часть слова «карб» происходит от латинского названия углерода — «карбониум», а группу  $\text{NH}_2$  называют «амидной», отсюда — карбамид. Карбамид (или мочевина) входит в состав жевательных резинок, кормовых смесей в животноводстве.

Мочевину, нитрат аммония и жидкие азотные удобрения в нашей стране в больших количествах производят на ОАО «Гродно Азот».

Нерациональное использование азотных химических удобрений, их чрезмерные дозы приводят к сильному накоплению нитратов, особенно в столовых корнеплодах. Нитраты обладают высокой токсичностью для человека и животных. Поэтому содержание нитратов в пищевых продуктах должно строго контролироваться.

Замена минеральных азотных удобрений на органические позволяет уменьшить содержание нитратов в растениях. Это связано с тем, что органические удобрения разлагаются постепенно и медленнее усваиваются растениями.

### Фосфорные минеральные удобрения

Химический элемент фосфор играет важную роль в усвоении растениями углекислого газа, входит в состав витаминов и ферментов.

Самое дешёвое фосфорное удобрение — тонкоизмельчённая *фосфоритная руда (фосфоритная мука)*. Фосфор содержится в ней в виде нерастворимого в воде фосфата кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Он усваивается растениями, произрастающими лишь на кислых почвах.

Наилучшие фосфорные удобрения — это растворимые фосфаты. Поэтому при производстве фосфорных удобрений из природных минералов фосфоритов и апатитов получают кислые фосфаты: *двойной суперфосфат*  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ; *простой суперфосфат*  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; *преципитат*  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Широкое распространение в сельском хозяйстве получили комплексные удобрения. Например, азот в комбинации с фосфором входит в состав *аммофоса* —

Правообладатель Адукцыя і выхаванне

смеси двух солей  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ . Если аммофос смешать с калийной селитрой, то получится **аммофоска** — комплексное удобрение, содержащее одновременно азот, фосфор и калий.

Фосфорные удобрения в нашей стране производятся на ОАО «Гомельский химический завод».

### Калийные удобрения

Химический элемент калий улучшает водный режим растений, повышает их засухоустойчивость и морозостойкость, способствует накоплению крахмала в клубнях картофеля, сахарозы в сахарной свекле.

В качестве калийных удобрений используют **хлорид калия**  $\text{KCl}$ , **сульфат калия**  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и **золу растений**. **Нитрат калия (калийная селитра)**  $\text{KNO}_3$  относится к комплексным удобрениям, поскольку содержит два питательных элемента — калий и азот.

На базе Старобинского месторождения сильвинита работает РУП ПО «Беларуськалий» — один из ведущих мировых производителей калийных удобрений (рис. 76).



Рис. 76. Промышленная добыча калийных солей

**Правообладатель Адукацыя і выхаванне**

Важным калийным удобрением является зола древесины, соломы, стеблей растений. Особенно много калия содержится в золе ботвы картофеля, томатов, стеблей подсолнечника. Калий находится в золе в виде *карбоната калия (поташа)*  $K_2CO_3$ . Это вещество хорошо растворимо в воде и легко усваивается растениями. Также в золе содержатся фосфор, кальций, железо, медь, бор и другие элементы, необходимые для развития растений. Например, потребность большинства растений в боре полностью удовлетворяется при внесении древесной золы массой 70 г на 1  $m^2$  поверхности почвы.

Питательная ценность минеральных удобрений определяется содержанием в них питательных элементов. Питательную ценность азотных удобрений условно принято выражать через массовую долю в них химического элемента азота, фосфорных — через массовую долю оксида фосфора(V), калийных — через массовую долю оксида калия. Удобрения с высоким содержанием питательного элемента называются *концентрированными*.

Применение всех видов удобрений позволяет значительно увеличить урожайность сельскохозяйственных культур, поэтому производство минеральных удобрений — важнейшая задача химической промышленности. Особенно актуально увеличивать выпуск концентрированных и комплексных удобрений.

**Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания и роста растений. Их вносят в почву для повышения урожайности.**

**Минеральные удобрения подразделяются на азотные, фосфорные и калийные. Различают простые и комплексные удобрения.**

### Вопросы и задания

1. Какие химические элементы необходимы для развития растений?
2. Запишите формулы важнейших азотных удобрений. Определите степени окисления атомов азота в каждом из приведённых вами соединений.
3. Рассчитайте массовую долю азота в чилийской селитре.
4. При действии азотной кислоты на известняк массой 160 кг получили нитрат кальция. Определите массу полученной соли, если доля примесей в известняке составляет 10 %.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - a)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$ ;
  - б)  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$ .

В окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель.

**6.** Рассчитайте молярную концентрацию карбоната калия в растворе, полученном при растворении данной соли массой 200 г в воде объёмом 800 см<sup>3</sup>. Плотность раствора примите равной 1,1 г/см<sup>3</sup>.

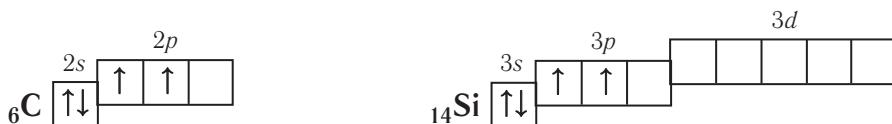
**7.** Почему применение комплексных удобрений перспективнее, чем удобрений, содержащих один питательный элемент? Из перечисленных ниже удобрений выпишите в тетрадь названия комплексных: чилийская селитра, кальциевая селитра, аммиачная селитра, простой суперфосфат, двойной суперфосфат, аммофос, аммофоска.

## § 46. Углерод и кремний

Углерод С и кремний Si — химические элементы группы IVA периодической системы. К этой же группе периодической системы относятся германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Углерод и кремний относятся к элементам неметаллам, германий — полуметалл. У олова и свинца преобладают металлические свойства.

### Строение атомов и степени окисления

Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов элементов группы IVA —  $ns^2np^2$ , например у углерода —  $2s^22p^2$ , у кремния —  $3s^23p^2$ :



В соединениях с другими элементами атомы углерода и кремния могут проявлять степени окисления **-4**, **+2** и **+4**, для элементов-полуметаллов и металлов в их соединениях с другими элементами (кроме гидридов) характерны положительные степени окисления **+2** и **+4**.

### Распространённость в природе

В земной коре содержится 0,093 % углерода по массе, причём он встречается как в свободном состоянии, так и в виде химических соединений с другими элементами. Углерод является основой органической жизни на Земле. Велика доля этого элемента в горючих ископаемых: угле, нефти, торфе и природном газе. В процессе жизнедеятельности происходит постоянный **круговорот углерода в природе** — переход углерода из органических соединений в неорганические и обратно (рис. 77).



Рис. 77. Круговорот углерода в природе



Углекислый газ накапливается в атмосфере за счёт извержения вулканов, сжигания топлива, работы предприятий, а также за счёт дыхания. Углекислый газ, также как и другие составные части воздуха, прозрачен для видимого солнечного света, поэтому последний доходит до поверхности Земли через толщу атмосферы. Нагреваясь, земная поверхность испускает тепло в виде инфракрасного излучения, которое частично поглощается молекулами CO<sub>2</sub>. Тепло не может уйти в космическое пространство, атмосфера нагревается. Этот процесс называют **парниковым эффектом** (рис. 78).

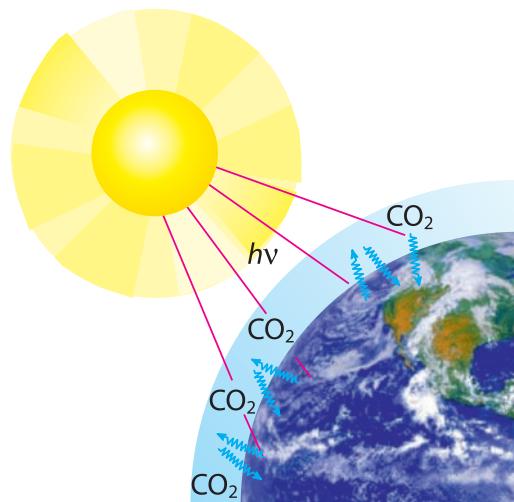


Рис. 78. Парниковый эффект

Природные неорганические соединения углерода — **карбонаты**. Минерал **кальцит**  $\text{CaCO}_3$  является основой осадочных горных пород — **известняков**. Другие модификации карбоната кальция известны как **мрамор** и **мел**.

**!?** Прозрачная разновидность кальцита — **исландский шпат** (рис. 79) высоко ценится в оптике из-за способности к двулучепреломлению света. Сквозь кристалл исландского шпата любой предмет видится раздвоенным. Самый большой кристалл исландского шпата длиной около 6 метров был найден в 1669 году в Исландии и считался одним из чудес света.



Рис. 79. Исландский шпат

**Кремний** — второй по распространённости на Земле элемент после кислорода. В земной коре он находится в виде **кремнезёма**  $\text{SiO}_2$  и различных **силикатов**. Например, **гранит** содержит более 60 % кремнезёма, а кристаллический **кварц** является самым чистым из природных соединений кремния с кислородом. Окрашенные разновидности кварца — аметист, цитрин и др. — используются в ювелирных украшениях. Кремний входит в состав растительных (хвощ, бамбук, крапива и др.) и животных (скелет, соединительные ткани) организмов.

**!?** Листья крапивы покрыты колючими волосками из чистого оксида кремния(IV), которые представляют собой полые трубочки длиной 1–2 мм. Они заполнены жидкостью, содержащей муравьиную кислоту. При лёгком прикосновении листьев крапивы к телу волоски проникают сквозь кожу и кислота попадает внутрь, вызывая жжение. При резком прикосновении хрупкие волоски обламываются и жжения не ощущается.

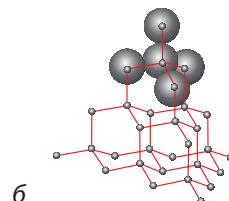
### Простые вещества. Строение и физические свойства

Среди аллотропных модификаций углерода наиболее известны **алмаз**, **графит** и **фуллерены**.

В **алмазе** каждый атом углерода окружён четырьмя такими же атомами, расположенными в вершинах правильного тетраэдра (рис. 80). Такое строение обусловливает особые физические свойства алмаза, прежде всего его твёрдость.



*a*



*b*

Рис. 80. Алмаз: *a* — внешний вид; *б* — модель строения кристалла

Алмаз служит эталоном твёрдости, которая по десятибалльной шкале оценивается высшим баллом 10.

В настоящее время налажено производство искусственных алмазов, в частности, в Республике Беларусь их производят на предприятии «Адамас» (г. Гомель).

В **графите** атомы углерода расположены слоями, состоящими из шестичленных колец (рис. 81). Эти слои связаны между собой гораздо слабее, чем атомы углерода в каждом слое. Слоистая структура графита обуславливает его мягкость: он легко оставляет след на бумаге. Графит хорошо проводит тепло и электрический ток. Мельчайшие кристаллы графита входят в состав *сажи*, образующейся при неполном сгорании органических соединений.

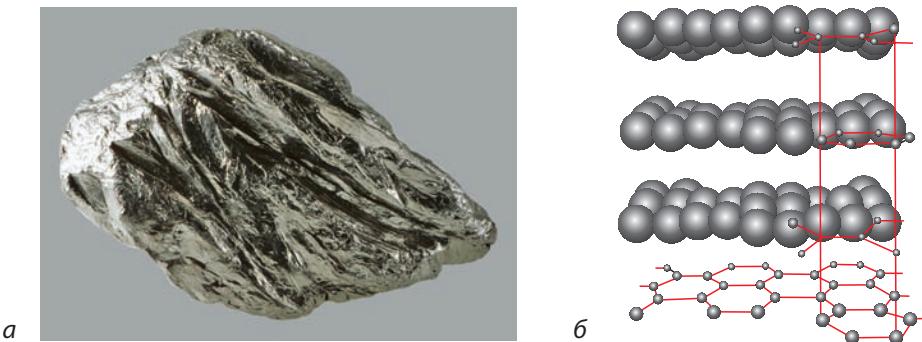


Рис. 81. Графит: а — внешний вид; б — модель строения кристалла

**Фуллерены** — это молекулярные вещества, шарообразные молекулы которых образованы атомами углерода, которые соединены в пяти- и шестичленные циклы (рис. 82). Внутри молекулы фуллеренов полые. В настоящее время получены фуллерены состава  $C_{60}$ ,  $C_{70}$  и др.



Рис. 82. Фуллерен: а — внешний вид; б — модель строения молекулы

Правообладатель Адукацыя і выхаванне



К аллотропным модификациям углерода относят *тубулены*, которые представляют собой полые цилиндрические трубы. Стенки этих трубок состоят из одного слоя графита, а торцы представляют собой половинки молекул фуллеренов. Поэтому тубулены рассматриваются как промежуточные соединения между графитом и фуллеренами.

Известны и другие аллотропные модификации углерода. Так, Нобелевская премия 2011 года в области физики была присуждена за открытие и исследование свойств *графена*, структура которого представлена на рисунке 83. Существует и аморфный углерод — *стеклоуглерод*.

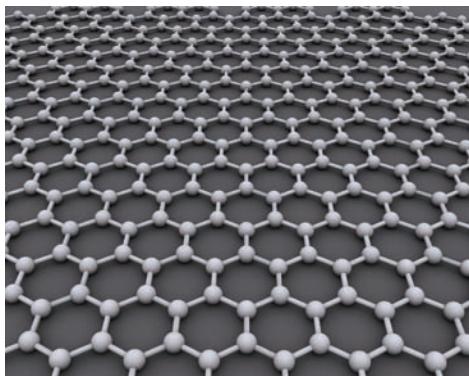
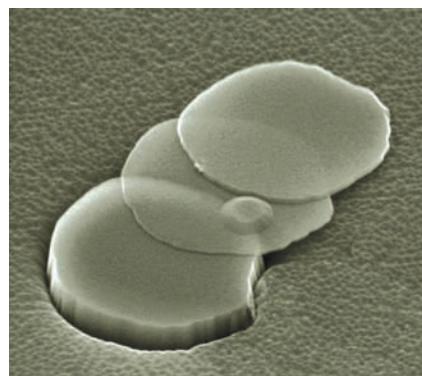
*a**б*

Рис. 83. Структура (а) и образцы (б) графена  
(изображение под электронным микроскопом)

Кристаллическое строение *кремния* аналогично строению алмаза (см. рис. 80). Кристаллический кремний имеет серо-стальной цвет и металлический блеск. Он обладает полупроводниковыми свойствами.

### Химические свойства простых веществ

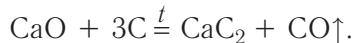
Для углерода и кремния характерна невысокая химическая активность: большинство реакций с их участием протекают только при высокой температуре. Химические свойства различных аллотропных модификаций углерода сходны, отличаются лишь условия протекания реакций, потому что энергия разрыва связей между атомами в алмазе, графите и других модификациях углерода различна.

В химических реакциях *с простыми веществами* углерод и кремний проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства (табл. 19). *Как восстановители* они взаимодействуют с кислородом и фтором.

Таблица 19. Химические свойства углерода и кремния

Взаимодействие	Углерод	Кремний
с кислородом	горит на воздухе: $C + O_2 = CO_2 \uparrow$	горит при нагревании выше 400 °C: $Si + O_2 \xrightarrow{t} SiO_2$
с оксидами металлов	при нагревании: $3C + 2Fe_2O_3 \xrightarrow{t} 4Fe + 3CO_2$	при нагревании: $3Si + 2Fe_2O_3 \xrightarrow{t} 4Fe + 3SiO_2$
с металлами	при нагревании: $Ca + 2C \xrightarrow{t} CaC_2$	при нагревании: $2Mg + Si \xrightarrow{t} Mg_2Si$
с водородом	при нагревании до 500 °C в присутствии катализатора: $C + 2H_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}} CH_4$	не взаимодействует

В качестве *окислителей* углерод и кремний выступают при взаимодействии с металлами, образуя *карбиды* и *силициды* соответственно. Карбиды могут быть получены и при взаимодействии угля с оксидами:



В реакциях со *сложными веществами*, например с оксидами металлов (табл. 19), углерод и кремний чаще всего проявляют *восстановительные свойства*.

### Применение углерода и кремния

Области применения *углерода* представлены на рисунке 84. Углеродные материалы технического и медицинского назначения в широком ассортименте производятся на Светлогорском производственном объединении «Химволокно». Здесь выпускают углеродный медицинский сорбент, который используется для лечения ран, язв, ожогов, а также в бытовых фильтрах для воды, фильтрах в медицинской и пищевой промышленности и т. п. Широкое применение находят также выпускаемые в Светлогорске углеродные нити и ткани.

*Кремний* находит широкое применение в полупроводниковой технике и микроэлектронике, без него невозможно представить себе ни одно современное электронное устройство (рис. 85). Пройдя цепочку сложных химических процессов — от получения сверхчистого кремния до создания микросхемы — кремний находится в компьютерах, мобильных телефонах, плеерах, электронных книгах и других устройствах. Используется кремний и в металлургии в качестве добавки к сталим, в производстве сплавов, в батареях для преобразования энергии солнечного излучения в электрическую энергию (рис. 86).



Рис. 84. Применение углерода



Рис. 85. Изделия электронной промышленности  
(печатные платы на основе кремния)



Рис. 86. Солнечные батареи

**В химических соединениях с другими элементами атомы углерода и кремния могут проявлять степени окисления -4, +2 и +4.**

**Важнейшие аллотропные модификации углерода: графит, алмаз и фуллерены.**

**Наиболее характерны для углерода и кремния химические реакции, в которых они проявляют себя как восстановители. В качестве окислителей углерод и кремний выступают при взаимодействии с металлами.**

### Вопросы и задания

1. Как доказать, что алмаз, графит и фуллерены — аллотропные модификации одного и того же элемента?
2. В одних случаях кремний является окислителем, в других — восстановителем. Объясните эти факты, основываясь на строении атома кремния. Приведите примеры химических реакций.
3. Состав полевого шпата выражается формулой  $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ . Вычислите массовую долю кремния в полевом шпате.
4. Какое количество теплоты выделится при сгорании древесного угля массой 500 г, если тепловой эффект реакции равен 410 кДж? Считайте, что древесный уголь представляет собой чистый углерод.
5. Составьте уравнения реакций углерода и кремния со фтором. В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.
6. Напишите уравнение взаимодействия углерода с оксидом меди(II). Рассчитайте массу меди, которую можно получить из оксида меди(II) массой 160 г.
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - a)  $C \rightarrow CaC_2 \rightarrow C_2H_2 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO$ ;
  - б)  $SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow Ca_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2$ .

## § 47. Оксиды углерода и кремния

Рассмотрим детальнее уже знакомые вам из курса химии 9-го класса *оксид углерода(II)*, или угарный газ  $CO$ , *оксид углерода(IV)*, или углекислый газ  $CO_2$ , и *оксид кремния(IV)*  $SiO_2$ . Оксиды углерода являются веществами молекулярного строения, а оксид кремния(IV)  $SiO_2$  имеет атомную кристаллическую решётку, каждая структурная единица которой представляет собой тетраэдр с атомом кремния в центре и атомами кислорода в вершинах (рис. 87).

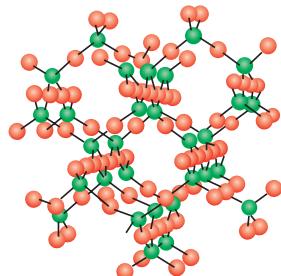


Рис. 87. Модель строения кристаллов  $SiO_2$

Физические свойства оксидов углерода и кремния приведены в таблице 20.

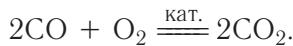
Таблица 20. Физические свойства оксидов углерода и кремния

	Оксид углерода(II)	Оксид углерода(IV)	Оксид кремния(IV)
Формула	CO	CO <sub>2</sub>	SiO <sub>2</sub>
Название	угарный газ	углекислый газ	кремнезём, кварц
Агрегатное состояние при обычных условиях	газ	газ; при повышении давления (5 МПа) легко сжижается и затвердевает	твёрдое кристаллическое вещество
Температура плавления, °C	−205	возгоняется без плавления	1713
Цвет и запах	не имеет	не имеет	не имеет
Растворимость в воде	плохо растворим	растворим	нерастворим
Действие на организм человека	очень ядовит	в больших количествах вызывает удушье	неядовит

### Химические свойства оксидов

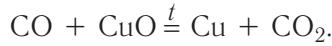
**Оксид углерода(II)** — это несолеобразующий оксид. При обычных условиях он не взаимодействует ни с кислотами, ни со щелочами.

В то же время оксид углерода(II) реагирует с простыми и сложными веществами, проявляя *восстановительные свойства*. Он окисляется *кислородом* воздуха, превращаясь в оксид углерода(IV):



В присутствии катализатора — оксида марганца(IV) MnO<sub>2</sub> — данная реакция идёт уже при комнатной температуре.

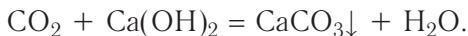
В качестве восстановителя оксид углерода(II) взаимодействует с *оксидами металлов*:



Напомним, что оксид углерода(II) не случайно называется угарным газом. Этот оксид очень ядовит. Образуясь при неполном сгорании топлива, он может привести к сильному отравлению и даже смерти.

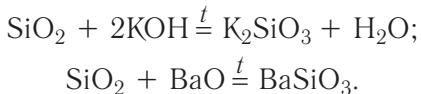
**Оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  и оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$**  — это кислотные солеобразующие оксиды. Они взаимодействуют с основаниями и основными оксидами.

Оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  при обычных условиях взаимодействует со щелочами в водных растворах, с твёрдыми щелочами и с основными оксидами, образуя соли — *карбонаты*. Так, при пропускании оксида углерода(IV) через насыщенный раствор гидроксида кальция («известковую воду») выпадает осадок карбоната кальция:



Эта реакция является *качественной* на  $\text{CO}_2$ .

Оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  взаимодействует с твёрдыми щелочами и с основными оксидами при сплавлении, образуя соли — *силикаты*:



Оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  взаимодействует с *водой*, образуя непрочную угольную кислоту:



Оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  с водой не взаимодействует.

Оксид углерода(IV) не горит и не поддерживает горения: зажжённая лучинка, внесённая в углекислый газ, гаснет.

### Применение оксидов углерода и кремния

Оксид углерода(II) используется в качестве восстановителя в металлургии, он служит исходным сырьём для получения органических веществ.



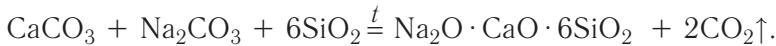
Рис. 88. «Сухой лёд»

Применение *углекислого газа*  $\text{CO}_2$  основано на том, что он не поддерживает жизнедеятельность бактерий и плесени, поэтому его используют для хранения различных продуктов питания, а также для газирования воды. Углекислый газ входит в состав природных минеральных вод различных источников.

Твёрдый  $\text{CO}_2$  («сухой лёд») (рис. 88) используется для краткосрочного хранения скоропортящихся продуктов. Кроме того, угле-

кислый газ находит применение в производстве соды, используется в газовых лазерах.

Оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  широко применяют в строительстве, для получения стекла, керамики, фарфора, кирпича, цемента. Напомним, что для получения оконного **стекла** смесь песка  $\text{SiO}_2$ , соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , и мела (известняка)  $\text{CaCO}_3$  нагревают до температуры 800–1400 °C в специальных стекловаренных печах (рис. 89):



Если во время варки стекла в исходную смесь добавить немного оксида кобальта(II)  $\text{CoO}$ , то стекло приобретает синий цвет. Добавка примеси оксида марганца(II)  $\text{MnO}$  обеспечивает фиолетовый цвет стекла и т. д. Для получения легкоплавкого стекла вместо карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  используют поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Отличительная особенность стекла — его способность размягчаться и в расплавленном состоянии принимать любую форму, которая сохраняется при застывании. На этом свойстве основано производство посуды и художественных изделий из стекла. Среди производителей стекла и изделий из него в Республике Беларусь наиболее известны ОАО «Стеклозавод “Нёман”», ПРУП «Борисовский хрустальный завод», ОАО «Гомельстекло» и др.

 Битое стекло может фокусировать солнечные лучи и тем самым вызывать пожары. В природе стеклянные осколки растрескиваются медленно и рассыпаются от перепадов температур. На поверхности Земли этот процесс идёт в течение нескольких сотен лет.



Рис. 89. Стекловаренная печь



Рис. 90. Печь для получения цемента

Основными компонентами **цемента**, который получают спеканием смеси известняка и глины (рис. 90) при высоких температурах, являются силикаты кальция и алюминия. На территории нашей страны предприятия по производству цемента расположены в Волковыске, Костюковичах, Кричеве.

Кварц используется в радиотехнике, оптическом приборостроении. Кварцевая посуда широко применяется в химических лабораториях. Синтетический  $\text{SiO}_2$  («белая сажа») используется как наполнитель в производстве резины.

**Углерод образует с кислородом оксид углерода(II), или угарный газ  $\text{CO}$ , и оксид углерода(IV), или углекислый газ  $\text{CO}_2$ . Для кремния более известен оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$ .**

**Оксид углерода(II) — несолеобразующий оксид. Для него характерны восстановительные свойства.**

**Оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  и оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  являются кислотными солеобразующими оксидами. Они взаимодействуют с основаниями и основными оксидами.**

### Вопросы и задания

1. Рассчитайте, во сколько раз углекислый газ легче или тяжелее воздуха.
2. Как можно экспериментально доказать, что при горении органических веществ выделяются углекислый газ и вода?
3. Сравните химические свойства CO и CO<sub>2</sub>. Приведите соответствующие уравнения химических реакций.
4. Запишите уравнения реакций углекислого газа с оксидом бария и гидроксидом бария? Какие свойства оксида углерода (IV) при этом проявляются?
5. Объясните, почему раствор углекислого газа в воде окрашивает лакмус в красный цвет? Изменится ли окраска метилоранжа в этом растворе?
6. \* В некоторых растениях найдено сложное кремнийорганическое соединение, состав которого можно описать формулой Si(O<sub>2</sub>C<sub>39</sub>H<sub>59</sub>)<sub>4</sub>. Из какого вещества будет состоять твёрдый остаток после длительного прокаливания указанного соединения на воздухе? Определите массовую долю остатка в исходном соединении.
7. \* Известно, что 1 м<sup>2</sup> поверхности зелёных растений поглощает в сутки углекислый газ массой 5 г. Подсчитайте поверхность листьев, которая необходима для поглощения CO<sub>2</sub>, выдыхаемого человеком за сутки, если за один час человек выдыхает углекислый газ объёмом (н. у.) 25 дм<sup>3</sup>.

## § 48. Угольная и кремниевая кислоты. Карбонаты и силикаты

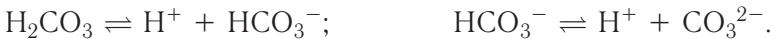
Поскольку оксид углерода(IV) CO<sub>2</sub> и оксид кремния(IV) SiO<sub>2</sub> являются кислотными солеобразующими оксидами, то им соответствуют угольная и кремниевая кислоты.

### Угольная кислота и её соли

Слабая **угольная кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>** образуется при растворении углекислого газа CO<sub>2</sub> в воде. Эта кислота существует только в растворах, а при попытках выделить её распадается на воду и углекислый газ:



В водном растворе угольная кислота диссоциирует ступенчато:



Из приведённых уравнений видно, что при подкислении растворов гидрокарбонатов и карбонатов равновесие смещается в сторону образования вначале HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> и H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, а затем, ввиду неустойчивости угольной кислоты, к её распаду с образованием углекислого газа. Взаимодействие сильных кислот с солями угольной кислоты приводит к выделению углекислого газа:



Взаимодействие с сильными кислотами можно рассматривать как качественную реакцию для распознавания карбонатов и гидрокарбонатов.

*Карбонаты и гидрокарбонаты могут взаимопревращаться.* Так, при действии углекислого газа в присутствии воды карбонаты превращаются в гидрокарбонаты:



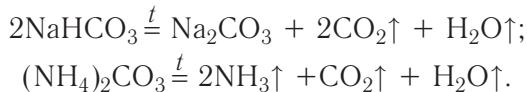
При нагревании растворимый гидрокарбонат кальция превращается в нерастворимый карбонат:



Гидрокарбонаты можно перевести в карбонаты также действием избытка щёлочи:



При нагревании все гидрокарбонаты и некоторые карбонаты разлагаются с выделением углекислого газа:



### Применение солей угольной кислоты

Среди солей угольной кислоты большое значение имеет карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , который встречается в природе в виде мрамора, известняка, мела. Мрамор и известняк применяются в строительстве как облицовочные материалы. Известняк используют для получения извести, его вносят в почву для понижения кислотности. Мел используют для побелки, при производстве резины, а также в стекольной промышленности и других отраслях народного хозяйства.

Карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (*кальцинированная сода*) и его кристаллогидрат  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (*кристаллическая сода*) используются в производстве стекла, моющих средств, красителей и др. В больших количествах они применяются в целлюлозно-бумажной, текстильной, нефтехимической и других отраслях промышленности.

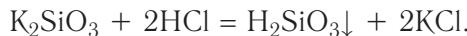
Гидрокарбонат натрия (*питьевая сода*)  $\text{NaHCO}_3$  широко используется в медицине, пищевой промышленности, быту.

Карбонат калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (*поташ*) применяют в производстве стекла, мыла.

### Кремниевая кислота и её соли

Двухосновная **кремниевая кислота**  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  относится к слабым кислотам. По силе она слабее угольной кислоты.

Кремниевую кислоту нельзя получить в результате взаимодействия оксида кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  с водой. Она получается при действии более сильных кислот на силикаты:



В воде  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  практически не растворяется и выпадает из реакционной смеси в виде студенистого осадка. Состав кремниевой кислоты часто описывают общей формулой  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ .

Кремниевая кислота при нагревании или длительном хранении постепенно разлагается на воду и оксид кремния(IV):



*Соли кремниевой кислоты — силикаты — можно получить в результате взаимодействия при высокой температуре оксида кремния(IV) с оксидами металлов, карбонатами или щелочами. Большинство силикатов плохо растворимы в воде.*

### Применение солей кремниевой кислоты

Растворимые в воде силикаты натрия и калия («растворимое стекло») применяются как огнеупорное средство для пропитки древесины и тканей, они входят в состав огнеупорных замазок. Для изготовления несгораемых и электроизоляционных текстильных изделий используются также природные силикаты — *асбесты*.

Природные силикаты, как вы уже знаете, используются для получения керамики.



Способ производства фарфора — просвечивающегося в тонком слое керамического материала — был разработан в Китае в 206 веке до н. э. и держался в строжайшей тайне. Однако в XIII веке венецианский путешественник Марко Поло увёз в Италию не только образцы изделий из фарфора, но и рецепт его изготовления. Возможно, рецепт был утерян, потому что производство фарфора в Европе возникло лишь в начале XVIII века.

В Беларуси керамические изделия строительного назначения производят на Минском и Брестском комбинатах строительных материалов, Столинском заводе облицовочно-фасадной керамики «Горынь», Минском производственном объединении «Керамин», Витебском производственном объединении «Керамика»,

заводах силикатных изделий и кирпичных заводах. Бытовые керамические изделия выпускают на Молодечненском заводе художественной керамики, Добрушском фарфоровом заводе.

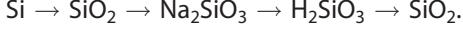
**Слабая угольная кислота  $H_2CO_3$  существует только в растворах.**

**Соли угольной кислоты, кроме карбонатов некоторых щелочных металлов, при нагревании разлагаются с выделением углекислого газа.**

**Слабую кремниевую кислоту можно получить, действуя более сильными кислотами на растворы её солей.**

### Вопросы и задания

1. Запишите уравнение диссоциации угольной кислоты в водном растворе. Какие ионы при этом образуются?
2. Какие два ряда солей угольной кислоты вы знаете? Что происходит с карбонатами и гидрокарбонатами при действии на них сильных кислот? Запишите соответствующие уравнения реакций.
3. При обработке известняка массой 300 кг избытком соляной кислоты выделился углекислый газ объёмом (н. у.) 56 дм<sup>3</sup>. Вычислите массовую долю карбоната кальция в природном известняке.
4. Гидрокарбонат аммония используется при выпечке кондитерских изделий как разрыхлитель теста. Напишите уравнение термического разложения этой соли.
5. В чём заключаются сходство и отличия угольной и кремниевой кислот? Какая из этих кислот сильнее? Как это можно доказать?
6. Рассчитайте массу и химическое количество кремниевой кислоты, которая получится при действии соляной кислоты на раствор силиката натрия массой 200 г с массовой долей соли, равной 25 %. Определите, какое химическое количество оксида кремния(IV) можно получить из этой кислоты.
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Практическая работа № 3

#### Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»

##### Вариант I

**Задача 1.** Определите с помощью качественных реакций выданные вам в пронумерованных пробирках вещества: сульфат натрия, карбонат натрия.

Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Правообладатель Адукцыя і выхаванне

**Задача 2.** Проведите реакции, позволяющие доказать качественный состав соляной кислоты. Укажите значение pH в растворе (больше или меньше 7). Составьте уравнение реакции определения хлорид-иона в растворе.

**Задача 3** (расчёто-экспериментальная). Нейтрализуйте выданный вам раствор гидроксида натрия раствором азотной кислоты (в присутствии индикатора). Составьте уравнение химической реакции в молекулярном и ионном виде. Рассчитайте, хватит ли раствора массой 60 г с массовой долей азотной кислоты, равной 10 %, на нейтрализацию раствора гидроксида натрия массой 70 г, массовая доля NaOH в котором равна 5 %.

#### *Вариант II*

**Задача 1.** Определите с помощью качественных реакций выданные вам в пронумерованных пробирках вещества: сульфат аммония, хлорид натрия.

Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

**Задача 2.** Проведите реакции, позволяющие доказать качественный состав фосфата натрия. Составьте уравнения реакции определения фосфат-иона в растворе.

**Задача 3** (расчёто-экспериментальная). Проведите реакцию осаждения карбонат-ионов из раствора карбоната натрия.

Составьте уравнения химической реакции в молекулярном и ионном виде.

Рассчитайте, хватит ли раствора хлорида кальция массой 90 г с массовой долей соли, равной 10 %, для осаждения карбонат-ионов из раствора массой 60 г с массовой долей карбоната натрия, равной 0,2 %.

# Глава VIII

## МЕТАЛЛЫ

### § 49. Металлы как химические элементы и простые вещества

Атомы различных металлов имеют много общего в строении, а простые и сложные вещества, которые они образуют, имеют схожие свойства (физические и химические).

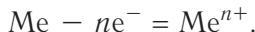


В конце 2009 года учёным были известны 117 химических элементов, причём элемент с номером 118 был уже синтезирован, а элемент с номером 117 — нет. В феврале 2010 года в Объединённом институте ядерных исследований (г. Дубна, Россия) международная группа учёных завершила эксперимент по синтезу 117-го химического элемента. В результате облучения мишени, содержащей атомы берклия-249, пучком разогнанных до высокой скорости ядер атомов кальция-48 был зафиксирован факт рождения ядер 117-го элемента с массовым числом 293. Однако для официального признания открытия нового химического элемента по правилам ИЮПАК требуется повторное получение такого же результата в другой или той же лаборатории. В июне 2012 года синтез 117-го элемента с массовым числом 293 был воспроизведён учёными Объединённого института ядерных исследований. Это фактически означает официальное открытие нового химического элемента с атомным номером 117.

#### Положение в периодической системе и строение атомов металлов

В периодической системе металлы располагаются левее и ниже условной ломанной линии, проходящей от бора к астату (см. форзац 1). К металлам относятся почти все *s*-элементы (за исключением Н, Не), примерно половина *p*-элементов, все *d*-элементы и *f*-элементы (*лантаниды и актиниды*).

У большинства атомов металлов на внешнем энергетическом уровне содержится небольшое (1, 2 или 3) число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей. Валентные электроны атомов металлов слабо (по сравнению с атомами неметаллов) связаны с ядром. Поэтому атомы металлов относительно легко отдают свои валентные электроны другим атомам, выступая в химических реакциях только в качестве восстановителей и превращаясь при этом в положительно заряженные катионы:



В отличие от неметаллов для атомов металлов характерны только положительные степени окисления от +1 до +8. В таблице 21 приведены характерные степени окисления, проявляемые некоторыми металлами в их соединениях.

Таблица 21. Характерные степени окисления некоторых металлов в соединениях

Металл	Степени окисления в соединениях	Примеры соединений
Li, Na, K, Rb, Cs	+1	$\text{Li}_2\text{O}$ , $\text{NaOH}$ , $\text{K}_2\text{SO}_4$
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd	+2	$\text{MgO}$ , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , $\text{Na}_2\text{BeO}_2$
Al	+3	$\text{Al}_2\text{O}_3$ , $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ , $\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$
Ag, Cu, Hg,	+1, +2	$\text{Ag}_2\text{O}$ , $\text{HgO}$ , $\text{CuBr}_2$
Sn, Pb	+2, +4	$\text{SnCl}_2$ , $\text{SnO}_2$ , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , $\text{PbO}_2$
Ti	+2, +3, +4	$\text{TiO}$ , $\text{TiCl}_3$ , $\text{TiCl}_4$ , $\text{BaTiO}_3$
Fe, Cr	+2, +3, +6	$\text{FeO}$ , $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , $\text{K}_2\text{CrO}_4$
Mn	+2, +4, +6, +7	$\text{MnO}$ , $\text{MnO}_2$ , $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , $\text{KMnO}_4$
Os	+2, +3, +4, +8	$\text{OsI}_2$ , $\text{OsCl}_3$ , $\text{OsO}_2$ , $\text{OsO}_4$

### Распространённость металлов в природе

Первые три наиболее распространённых металла в земной коре — алюминий, железо и кальций. Вторые три — натрий, калий и магний. В таблице 22 приведены массовые доли некоторых металлов в земной коре.

Таблица 22. Распространённость металлов в земной коре

Металл	Массовая доля в земной коре, %	Металл	Массовая доля в земной коре, %
Al	8,8	Cr	$8,3 \cdot 10^{-3}$
Fe	4,65	Zn	$8,3 \cdot 10^{-3}$
Ca	3,38	Ni	$8 \cdot 10^{-3}$
Na	2,64	Cu	$4,7 \cdot 10^{-3}$
K	2,41	Pb	$1,6 \cdot 10^{-3}$
Mg	2,35	Ag	$7 \cdot 10^{-6}$
Ti	0,57	Hg	$1,35 \cdot 10^{-6}$
Mn	0,10	Au	$5 \cdot 10^{-8}$

Элементы, массовая доля которых в земной коре составляет менее 0,01 %, называются *редкими*. К числу редких металлов относятся, например, все лантаниды. Если элемент не способен концентрироваться в земной коре, т. е. не образует собственных руд, а встречается в качестве примеси с другими элементами, то его относят к *рассеянным* элементам.

 В 40-х годах XX века немецкие учёные — супруги Вальтер и Ида Ноддак — высказали мысль о том, что в каждом булыжнике на мостовой присутствуют все элементы периодической системы. Вначале эти слова были встречены их коллегами далеко не единодушно. Однако по мере появления более точных методов анализа учёные убеждались в истинности этого предположения.

Поскольку все живые организмы находятся в тесном контакте с окружающей средой, то и в любом живом организме должны содержаться если не все, то большая часть химических элементов периодической системы. Например, в организме взрослого человека массовая доля неорганических веществ (кроме воды) составляет примерно 6 %. Из металлов в этих веществах присутствуют Mg, Ca, Na и K. В составе многих ферментов и иных биологически активных органических соединений в нашем организме присутствуют V, Mn, Fe, Cu, Zn, Co, Ni, Mo, Cr и некоторые другие металлы.

В организме взрослого человека в среднем содержится около 140 г ионов калия и около 100 г ионов натрия. Потребность в ионах натрия настолько велика, что их необходимо добавлять в пищу. Ежедневно мы потребляем от 1,5 до 7 г ионов калия и от 2 до 15 г ионов натрия. Значительная потеря ионов натрия (в виде NaCl с мочой и потом) неблагоприятно сказывается на здоровье человека. Поэтому в жаркую погоду врачи рекомендуют пить минеральную воду.

Однако и избыточное содержание соли в пище негативно сказывается на работе наших внутренних органов (в первую очередь сердца и почек).

### Металлы как простые вещества

Почти все простые вещества металлы (за исключением ртути) при нормальных условиях находятся в твёрдом агрегатном состоянии и имеют кристаллическое строение. Вы уже знакомились с природой химической связи в кристаллах металлов (см. § 22).

Схожесть строения простых веществ металлов в твёрдом состоянии (наличие металлической связи) обуславливает наличие у них общих физических свойств. К ним относятся:

- высокая (по сравнению с неметаллами) электро- и теплопроводность;
- ковкость и пластичность;
- способность образовывать при смешивании друг с другом однородные смеси (сплавы);
- металлический блеск.

Несмотря на то что в целом у металлов есть много общего, физические свойства конкретных металлов различаются между собой очень сильно. В таблице 23 приведены физические свойства некоторых металлов.

Таблица 23. Физические свойства некоторых металлов

Металл	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C	Плотность, г/см <sup>3</sup>
Hg	-39	357	13,6
Na	97,8	880	0,97
Pb	237	1745	11,3
Al	660	2467	2,70
Ag	962	2212	10,5
Au	1064	2807	19,3
Cu	1084	2567	8,96
Mn	1244	1962	7,44
Fe	1535	2750	7,87
Ti	1668	3330	4,51
Cr	1857	2672	7,19
Os	3054	5027	22,6
W	3407	5657	19,3

Если температура плавления металла ниже 1000 °С, его принято называть *легкоплавким*, а если выше — *тугоплавким*. Самым легкоплавким металлом является ртуть, температура плавления которой отрицательная и составляет  $-39$  °С, а самым тугоплавким — вольфрам, он плавится при температуре, превышающей 3400 °С.

Наибольшей электропроводностью среди металлов обладает *серебро*. Вслед за серебром следуют *медь* и *алюминий*. Именно из этих материалов изготавливают проводники электрического тока и теплоты в технике и быту. Наиболее низкая электропроводность среди металлов у *марганца*. Лучшим проводником тепловой энергии также является *серебро*, а худшим — *висмут*.

Металлы очень сильно различаются по твёрдости. Самые твёрдые среди металлов — *молибден* и *хром*. Низкой твёрдостью обладают щелочные металлы. Некоторые из них (например, *натрий* и *калий*) можно без напряжения резать тупым столовым ножом.

Удельная плотность металлов изменяется от 0,5 г/см<sup>3</sup> у *лития* до 22,6 г/см<sup>3</sup> у *осмия*. Металлы, плотность которых ниже 5 г/см<sup>3</sup> называют *лёгкими* (например, *алюминий*, *титан*, *магний* и др.), а металлы, у которых она выше 5 г/см<sup>3</sup>, — *тяжёлыми* (например, *железо*, *медь*, *свинец*, *ртуть* и др.).

Железо и сплавы на его основе, принято называть *чёрными* (например, *чугун*, различные сорта стали и др.), все остальные металлы и сплавы — *цветными* (например, *медь*, *бронза*, *припой* и др.).

**Атомы металлов всегда отдают свои валентные электроны другим атомам и выступают в химических реакциях в качестве восстановителей.**

**В отличие от неметаллов для атомов металлов характерны только положительные степени окисления.**

**Наличие металлической связи в твёрдых металлах обусловливает наличие у них общих физических свойств: относительно высоких электро- и теплопроводности, ковкости, пластичности, металлического блеска.**

### Вопросы и задания

1. Какое число химических элементов металлов известно в настоящее время?
2. Из приведённого списка выберите химические элементы металлы:  
Rb, Br, Ta, As, Li, Ag, P, Si, In, Pb, Mn, He, F, B.
3. Как называется взаимодействие, которое удерживает атомы металлов в составе кристалла? Кратко поясните его природу.

4. Приведите примеры металла:

- а) лёгкого тугоплавкого;
- б) лёгкого легкоплавкого;
- в) тяжёлого тугоплавкого;
- г) тяжёлого легкоплавкого.

5. Рассчитайте число атомов, содержащихся в медном кубике с длиной ребра, равной 2,54 мм.

6. Чему равен объём образца серебра, содержащего столько же атомов, сколько их содержится в образце железа массой 680 кг?

## § 50. Общие химические свойства металлов

Вы уже знакомы с некоторыми общими химическими свойствами металлов: взаимодействием с неметаллами, водой, кислотами, солями. Однако эти реакции для каждого из металлов часто имеют особенности и требуют знания условий их проведения.

Так как во всех химических реакциях с участием металлов их атомы могут только отдавать электроны, на условия протекания таких реакций влияет то, насколько легко атомы металла отдают их.

### Ряд активности металлов

Лёгкость, с которой атомы металла отдают свои электроны другим атомам, характеризует восстановительную активность данного атома. Чем легче атом металла отдаёт свои электроны, тем он более сильный восстановитель. Если расположить в ряд металлы в порядке уменьшения их восстановительной способности в водных растворах, мы получим известный нам **ряд активности металлов**, который называется также **электрохимическим рядом напряжений** или **вытеснительным рядом** металлов (см. форзац 2).

По своей химической активности металлы различаются очень сильно. В целом, химическую активность простого вещества металла можно примерно оценить по его положению в ряду активности. Самые активные металлы расположены в начале этого ряда (слева), самые малоактивные — в конце (справа).

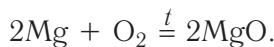
### Взаимодействие с неметаллами

Металлы вступают в реакции с неметаллами с образованием бинарных соединений. Условия, необходимые для протекания этих реакций, а также их продукты сильно различаются для разных металлов.

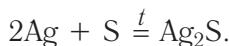
Так, например, щелочные металлы активно реагируют с кислородом (в том числе из воздуха) при комнатной температуре:



Металлы средней активности реагируют с кислородом при нагревании. При этом образуются оксиды:



Большинство металлов при нагревании с порошком серы образуют соответствующие сульфиды:

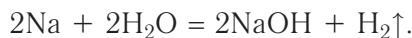


Практически все металлы реагируют с галогенами. Условия проведения этих реакций зависят от активности металла и галогена и могут сильно различаться — от комнатной температуры для активных металлов (например, калия, бария) до сильного нагревания для малоактивных металлов (золота, платины). При этом образуются соответствующие галогениды:



### Взаимодействие с водой

Активные металлы бурно взаимодействуют с водой при комнатной температуре (рис. 91):



Поверхность некоторых металлов (например, магния и алюминия) защищена плотной плёнкой оксида металла. Это препятствует протеканию реакции с водой. Однако если эту плёнку удалить или нарушить её целостность, то эти металлы также активно вступают в реакцию. Например, магний, не вступающий в реакцию с холодной водой, реагирует с горячей водой (рис. 92):



Рис. 91. Взаимодействие натрия с водой

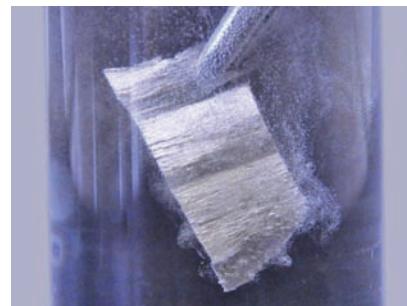
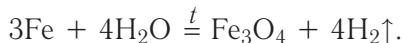


Рис. 92. Реакция магния с горячей водой

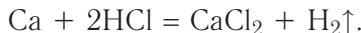
При повышенной температуре с водой вступают в реакцию и менее активные металлы: Zn, Fe, Mn и др. При пропускании водяного пара над раскаленными железными стружками протекает реакция:



Именно так, пропуская пары воды над раскаленными чугунными стружками, состоящими преимущественно из железа, ранее получали водород в промышленных масштабах.

### Взаимодействие с кислотами

Металлы, находящиеся в ряду активности до водорода, реагируют с кислотами (кроме  $\text{HNO}_3$ ) с образованием солей и водорода. Активные металлы (щелочные и щёлочно-земельные) реагируют с кислотами очень бурно (с большой скоростью, вплоть до взрыва):



Малоактивные металлы, расположенные вблизи водорода, часто практически не растворяются в кислотах. Это обусловлено очень малой скоростью данного процесса, однако иногда растворение затрудняется по другим причинам. Например, свинец, расположенный в ряду активности до водорода, должен растворяться в разбавленных соляной и серной кислотах. Однако осуществить это на практике невозможно вследствие образования на поверхности свинца плотной плёнки нерастворимой соли ( $\text{PbCl}_2$  или  $\text{PbSO}_4$ ) в начальный момент процесса, в результате чего реакция практически останавливается из-за отсутствия контакта между металлом и раствором кислоты.

### **Лабораторный опыт 8**

#### *Взаимодействие металлов с растворами кислот*

В пять пробирок поместите по грануле (кусочку) следующих металлов: 1) цинк, 2) железо, 3) алюминий, 4) магний, 5) медь.

В каждую пробирку налейте кислоты объёмом 1–2 см<sup>3</sup>: в пробирки 1, 3, 5 — соляную кислоту, в пробирки 2, 4 — разбавленную серную кислоту.

Сравните химическую активность металлов по отношению к кислотам по интенсивности выделения водорода. Составьте уравнения возможных химических реакций, сделайте выводы.

Как отмечалось в § 43, в азотной кислоте растворяются металлы, расположенные в ряду активности как до, так и после водорода. При этом всегда образуется нитрат металла и вода, а также различные продукты восстановления

азотной кислоты. В зависимости от условий проведения реакции (концентрация кислоты, активность металла, температура) в качестве продуктов восстановления азотной кислоты могут образовываться вещества, в которых азот имеет степень окисления от **-3** до **+4** ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ):



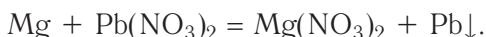
Концентрированная серная кислота также может вступать в реакции с металлами (см. § 39), расположенными в ряду активности после водорода ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Hg}$ ):



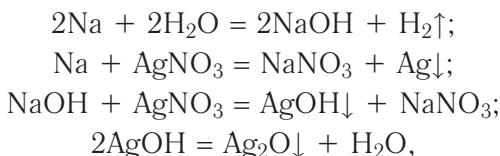
Алюминий, хром и железо при комнатной температуре не вступают в реакцию с концентрированными серной и азотной (но не соляной!) кислотами из-за образования на поверхности плотной плёнки соответствующих оксидов металлов. Это явление называется *пассивацией*. Благодаря ему становится возможным транспортировать концентрированные кислоты (например,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{HNO}_3$ ) в стальных цистернах.

### Взаимодействие с солями

Вы уже знаете, что металлы могут вступать в реакции с растворами солей других металлов с образованием нового металла и новой соли. Более активный металл (расположенный в вытеснительном ряду левее) может вытеснять менее активный (расположенный правее) из раствора его соли. На практике такие реакции применяются только для получения металлов с малой активностью — находящихся в ряду активности правее олова:



В случае активных металлов, например щелочных и щёлочно-земельных, подобные реакции осложнены побочными процессами — взаимодействием металла с водой с образованием щёлочи и водорода, взаимодействием образующейся щёлочи с солью в растворе и др. Например, в случае реакции натрия с водным раствором  $\text{AgNO}_3$  могут протекать процессы:



а также некоторые другие. Поэтому активные металлы практически не используются в подобных реакциях. Запись уравнения только реакции замещения

между металлом и солью не отражает всех протекающих процессов, поэтому уравнения таких реакции с участием щелочных и щёлочно-земельных металлов записывать не следует.

**!** О химической активности металла можно примерно судить по его расположению металла в ряду активности. Чем левее расположен в нём металл, тем выше его химическая активность в водном растворе. Активные металлы расположены в начале этого ряда, а малоактивные — в конце.

### Вопросы и задания

1. Как связана химическая активность металла с его положением в вытеснительном ряду?
2. Укажите число электронов, протонов, нейтронов, электронных слоёв в атомах:  
а) натрия; б) алюминия.
3. Выберите самый химически активный металл среди перечисленных: медь, кальций, алюминий, серебро.
4. Рассчитайте массу алюминия, содержащегося в магний-алюминиевом сплаве массой 450 г с массовой долей магния 40,0 %.
5. Приведите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$ ;  
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}$ .
6. Рассчитайте объём (н. у.) кислорода, необходимого для получения из алюминия его оксида массой 42,0 г.

## § 51. Коррозия металлов

Металлы и их сплавы обладают ценными свойствами, благодаря которым они находят широкое применение во всех областях практической деятельности человека. Однако свойства изделий из металлов и сплавов с течением времени могут сильно изменяться. Причиной этому часто становится негативное влияние окружающей среды. Под действием веществ, содержащихся в окружающей среде, металлы могут разрушаться. Процесс взаимодействия металлов и сплавов с компонентами окружающей среды, в результате которого происходит разрушение металлов, называется *коррозией*.

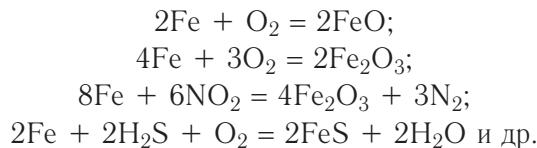
В настоящее время наиболее широко используется железо и сплавы на его основе. Процесс коррозии железа и сплавов на его основе называют *ржавлением*.

## Коррозия железа

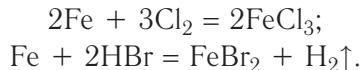
При коррозии железа протекают химические реакции, в результате которых атомы железа окисляются и переходят в соединения Fe(II) и Fe(III).

Различают два вида коррозии — *химическую и электрохимическую*.

Химическая коррозия протекает в том случае, если в состав окружающей среды входят вещества, способные окислять атомы железа. Например, детали из железа и его сплавов при высокой температуре могут реагировать с газообразными компонентами атмосферы ( $O_2$ ,  $O_3$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $NO_2$  и др.). При этом могут протекать различные процессы химической коррозии железа:



Наличие в воздухе газообразных галогенов или галогеноводородов (например, на химических производствах) резко ускоряет химическую коррозию железа и его сплавов:



Если в процессе коррозии участвуют растворы электролитов (кислот, оснований и солей), то говорят об электрохимической коррозии. Образование на железных изделиях налёта рыжего цвета (с разными оттенками) в большинстве случаев связано именно с электрохимической коррозией.

Процесс электрохимической коррозии — это результат сложных гетерогенных химических реакций, в которых участвуют компоненты окружающей среды. Чаще всего мы встречаемся с *атмосферной коррозией*, вызванной присутствием кислорода и паров воды. В этом случае процесс коррозии можно условно выразить следующей суммарной схемой:



Продукт процесса коррозии железа — *ржавчина* — не имеет стехиометрического состава. Строго говоря, в каждом конкретном случае (давление кислорода, влажность воздуха, температура, длительность процесса, состав железного сплава, состояние поверхности изделия и т. д.) образуются разные по составу вещества или смеси веществ. По этой причине на практике можно на-

блудить ржавчину от светло-жёлтого до тёмно-коричневого или почти чёрного цвета (рис. 93).

Если железное изделие находится в контакте с другим металлом, то в зависимости от активности этого металла процесс коррозии либо ускоряется, либо замедляется.

Так, если второй металл более активный, то процесс коррозии железа замедляется за счёт коррозии более активного металла. Например, железо в контакте с цинком будет подвергаться коррозии значительно медленнее, процесс будет протекать до тех пор, пока не разрушится весь цинк (рис. 94).

Если железо находится в контакте с менее активным металлом, то его коррозия резко усиливается. Например, железо в контакте с оловом подвергается коррозии значительно быстрее, чем чистое железо (рис. 95).



Рис. 93. Железные изделия, покрытыые продуктами атмосферной коррозии

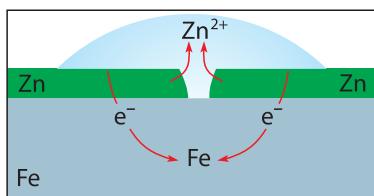


Рис. 94. Схема коррозии железа в контакте с цинком

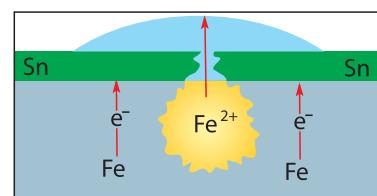
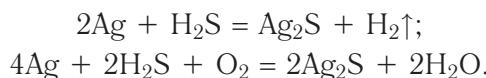


Рис. 95. Схема коррозии железа в контакте с оловом

## Коррозия других металлов

Разрушению под действием окружающей среды подвергаются не только железо и сплавы на его основе. Коррозии подвержены и гораздо менее активные металлы, например медь и серебро.

Хорошо известно, что серебряные изделия со временем темнеют. Для того чтобы им придать привлекательный вид, такие изделия приходится чистить. Причина подобного явления заключается в образовании на поверхности серебра плёнки продуктов коррозии. В атмосфере, содержащей даже следы сероводорода, могут протекать процессы образования чёрного сульфида серебра, из-за которого серебряные изделия теряют блеск:



Если в атмосфере присутствует озон даже в небольшом количестве, то происходит образование чёрного оксида серебра  $\text{Ag}_2\text{O}$ . Из-за этого серебряные изделия теряют металлический блеск.

Понятно, что чем ниже химическая активность металла, тем в меньшей степени он подвержен коррозии. Вот почему такие металлы, как золото, платина, называют благородными — из-за своей химической инертности они практически не подвергаются атмосферной коррозии и сохраняют свой исходный блеск даже в агрессивной атмосфере, содержащей различные химические реагенты.

Из неблагородных металлов очень высокой коррозионной устойчивостью обладает титан и сплавы на его основе. В специальных экспериментах титановые изделия сохраняли свои свойства на протяжении десяти лет пребывания в морской воде, являющейся для широко применяемых металлов (железо, алюминий) очень агрессивной средой.

### Защита от коррозии

Радикальный способ борьбы с коррозией — это использование материалов (например, пластмасс), которые гораздо более устойчивы к ней. Однако такой путь часто ограничен низкими механическими свойствами таких материалов по сравнению с железом и их относительно высокой стоимостью. В настоящий момент железо и сплавы на его основе — самые доступные конструкционные материалы по сочетанию цены и механических свойств. Любое усложнение состава сплавов или их замена приводят к повышению стоимости конечных изделий или снижению их эксплуатационных качеств, что в большинстве случаев не-приемлемо.

Методы защиты от коррозии принято делить на *пассивные* и *активные*.

Суть первых сводится к прекращению или замедлению доступа активных компонентов окружающей среды к металлу (в случае атмосферной коррозии это  $\text{O}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ). Для этой цели можно использовать различные покрытия: лаки, краски, плёнки из масел или различных нефтепродуктов, плёнки из металлов. Защитное действие покрытия связано с его проницаемостью для кислорода и паров воды — чем меньше проницаемость покрытия, тем более сильным защитным действием оно обладает. Например, при хранении железных деталей на складе их часто покрывают слоем вазелина или солидола, которые при последующей эксплуатации удаляют.

Защитные лакокрасочные покрытия должны обладать хорошей сцепляемостью (адгезией) с поверхностью изделия. Не всякий лак или краска могут служить эффективной защитой от коррозии. Из металлических покрытий широко используются плёнки из никеля и хрома, которые наносят с помощью электро-

лиза на железные изделия путём катодного осаждения этих металлов. Широкое применение получило лужение — покрытие железных поверхностей оловом.

Активные методы защиты от коррозии основаны на использовании металлов более активных, чем железо. На практике широко используется оцинковывание железных изделий. При этом слой цинка резко замедляет процесс коррозии железного изделия, но только до тех пор, пока не окислится весь цинк. Принципиальное отличие коррозии деталей, покрытых цинком и, например, оловом, в том, что при повреждении цинкового покрытия его защитное действие сохраняется, а при повреждении оловянного покрытия — коррозия усиливается. Это происходит потому, что цинк более, а олово — менее активный металл, чем железо.

*Процесс взаимодействия металлов и сплавов с компонентами окружающей среды, в результате которого происходит разрушение металлов, называется коррозией.*

*Существуют пассивные и активные методы защиты от коррозии. Пассивные методы основаны на использовании различных покрытий. Активные методы защиты от коррозии основаны на использовании металлов более активных, чем железо.*

### Вопросы и задания

1. Какой процесс называется коррозией?
2. Как изменяется степень окисления атомов железа в процессе коррозии?
3. Приведите два примера химической коррозии железа. Запишите уравнения химических реакций, которые протекают при этом.
4. Каков состав ржавчины? Приведите формулу, которая отражает ее состав, и объясните, почему ржавчина имеет разный цвет.
5. Составьте уравнение химической коррозии серебра в атмосфере, содержащей озон.
6. Массовая доля железа в образце ржавчины составляет 53,7 %. Какое число молекул воды приходится на 100 формульных единиц оксида железа(III) в исследованном образце? Запишите формулу исследованного образца ржавчины.

## § 52. Общие способы получения металлов.

### Применение металлов и их сплавов

С металлами в свободном состоянии человек знаком с глубокой древности. Первоначально человечеству было известно только 7 металлов («металлы древности» — Cu, Ag, Au, Hg, Pb, Sn, Fe). Затем было открыто и получено в свободном виде более 85 новых металлов.

### Общие способы получения металлов

Использовать металлы в свободном состоянии человек научился в древние века. Первыми среди них были золото, серебро, медь. Однако только освоение процесса выплавки железа в больших масштабах привело к перевороту в промышленности.

В окружающей природе химические элементы металлы встречаются как в виде простых веществ (или в свободном виде), так и в виде соединений. Форма нахождения элементов металлов в естественных условиях зависит от их химической активности.

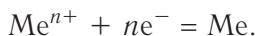
Химически малоактивные металлы (например, медь, золото, серебро, платина, палладий и др.), расположенные в ряду активности металлов правее водорода, в природе могут находиться как в виде простых веществ, так и в виде соединений. Металлы с высокой химической активностью (например, натрий, калий, кальций, алюминий, магний и др.) в природных условиях могут существовать только в виде соединений. В таблице 24 приведены названия и состав некоторых соединений, содержащих металлы, которые встречаются в природе.

Таблица 24. Соединения металлов, встречающихся в природе

Минерал	Основное вещество	Минерал	Основное вещество
Мел, мрамор, известняк	$\text{CaCO}_3$	Апатит	$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$
Пирит, железный колчедан	$\text{FeS}_2$	Боксит	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
Медный блеск	$\text{Cu}_2\text{S}$	Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
Сильвинит	$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$	Барит	$\text{BaSO}_4$
Флюорит	$\text{CaF}_2$	Халькопирит	$\text{CuFeS}_2$
Криолит	$\text{Na}_3\text{AlF}_6$	Галит, каменная соль	$\text{NaCl}$
Малахит	$\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$	Магнетит	$\text{Fe}_3\text{O}_4$

В том случае, если в природных условиях металл находится в *свободном состоянии*, то его получение сводится лишь к разделению соответствующих смесей (например, с пустой породой, с другими металлами и т. д.). При этом преимущественно используются известные физические методы разделения смесей. Это не означает, что химические методы для этого не могут быть использованы — важную роль в выборе методов разделения играет экономическая целесообразность.

Большинство металлов, которые широко используются человеком в хозяйственной деятельности, получают в результате химических реакций из руд. Чтобы получить металлы из руды в свободном состоянии необходимо провести процесс *восстановления*:

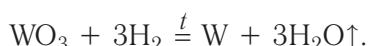


Для этого используют разные восстановители. Для получения металлов в качестве восстановителей применяют *водород*, *различные активные металлы*, *углерод (в виде кокса)*, *оксид углерода(II)*. Также для получения металлов применяется постоянный электрический ток.

Технологические процессы, лежащие в основе промышленных способов получения металлов из руд, можно разделить на *пирометаллургические*, *гидрометаллургические* и *электрометаллургические*.

Пирометаллургические методы получения металлов основаны на использовании различных восстановителей для получения металлов путём их восстановления из руд (в твёрдом агрегатном состоянии) при высокой температуре. В гидрометаллургических методах процесс восстановления протекает в водном растворе, а в электрометаллургических процессах восстановителем является постоянный электрический ток.

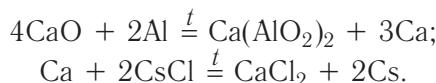
*Восстановление с помощью водорода.* Водород как восстановитель может использоваться для получения металлов со средней и малой активностью, например вольфрама, молибдена из их соединений (чаще всего оксидов). Восстановление протекает при нагревании соответствующего оксида в токе газообразного водорода:



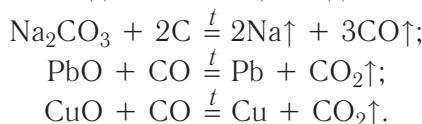
Активные металлы (Na, Ca, Al, Mg) восстановить водородом из их оксидов невозможно.

*Восстановление металлами (металлотермия).* Металлы используются в качестве восстановителей для получения других металлов из самых различных соединений. Метод получения металлов из их соединений с помощью алюминия называется *алюмотермией*. Например, алюминий используется в

промышленности для получения кальция из его оксида, а кальций используют для получения цезия:



При высокой температуре *свободный углерод и оксид углерода(II)* являются сильными восстановителями. Так, при прокаливании смеси карбоната натрия с избытком углерода можно получить натрий, а пропуская CO над нагретыми оксидами свинца или меди — свинец и медь:



Свободный углерод (в виде кокса) и оксид углерода(II) служат восстановителями при промышленном производстве железа в доменном процессе.

С помощью электролиза в промышленных условиях получают многие активные металлы, например калий, натрий, кальций и др. Процесс в этом случае проводят не в растворе (с водой образующийся металл активно реагирует), а в расплаве при повышенной температуре:



Весь производимый в мире в промышленных масштабах алюминий получают путём электролиза раствора оксида алюминия в расплавленном криолите  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ . Протекающий при этом процесс можно выразить суммарным уравнением:



Ежегодно в промышленных масштабах производятся миллионы тонн металлов. Представление о том, каков примерный объём промышленного производства некоторых важнейших металлов, даёт таблица 25.

Таблица 25. Мировое промышленное производство некоторых металлов

Металлы	Производство, т/год
Fe	$7 \cdot 10^8$
Al, Cu, Mn	$10^7$
Ni, Zn, Pb	$10^6 - 10^7$
Mg, Sn, Na	$10^5 - 10^6$
W, U, Ti	$10^4 - 10^5$
Ag, Au, Hg	$10^3 - 10^4$

## Сплавы металлов

Большая часть получаемых в промышленных масштабах металлов используется для производства *сплавов*. Основная масса выплавляемых железа, титана, магния, алюминия используется именно на эти цели. Очень ценное качество сплавов — это их свойства, которых нет ни у одного из компонентов сплава. Так, например, сплав золота с медью обладает более высокой твёрдостью, чем чистые золото и медь.



Одно из применений висмута — легкоплавкие сплавы на его основе. Чаще других используется сплав Вуда, массовая доля висмута в котором составляет 50 %, свинца — 25 %, олова — 12,5 %, кадмия — 12,5 %. Плавится данный сплав при 69 °C, хотя каждый из металлов имеет значительно более высокую температуру плавления (Bi — 271 °C, Pb — 327 °C, Sn — 232 °C, Cd — 321 °C). Подобные сплавы применяются в качестве легкоплавких припоев, а также для изготовления предохранителей электрической аппаратуры.

На рисунке 96 изображены изделия из некоторых чёрных и цветных металлов.

*Чугун* — сплав железа с углеродом (массовая доля более 2 %), содержащий небольшие количества кремния, марганца, фосфора, серы и других элементов. По сравнению с чистым железом он обладает повышенной твёрдостью и высокой хрупкостью.

*Сталь* — сплав железа, в котором массовая доля углерода не превышает 2 %, также содержит небольшие количества марганца, кремния, серы, фосфора



Рис. 96. Изделия из чёрных и цветных металлов

**Правообладатель Адукцыя і выхаванне**

и других элементов. Добавление в сталь вольфрама, ванадия, хрома, никеля и других металлов придаёт стали очень ценные свойства (жаростойкость, устойчивость к коррозии, высокую твёрдость и др.).

**Бронза** — сплав меди с другими металлами (оловом, алюминием, свинцом, кремнием и др.). Обладает гораздо большей твёрдостью, чем чистая медь.

**Латунь** — сплав меди с цинком (массовая доля цинка до 35 %). Обладает высокой пластичностью.

### Применение металлов и их соединений



Рис. 97. Сверло с победитовым наконечником

Карбид вольфрама WC — очень твёрдое и химически инертное вещество, температура плавления которого составляет около 2800 °C. Оно используется для производства сверхтвёрдого сплава — *победита*, состоящего из карбидов вольфрама и кобальта (иногда в его состав добавляется карбид титана TiC). Из этого сплава изготавливают наконечники свёрл (рис. 97) для сверления твёрдых материалов (победитовые свёрла).

Нихром (сплав никеля и хрома) обладает высокой жаростойкостью. Поэтому из него изготавливают электрические нагревательные элементы. Благодаря высокой твёрдости некоторые виды бронзы используют в приборостроении (бериллиевая бронза). Из бронзы также делают художественные отливки (памятники, барельефы и др.).

Некоторые области применения металлов, сплавов и соединений металлов представлены на рисунке 98.

**Форма нахождения элементов металлов в природе зависит от их химической активности. Химически малоактивные металлы в природе могут встречаться как в виде простых веществ, так и в виде соединений. Металлы с высокой химической активностью могут находиться в природных условиях только в виде соединений.**

**Для получения металлов в качестве восстановителей применяют водород, различные активные металлы, углерод (в виде кокса), оксид углерода(II). Постоянный электрический ток также используется для получения металлов из их соединений.**

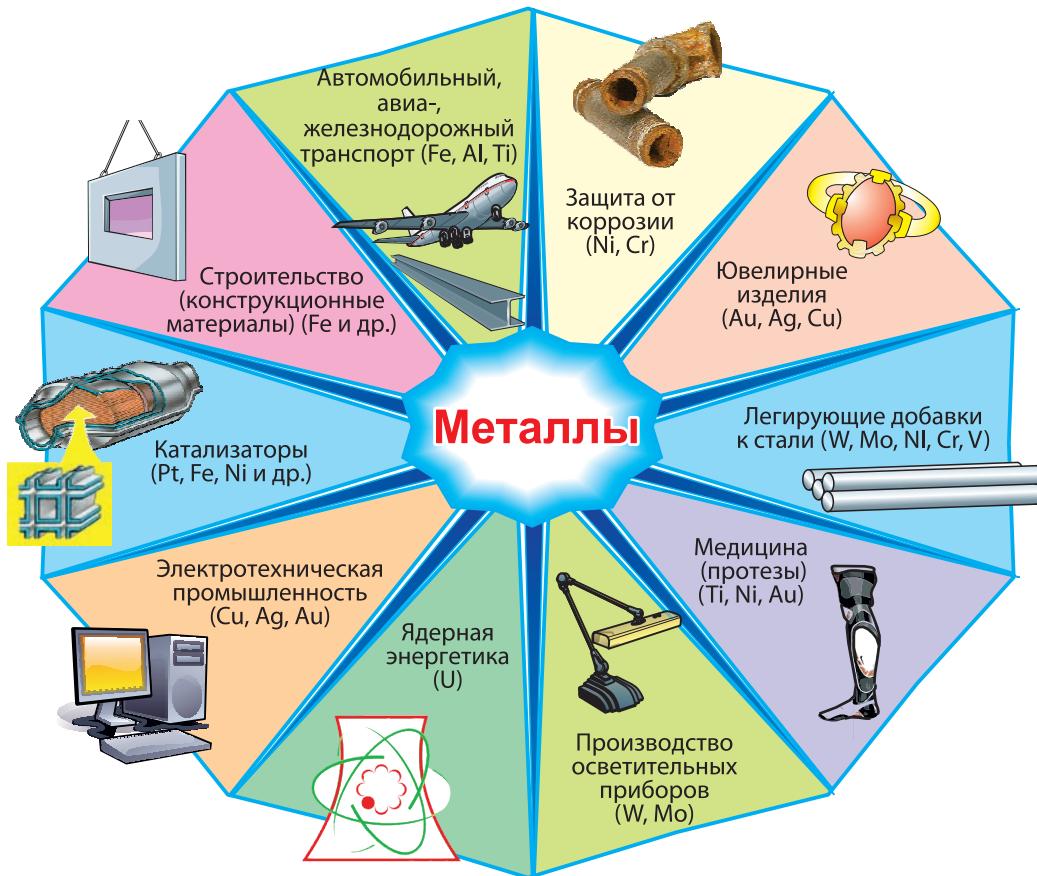


Рис. 98. Некоторые области применения металлов

### Вопросы и задания

1. Из перечня металлов выберите те, которые в природных условиях могут находиться в виде простых веществ: натрий, алюминий, золото, медь, кальций, платина, серебро, магний, цинк. Кратко поясните свой выбор.
2. Приведите формулы трёх восстановителей, которые используются для получения металлов из руд.
3. Необходимо приготовить сплав меди с цинком массой 1,80 т. Медь какой массы необходима для этого, если массовая доля цинка в сплаве равна 45,0 %?
4. Кокс какой массы потребуется для полного восстановления оксида свинца(II) массой 20,0 т, если массовая доля углерода в коксе составляет 92,0 %?
5. Водород какого объёма (н. у.) потребуется для восстановления смеси оксидов железа(II) и железа(III) массой 12,0 кг с массовой долей оксида железа(III), равной 80,0 %?

## § 53. Металлы групп IА и IIA

Особая роль, которую играют соединения некоторых элементов групп IА и IIA как в живой природе, так и в хозяйственной деятельности человека, заслуживает подробного рассмотрения химии этих элементов.

### Группа IА

Металлы группы IА называются *щелочными металлами*. К ним относятся — *литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr*. В этой же группе расположен и водород (см. § 36).

 У последнего из щелочных металлов — франция — стабильных нуклидов нет, а у самого долгоживущего из них ( $^{223}\text{Fr}$ ) период полураспада очень мал (не превышает 22 минут).

На внешнем энергетическом уровне атомов щелочных металлов имеется единственный электрон  $ns^1$ . Для всех элементов группы IА характерна только степень окисления +1. Следствием столь простого строения внешнего энергетического уровня является близость свойств всех представителей этой группы.

Щелочные металлы из-за своей высокой химической активности в природных условиях встречаются только в виде соединений. По распространённости в земной коре особо выделяются натрий и калий (примерно 2,40–2,50 % по массе), массовая доля остальных щелочных металлов не превышает 0,01 %.

Простые вещества, образованные элементами группы IА, — это серебристо-белые мягкие металлы. Наиболее твёрдый из них литий, но и он режется ножом. В таблице 26 приведены физические свойства простых веществ, образованных металлами группы IА.

Таблица 26. Физические свойства щелочных металлов

Металл	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C	Плотность, г/см <sup>3</sup>
Li	180	1336	0,53
Na	97,8	880	0,97
K	63,7	762	0,86
Rb	38,5	696	1,52
Cs	28,5	670	1,87

## Группа IIA

В группу IIA входят шесть металлов: *бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra*. Кальций, стронций, барий и радий называются щёлочно-земельными металлами. Все изотопы радия радиоактивны, а самый долгоживущий из них  $^{226}_{88}\text{Ra}$  имеет период полураспада, равный 1620 годам.

На внешнем энергетическом уровне у атомов этих элементов имеется два электрона  $ns^2$ . В соединениях с другими элементами они всегда проявляют единственную степень окисления +2.

Распространённость магния и кальция в земной коре составляет около 1,4–1,5 % (по массе). Массовые доли Be, Sr и Ba в земной коре не превышают 0,01 %, а радиоактивный радий является продуктом распада урана и содержится в земной коре в очень малых количествах (около  $10^{-12}$  % по массе). Вследствие высокой химической активности все элементы группы IIA в природных условиях встречаются только в виде соединений.

Простые вещества, образованные элементами группы IIA, в компактном состоянии представляют собой типичные металлы с характерным металлическим блеском с разными оттенками (от серого до серебристого). Их физические свойства представлены в таблице 27.

Таблица 27. Физические свойства металлов группы IIA

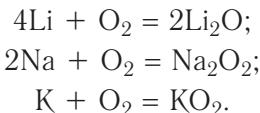
Металл	Температура плавления, °C	Температура кипения, °C	Плотность, г/см <sup>3</sup>
Be	1283	2470	1,86
Mg	650	1103	1,74
Ca	850	1490	1,54
Sr	770	1357	2,60
Ba	710	1634	3,50
Ra	960	1536	5,00

## Химические свойства и получение простых веществ

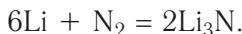
Металлы, образованные элементами групп IА и IIA, обладают очень высокой химической активностью. Щелочные металлы на воздухе быстро покрываются слоем продуктов взаимодействия с компонентами, содержащимися в воздухе.

При комнатной температуре к кислороду устойчивы только бериллий и магний благодаря наличию оксидной плёнки на их поверхности. При нагревании окисление бериллия и магния кислородом протекает очень интенсивно.

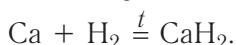
В зависимости от условий проведения реакции (давления кислорода, температуры) могут образовываться *оксиды* (Li, Be — Ra), *пероксиды* (Na, K) и *надпероксиды* (K — Cs):



Литий и радий реагируют с азотом при комнатной температуре, остальные металлы при нагревании — с образованием *нитридов*:



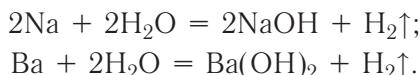
При нагревании в токе водорода щелочные и щёлочно-земельные металлы образуют *гидриды*, имеющие ионное строение в кристаллическом состоянии:



С галогенами и серой образуются соответствующие *галогениды* и *сульфиды*:



Щелочные и щёлочно-земельные металлы бурно реагируют с водой при комнатной температуре с образованием соответствующих гидроксидов и водорода:

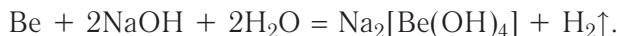


При комнатных условиях бериллий устойчив как в холодной, так и в горячей воде. Порошкообразный магний медленно реагирует только с горячей водой:



Все металлы легко растворяются в растворах кислот (серной, соляной, фосфорной и т. д.) с образованием соответствующих солей и водорода. Магний практически не растворим в плавиковой кислоте HF из-за малой растворимости его фторида, а бериллий реагирует с HNO<sub>3</sub> только при нагревании. Остальные металлы активно реагируют с азотной кислотой с образованием нитратов и продуктов восстановления азота (часто в виде NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>).

Бериллий легко растворяется в водных растворах щелочей:



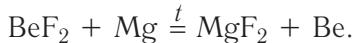
Щелочные, щёлочно-земельные металлы, магний в промышленных условиях получают в основном электролизом расплавов галогенидов (чаще всего хлоридов):



Калий получают из хлорида калия восстановлением парами натрия при высокой температуре благодаря более высокой летучести калия:



Порошкообразный бериллий получают методом *металлотермии*:



### Оксиды, гидроксиды и соли

Элементы группы IА образуют оксиды состава  $\text{Me}_2\text{O}$  и соответствующие им гидроксиды  $\text{MeOH}$ , которые проявляют ярко выраженные основные свойства, усиливающиеся по группе сверху вниз.

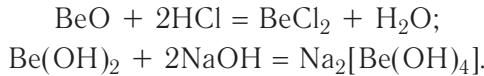
Элементы группы IIA образуют оксиды состава  $\text{MeO}$ , им соответствуют гидроксиды  $\text{Me(OH)}_2$ . Основный характер оксидов и гидроксидов в этом случае также нарастает при движении по группе сверху вниз, но изменяется от амфотерных свойств у  $\text{BeO}$  и  $\text{Be(OH)}_2$  до основных — у  $\text{RaO}$  и  $\text{Ra(OH)}_2$ . Гидроксиды бериллия и магния нерастворимы в воде, а гидроксиды щёлочно-земельных металлов являются щелочами.

Оксиды щелочных, щёлочно-земельных металлов растворяются в воде, об разуя гидроксиды:

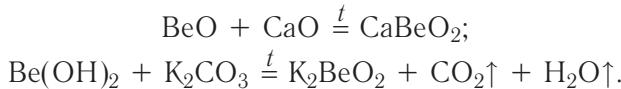


$\text{BeO}$  и  $\text{MgO}$  с водой не реагируют и соответствующие им гидроксиды получают по обменной реакции солей со щелочами.

Оксиды и гидроксиды всех элементов групп IА и IIA легко растворяются в кислотах, а оксид и гидроксид бериллия, кроме того, и в растворах щелочей:



При сплавлении с основными оксидами, основаниями и карбонатами  $\text{BeO}$  и  $\text{Be(OH)}_2$  образуют *бериллаты*:



Практически все соли щелочных металлов хорошо растворимы в воде, мало растворимы лишь некоторые из них, например  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KClO}_4$ .

При нагревании гидроксиды (кроме  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$  и  $\text{CsOH}$ ) разлагаются на соответствующий основный оксид и воду:



**Важнейшие соединения элементов групп IA и IIA и их применение**

Многие соединения рассматриваемых элементов нашли широкое применение в разнообразных отраслях деятельности человека (табл. 28).

**Таблица 28. Важнейшие соединения элементов групп IA и IIA и их применение**

Соединение	Тривиальное название	Применение
NaCl	Поваренная соль	Получение натрия и его соединений, пищевая промышленность
KCl	Хлорид калия	Калийное удобрение
KNO <sub>3</sub>	Калийная селитра	Азотное и калийное удобрения
KCl · NaCl	Сильвинит	Получение KCl, калия и его соединений
MgSO <sub>4</sub> · 7H <sub>2</sub> O	Горькая, или английская, соль	Слабительное в медицине
NaNO <sub>3</sub>	Натриевая селитра	Азотное удобрение
NaOH	Каустическая сода	В промышленности
CaO	Негашёная известь	Строительство
Ca(OH) <sub>2</sub>	Гашёная известь	Строительство
NaHCO <sub>3</sub>	Питьевая сода	Пищевая промышленность, в быту
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> · 10H <sub>2</sub> O	Кристаллическая сода	Производство стекла, стиральных порошков, в быту
BaSO <sub>4</sub>	Сульфат бария	Рентгеноконтрастное вещество в медицине
CaSO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O	Гипс	Строительство
CaSO <sub>4</sub> · 0,5H <sub>2</sub> O	Алебастр	Строительство
CaCO <sub>3</sub>	Мел, мрамор, известняк	Производство извести, цемента, стекла

## Лабораторный опыт 9

### Обнаружение ионов кальция в растворе

В две пробирки налейте раствор хлорида кальция объёмом 1–2 см<sup>3</sup>. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора карбоната натрия, а во вторую — столько же раствора сульфата натрия (или сульфата калия). Обратите внимание на образование осадка в обеих пробирках. Сравните осадки. Отличаются ли они визуально? Который из реагентов вы бы предпочли для обнаружения ионов кальция в растворе?

Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде.

### Биологическая роль соединений Na, K, Mg и Ca

На долю ионов Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup> и Ca<sup>2+</sup> в организме человека приходится 99 % (по числу атомов) всех ионов металлов.

Из соединений щелочных металлов важную роль для живых организмов, в том числе и человека, играют соединения натрия и калия. Ионы этих металлов участвуют в процессах передачи нервного импульса в организме человека.

Для поддержания водного режима важно соотношение между ионами Na<sup>+</sup> и K<sup>+</sup> в организме. В организме человека концентрация ионов калия внутри клеток выше (0,12–0,15 моль/дм<sup>3</sup>), чем ионов натрия (0,01 моль/дм<sup>3</sup>). В межклеточном пространстве, наоборот, концентрация ионов натрия выше, чем ионов калия. Различная концентрация этих ионов внутри и снаружи клеток позволяет регулировать водные потоки через мембранны (калиево-натриевый насос).

Калий способствует фотосинтезу у растений и стимулирует процессы прорастания семян.

Для живых организмов не менее, чем соединения щелочных металлов, важны соединения магния и кальция.

Магний входит в состав хлорофилла — зелёного пигмента растений. При его участии осуществляется процесс фотосинтеза. Ионы магния также участвуют в регулировании активности некоторых ферментов и клеточных систем.

Соединения кальция составляют основу скелета всех позвоночных, а также зубов, скорлупы. Ионы кальция входят в состав некоторых белков и ферментативных систем, оказывающих влияние на свёртываемость крови, осмотическое давление в клетках.

Концентрация ионов Ca<sup>2+</sup> внутри клеток равна примерно 10<sup>-6</sup> моль/дм<sup>3</sup>, а вне клеток — в 1000 раз выше, тогда как ионов магния внутри клеток больше, чем вне их. Обычно ионы кальция активируют внеклеточные ферменты, а ионы магния — внутриклеточные.

**На внешнем энергетическом уровне атомов щелочных металлов находится один электрон ( $ns^1$ ), в соединениях они всегда проявляют степень окисления +1. Их оксиды и гидроксиды обладают основными свойствами.**

**На внешнем энергетическом уровне металлов группы IIА имеется два электрона ( $ns^2$ ), в соединениях они всегда проявляют степень окисления +2. Оксид и гидроксид бериллия обладают амфотерными свойствами, а оксиды и гидроксиды остальных металлов группы IIА обладают основными свойствами.**

### Вопросы и задания

1. Запишите символы химических элементов, относящихся:  
а) к щелочным металлам; б) щёлочно-земельным металлам.
2. Почему в природных условиях элементы групп IA и IIА не встречаются в виде простых веществ?
3. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
а)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaH}_2$ ;  
б)  $\text{Li} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}$ .
4. Определите массу карбоната натрия, необходимого для приготовления раствора массой 400 г с массовой долей карбоната натрия 8,50 %.
5. Водород какого объёма (н. у.) выделится при растворении в избытке соляной кислоты сплава магния с кальцием массой 18,0 г, в котором массовые доли металлов равны?

## § 54. Алюминий

Особая важность алюминия для современного промышленного производства и повседневной жизни требует отдельного рассмотрения его свойств. Тем более что в отличие от элементов групп IA и IIА химия алюминия намного разнообразнее, хотя и значительно уступает химии металлов групп B.

### Алюминий как элемент и простое вещество

Строение электронной оболочки атома алюминия —  $[\text{Ne}]3s^23p^1$ . В своих соединениях алюминий всегда проявляет только одну степень окисления, равную +3.

В свободном состоянии алюминий представляет собой светлый блестящий металл, относительно мягкий, легкоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$ ) и лёгкий (плотность 2,7 г/см<sup>3</sup>) с высокой тепло- и электропроводностью.



Впервые алюминий был получен в 1825 году датским химиком Гансом Кристианом Эрстедом путём восстановления хлорида алюминия амальгамой калия при нагревании. В 1855 году на Парижской выставке был показан алюминиевый брускок под названием «серебро из глины» по цене около 254 \$/кг, что было намного выше цены на золото. Лишь в 1886 году независимо друг от друга американец Чарльз Мартин Холл и француз Поль Эру открыли более практичный электролитический метод получения алюминия. По мере совершенствования технологии цена на алюминий падала и уже в 1888 году она составляла около 11 \$/кг, а в 1893 году — около 1,7 \$/кг. Примерно такова она и в настоящее время (2012 г.).

Алюминий — активный металл, однако при обычных условиях он устойчив на воздухе и сохраняет свой металлический блеск длительное время. Поверхность алюминия покрыта тонкой, невидимой глазом, прозрачной, но плотной плёнкой оксида алюминия, которая препятствует взаимодействию алюминия с компонентами атмосферы (парами воды и кислородом).

### Нахождение в природе и получение

В земной коре алюминий встречается только в составе соединений, включающих преимущественно атомы кремния и кислорода, — алюмосиликатов. По распространённости в земной коре алюминий занимает третье место после кислорода и кремния, а среди металлов — первое.

Основными природными минералами алюминия являются *боксит*, состав которого можно примерно выразить формулой  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , *нефелин*  $(\text{Na},\text{K})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , *каолинит*  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Последний представляет собой образец многочисленных *алюмосиликатов*, которые очень широко распространены в природе.

В промышленных условиях алюминий получают из бокситов. При нагревании бокситов образуется оксид алюминия, температура плавления которого превышает 2000 °С. Восстановить алюминий из оксида с помощью традиционных восстановителей практически невозможно, поэтому его получают методом электролиза. Процесс получения при такой высокой температуре технически очень сложен и экономически нецелесообразен. Поэтому вместо расплава оксида алюминия используют его раствор в *криолите*  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , который плавится при гораздо более низкой температуре. При этом на катоде восстанавливается алюминий, а на аноде — окисляется кислород. Суммарную реакцию можно выразить уравнением:



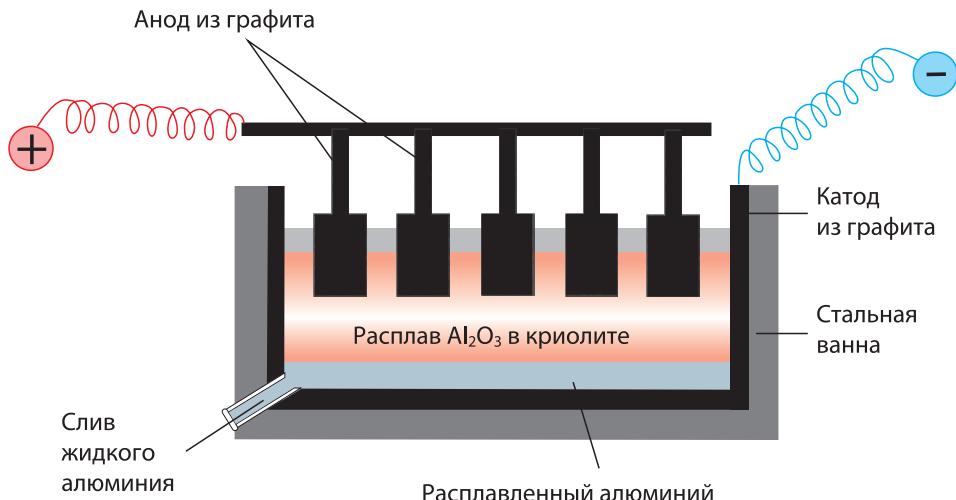
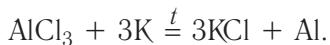


Рис. 99. Схема электролизной ванны для получения алюминия

В условиях процесса (около 1000 °C) образующийся алюминий находится в расплавленном состоянии и его периодически выливают из электролизной ванны (рис. 99).

В лабораторных условиях небольшое количество алюминия можно получить путём восстановления хлорида алюминия калием при высокой температуре:

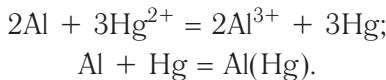


Именно так алюминий и был впервые получен в свободном состоянии.

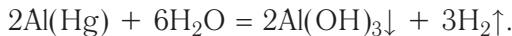
### Химические свойства алюминия

Положение алюминия в ряду активности металлов свидетельствует о его высокой химической активности. В действительности, для её наблюдения, например, в реакциях с кислородом и водой необходимо обеспечить надёжный доступ реагентов к поверхности металла. Сделать это, царапая поверхность чем-нибудь твёрдым, невозможно, поскольку оксидная плёнка образуется вновь очень быстро, и реакция прекращается (повреждённые места «затягиваются»). Для этого можно использовать способность алюминия образовывать *амальгаму* — сплав с ртутью, с которой плёнка оксида алюминия механически скреплена очень слабо и легко удаляется. Практически это можно сделать, погрузив алюминий на несколько секунд в подкисленный раствор соли ртути(II) (например, HgCl<sub>2</sub> или Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>). При этом протекает реакция замещения и получа-

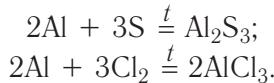
ется металлическая ртуть, которая осаждается на поверхности алюминия и образует с ним амальгаму:



Если такой алюминий (он называется *амальгамированный алюминий*) поместить в воду, то он активно реагирует с ней (рис. 100):



При нагревании алюминий активно реагирует с кислородом, серой, галогенами. При этом образуются соответствующие бинарные соединения:

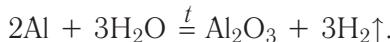


Интересно протекает реакция алюминия с иодом. Если смешать при комнатной температуре порошкообразные алюминий и иод, то видимых признаков реакции не наблюдается. Однако достаточно прибавить к реакционной смеси одну каплю воды, как начинается бурная экзотермическая реакция:

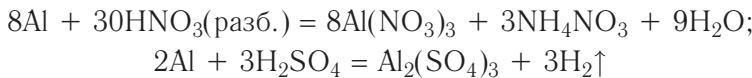


Теплоты выделяется так много, что содержащийся в смеси иод испаряется и образует густые тёмно-фиолетовые пары. Вода в этой реакции выполняет роль катализатора. Реакция между неорганическими веществами очень редко катализируется водой. Этот процесс — редкий пример таких реакций.

Если над нагретыми алюминиевыми стружками пропускать пары воды, то протекает реакция:



Алюминий легко растворяется в разбавленных кислотах:



и в избытке растворов щелочей с образованием комплексных солей:

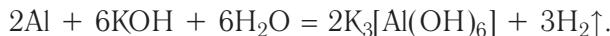
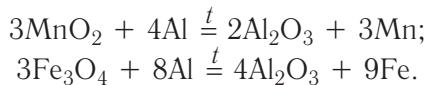


Рис. 100. Взаимодействие амальгамированного алюминия с водой

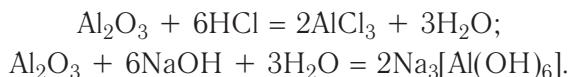
Концентрированные азотная и серная кислоты не взаимодействуют с алюминием, пассивируя его поверхность из-за образования плотной плёнки оксида алюминия.

При высокой температуре алюминий взаимодействует с оксидами других металлов с образованием металла и оксида алюминия. Этот метод получения металлов называется *алюмотермий*. Таким образом, в лабораторных условиях легко можно получить, например, марганец, железо и другие металлы:



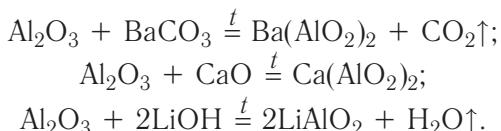
### Оксид, гидроксид и соли алюминия

Алюминий образует оксид состава  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Это вещество существует в разных кристаллических модификациях, различающихся свойствами. Оксид алюминия обладает амфотерными свойствами — реагирует с растворами кислот и щелочей:

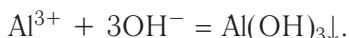


В действительности эти реакции можно практически провести только с оксидом, полученным при низкой температуре, например осторожным обезвоживанием гидроксида алюминия. Оксид алюминия, полученный при высокой температуре (например, при сгорании алюминия или прокаливания других соединений алюминия) очень инертен и скорость его растворения в растворах кислот и щелочей очень мала. Полностью растворить такой оксид в растворах кислот и щелочей практически невозможно.

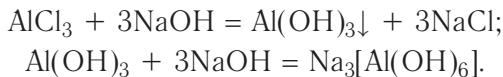
При сплавлении оксида алюминия с основаниями, основными оксидами и карбонатами образуются соответствующие *метаалюминаты*:



При добавлении по каплям раствора щёлочи к раствору соли алюминия выпадает белый студенистый осадок, состав которого зависит от условий получения и может быть выражен формулой  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Для простоты в уравнениях реакций мы будем записывать его формулу как  $\text{Al}(\text{OH})_3$ :



Если при проведении этой реакции использовать обратный порядок смешивания растворов — раствор соли алюминия по каплям приливать к раствору щёлочи, то образования осадка может не наблюдаться или же наблюдается его кратковременное появление в первый момент и последующее растворение. Это объясняется амфотерными свойствами образующегося гидроксида — образующийся вначале осадок  $\text{Al}(\text{OH})_3$  легко растворяется в избытке щёлочи с образованием хорошо растворимой комплексной соли:



### Лабораторный опыт 10

#### *Амфотерные свойства гидроксида алюминия*

*Получение гидроксида алюминия.* Налейте в пробирку раствор сульфата алюминия объёмом 2–3 см<sup>3</sup>, отметьте его окраску. Прибавьте по каплям в пробирку разбавленный раствор гидроксида натрия (или калия) до образования осадка.

*Изучение свойств.* Разделите осадок примерно на равные части (в отдельные пробирки). К первой части добавьте раствор серной кислоты, к другой — щёлочь до исчезновения осадка.

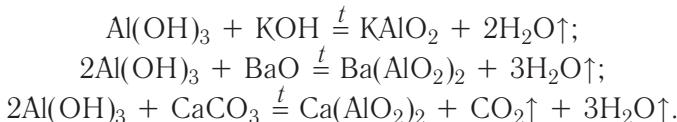
Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

Составьте уравнения протекающих химических реакций в молекулярном и ионном виде.

При нагревании гидроксид алюминия превращается в оксид:



Гидроксид алюминия при высокой температуре (сплавление) реагирует с основаниями, основными оксидами и карбонатами с образованием метаалюминатов:



#### Применение алюминия и его соединений

Чаще всего алюминий применяется в виде металла. Он используется для получения лёгких сплавов — основного конструкционного материала для космической и авиационной техники, речных судов и катеров.

Алюминий обладает высокой электропроводностью. Поэтому его используют при изготовлении электрических проводов и кабелей.

Из-за высокой теплопроводности алюминий и его сплавы применяют при производстве радиаторов для обогрева и отвода теплоты.

Мелкодисперсный алюминиевый порошок (алюминиевая пудра) используется в качестве пигмента в красках.

Природный минерал *корунд*, представляющий собой чистый кристаллический оксид алюминия, из-за высокой твёрдости используется в качестве абразивного материала. Синтетический оксид алюминия широко применяется в производстве керамики, устойчивой при очень высоких температурах. Природные монокристаллы оксида алюминия (это минералы *рубин*, *сапфир*) являются драгоценными камнями и используются в производстве ювелирных украшений (рис. 101).



Рис. 101. Рубин (а) и сапфир (б)

Очень важное значение имеет каолинит, большие количества которого расходуются при производстве цемента. На первой стадии шихту, состоящую из глины, известняка и добавок, подвергают обжигу во вращающихся печах при 1500 °С. При этом протекают сложные процессы дегидратации и образования алюмосиликатов кальция. В результате образуется цементный *клинкер* — очень твёрдые спёкшиеся гранулы. Вторая стадия производства цемента — измельчение клинкера и получение порошкообразного цемента, способного необратимо твердеть при смешивании с водой. Огромные количества цемента используются в строительстве.

**Алюминий обладает высокой химической активностью, но его поверхность покрыта тонкой оксидной плёнкой, защищающей металл от кислорода и паров воды.**

**Оксид и гидроксид алюминия обладают амфотерными свойствами и реагируют с кислотами и щелочами.**

### Вопросы и задания

1. Какое место по распространённости в земной коре занимает алюминий?
2. Какое число электронов, протонов и нейтронов содержится в атоме нуклида алюминия-27?
3. Охарактеризуйте физические свойства металлического алюминия.
4. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 
$$\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3;$$

$$\text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3.$$
5. В раствор массой 300 г и массовой долей гидроксида натрия, равной 18,0 %, поместили алюминий массой 20,0 г. Рассчитайте объём (н. у.) водорода, выделившегося при этом.
6. Какое число атомов содержится в алюминиевом кубике с длиной ребра, равной 15,0 мм?

## § 55. Металлы групп В

У химических элементов групп В валентными являются электроны как внешнего (*s*-электроны), так и предвнешнего (*d*-электроны) уровней, а для лантанидов и актинидов даже третьего снаружи (*f*-электроны) энергетических уровней.

Все элементы групп В относятся к металлам.

### Особенности строения атомов металлов *d*-элементов

При движении по периоду у атомов *s*- и *p*-элементов увеличение на единицу заряда ядра приводит к добавлению одного электрона на внешний энергетический уровень. В атомах элементов В-групп элекротроны добавляются не на внешний, а на предвнешний (*d*-элементы) уровень или даже третий снаружи (*f*-элементы) уровень.

В отличие от *s*- и *p*-металлов, для металлов групп В характерен более широкий набор возможных степеней окисления (табл. 29) их атомов в соединениях.

Таблица 29. Электронные конфигурации и степени окисления некоторых металлов групп В

Металл	Конфигурация электронной оболочки	Проявляемые степени окисления
Sc	[Ar]3 <i>d</i> <sup>1</sup> 4 <i>s</i> <sup>2</sup>	+3
Ti	[Ar]3 <i>d</i> <sup>2</sup> 4 <i>s</i> <sup>2</sup>	+3, +4
V	[Ar]3 <i>d</i> <sup>3</sup> 4 <i>s</i> <sup>2</sup>	+2, +3, +4, +5

Окончание таблицы 29

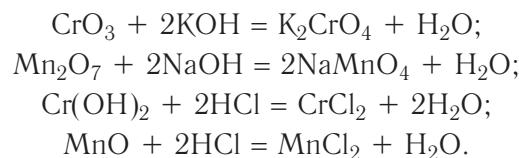
Металл	Конфигурация электронной оболочки	Проявляемые степени окисления
Cr	[Ar] $3d^54s^1$	+2, +3, +6
Mn	[Ar] $3d^54s^2$	+2, +3, +4, +6, +7
Fe	[Ar] $3d^64s^2$	+2, +3, +6
Co	[Ar] $3d^74s^2$	+2, +3
Ni	[Ar] $3d^84s^2$	+2, +3
Cu	[Ar] $3d^{10}4s^1$	+1, +2
Zn	[Ar] $3d^{10}4s^2$	+2

Кислотно-оснóвные свойства оксидов и гидроксидов

Кислотно-оснóвный характер оксидов и гидроксидов металлов, проявляющих в соединениях переменную степень окисления, изменяется от оснóвных (металл в низшей степени окисления) через амфотерные (металл в промежуточной степени окисления) до кислотных (металл в высшей степени окисления). Подтверждением этому служат многочисленные оксиды и гидроксиды марганца.

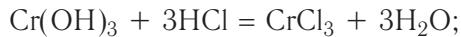


Так, например, высшие оксиды и гидроксиды ванадия, хрома, марганца и железа проявляют кислотные свойства, а соединения этих металлов в низшей степени окисления — оснóвные:



Оксиды и гидроксиды этих элементов с атомами металла в промежуточной степени окисления проявляют выраженные в разной степени амфотерные свой-

ства. Они более выражены у соединений Cr(III), менее — у соединений Fe(III) и Mn(III), Mn(IV):



### Окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов

Оксиды и гидроксиды, содержащие атомы элементов В-групп в максимальной степени окисления, проявляют сильные окислительные свойства. Например,  $\text{CrO}_3$  ( $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ),  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  ( $\text{HMnO}_4$ ) являются очень сильными окислителями:



Окислительные свойства соединений Mn(VII) выражены сильнее, чем у соединений Cr(VI). Также очень сильными окислителями являются соединения Co(III) и Ni(III).

### Важнейшие соединения металлов групп В

Многие соединения элементов групп В находят широкое применение. В таблице 30 приведены краткие сведения о некоторых таких соединениях и их свойствах.

Таблица 30. Применение некоторых соединений металлов групп В

Формула	Применение
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	<i>Медный купорос</i> — в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений
$\text{KMnO}_4$	<i>Марганцовка</i> — в медицине, антисептик
$\text{MnO}_2$	Деполяризатор в химических источниках тока (марганцево-цинковые сухие элементы)
$\text{Fe}_3\text{O}_4$	В производстве магнитных лент, запоминающих устройств для компьютеров
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	<i>Хромкалиевые квасцы</i> — дубильное вещество в кожевенной промышленности
$\text{NiOOH}$	В качестве окислителя при производстве никель-металлгидридных аккумуляторов

Окончание таблицы 30

Формула	Применение
$K_2Cr_2O_7$	<i>Хромпик</i> — окислитель в химических лабораториях для мытья посуды
$TiO_2$	Белый пигмент в производстве красок (титановые белила), в пищевой и фармацевтической промышленности
$Cr_2O_3$	Аbrasивное вещество в шлифовальных пастах, пигмент в производстве зелёных красок

### Биологическая роль соединений металлов групп В

Для живых организмов важно поступление в организм небольших количеств соединений хрома, марганца, железа, кобальта, меди, цинка и некоторых других *d*-элементов. Их атомы, как правило, входят в состав сложных ферментативных систем и участвуют в окислительно-восстановительных процессах. Об особой роли железа вы узнаете в следующем параграфе, здесь же мы кратко расскажем о роли хрома, марганца и меди.

Следует отметить, что, несмотря на доказанную жизненную важность поступления соединений указанных элементов в живые организмы, их роль в клеточных процессах и механизм участия изучены недостаточно полно. Для различных элементов учёные по-разному продвинулись в понимании указанных вопросов, но в целом остаётся много неясных моментов.



Например известно, что марганец входит в состав 12 ферментов, медь — 30, железо — 70, а цинк — более чем в 100 различных ферментов.

**Медь.** Растворимые соединения меди в больших количествах токсичны для человека и животных. В соответствии со стандартом в 1 дм<sup>3</sup> питьевой воды не должно содержаться более 0,0005 г меди.

Вместе с тем медь нужна для жизни многих животных и растительных организмов: атомы меди входят в состав более 30 ферментов и белков (*оксигеназы*, *гидроксилазы* и др.). Поэтому небольшие количества меди должны поступать в организм с водой или пищей. В организме человека массой 70 кг содержится примерно 70 мг меди. Считается, что потребность взрослого человека в меди составляет 2–3 мг в сутки.

Некоторые учёные полагают, что дефицит меди в организме человека вызывает появление седины: в тёмных волосах меди больше, чем в светлых. Поэтому

геронтологи советуют употреблять богатые медью продукты — орехи, яичный желток, печень, ржаной хлеб.

При дефиците меди в организме нарушается обмен железом между плазмой крови и эритроцитами. Соединения меди важны при лечении анемии. Важна роль меди в создании миелина — оболочки нервных волокон.

Медь поступает в растения в виде растворимых соединений из почвы. При её недостатке растения плохо развиваются и могут погибнуть.

В крови ракообразных и головоногих медь входит в состав дыхательного пигмента гемоцианина и играет ту же роль, что и железо в составе гемоглобина. Соединяясь с кислородом, гемоцианин синеет (поэтому у улиток голубая кровь), а отдавая кислород тканям — обесцвечивается.

**Хром и марганец.** Хром и марганец относят к микроэлементам, необходимым для нормального функционирования организма человека. В организме взрослого человека содержится примерно 5–6 мг хрома и 20 мг марганца. Считают, что хромсодержащие ферменты ускоряют процессы обмена углеводов. Кроме того, при дефиците хрома в организме повышается уровень холестерина и сахара. Марганец необходим для эффективного усвоения тиамина (витамина В<sub>1</sub>), железа и меди. Содержащие марганец ферменты — *аргиназа* и *холинэстераза* — выполняют важные биологические функции.

Соединения хрома (особенно хрома(VI)) очень опасны для человека и вызывают онкологические заболевания. Среднесуточная предельно допустимая концентрация хрома (в пересчёте на CrO<sub>3</sub>) в воздухе населённых пунктов составляет 0,0015 мг/м<sup>3</sup>, а в питьевой воде — 0,1 мг/дм<sup>3</sup>.

**У металлов групп В, проявляющих переменные степени окисления, кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов изменяется от основных (металл в низшей степени окисления) до кислотных (металл в высшей степени окисления). Оксиды и гидроксиды металлов групп В в промежуточной степени окисления проявляют амфотерные свойства.**

### Вопросы и задания

1. В чём особенность заполнения электронной оболочки атомов элементов групп В?
2. Запишите формулу электронной конфигурации: а) атомов скандия, марганца и титана; б) ионов: Zn<sup>2+</sup>, Cu<sup>+</sup>, Sc<sup>3+</sup>.
3. Как изменяется кислотно-основный характер оксидов марганца? Приведите примеры пяти оксидов марганца и укажите их кислотно-основный характер.

**4.** Рассчитайте объём раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,050 моль/дм<sup>3</sup>, необходимого для полного осаждения гидроксида из раствора, содержащего хлорид марганца(II) массой 20,0 г.

**5.** Рассчитайте максимальный объём (н. у.) сероводорода, который может поглотить подкисленный серной кислотой раствор, содержащий перманганат калия массой 200 мг.

## § 56. Железо

Среди всех металлов железо, по-видимому, имеет наиболее важное значение для человека и всей его хозяйственной деятельности. Вспомним, что в состав самого важного вещества крови — гемоглобина — входят атомы железа, их недостаток в организме часто не совместим с жизнью. О роли железа в нашей повседневной жизни можно судить по большому количеству изделий из него вокруг нас.

### *Химический элемент и простое вещество*

В ядре атома железа содержится 26 протонов, электронная оболочка имеет конфигурацию [Ar]3d<sup>6</sup>4s<sup>2</sup>. В соединениях железо проявляет степени окисления

+2, +3 и +6. Соединения, содержащие атомы железа в степени окисления +6, являются очень сильными окислителями и используются очень редко.

Металлическое железо представляет собой блестящий серебристо-белый металл, тяжёлый (плотность 7,87 г/см<sup>3</sup>) и тугоплавкий ( $t_{\text{пл}} = 1535^{\circ}\text{C}$ ). Характерной особенностью является наличие у железа и некоторых сплавов на его основе ферромагнитных свойств (рис. 102). При температуре выше 769 °C магнитные свойства исчезают и железо становится парамагнитным.



Рис. 102. Магнитные свойства железа

### *Нахождение в природе и получение*

По распространённости в земной коре железо занимает четвёртое место (после O, Si, Al) и второе место среди металлов (после Al). Его массовая доля в земной коре составляет 4,65 %. В свободном виде (т. е. в виде металла) железо встречается в составе метеоритов. В земной коре железо находится в виде соединений.

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

Основные минералы железа — это *магнетит* (или *магнитный железняк*)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , *гематит* (или *красный железняк*)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , *гётит*  $\text{FeOOH}$ , *сидерит*  $\text{FeCO}_3$ . Промышленное значение имеют только руды, в которых массовая доля железа превышает 16 %.

Промышленный процесс получения железа из руды, называемый *доменным процессом*, проводят в специальных вертикальных печах (рис. 103). Доменная печь представляет собой внушительных размеров конструкцию высотой примерно 20–30 м с объёмом до  $5000 \text{ m}^3$  и является устройством непрерывного действия. Сверху в печь подаётся шихта, в состав которой входят концентрат железной руды, кокс, флюсы ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ). Снизу в печь вдувают обогащённый кислородом воздух. При высокой температуре (более  $1500^\circ\text{C}$ ) в печи протекают сложные гетерогенные процессы, в результате которых из руды последовательно восстанавливается железо ( $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$ ) до металлического:

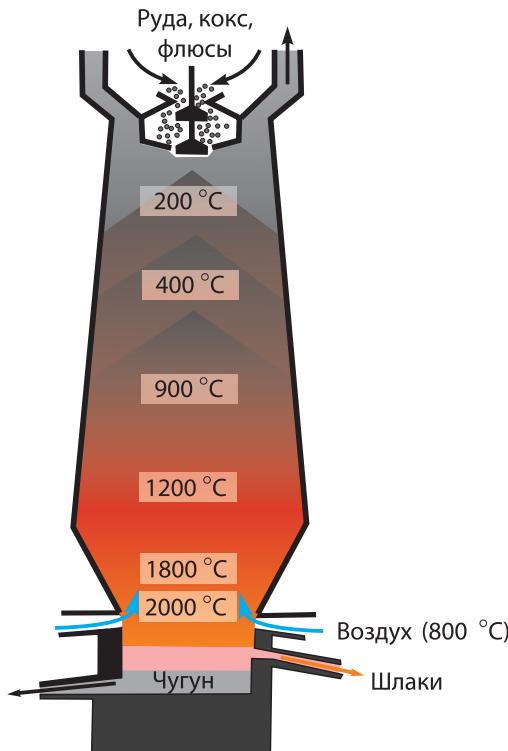
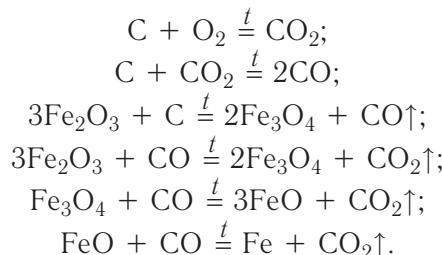
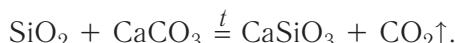
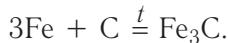


Рис. 103. Схема доменного процесса

Флюсы, взаимодействуя с примесями (соединения Si, P, S), превращаются в легкоплавкие шлаки, которые имеют низкую плотность и поэтому всплывают на поверхность расплавленного железа:



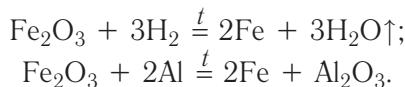
Содержащийся в шихте кокс растворяется в расплавленном железе и поэтому в доменном процессе получается *чугун* — сплав железа, в котором массовая доля углерода превышает 2 %. При высокой температуре железо реагирует с углеродом и образуется карбид железа (*цементит*):



Отрицательное свойство чугуна — его хрупкость: при ударах он лопается и растрескивается. Поэтому из чугуна нельзя изготавливать изделия, подвергающиеся таким нагрузкам.

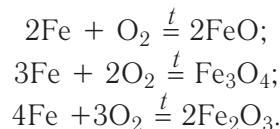
Основная масса производимого чугуна расходуется на производство *стали* — сплава железа, в котором массовая доля углерода не превышает 2 %. В процессе выплавки стали из чугуна удаляется избыточное количество углерода и других неметаллов (Si, P, S, N), отрицательно сказывающихся на её свойствах. Это осуществляется путём продувки через расплавленный чугун кислорода. При этом железо частично превращается в оксид FeO, который в этих условиях активно окисляет примеси, сам при этом восстанавливаясь до железа.

В лабораторных условиях небольшие количества железа легко получаются при восстановлении его оксидов водородом или алюминием:



### Химические свойства железа

Железо — металл с умеренной химической активностью. В сухом воздухе массивное железо устойчиво примерно до 200 °C. При дальнейшем нагревании в атмосфере, содержащей кислород, происходит окисление железа. Состав продуктов зависит от условий проведения реакции:



При нагревании железо реагирует с серой, галогенами:



При комнатной температуре железо не реагирует с водой и растворами щёлочей. Концентрированные растворы азотной и серной кислот пассивируют поверхность железа, и оно в них не растворяется.

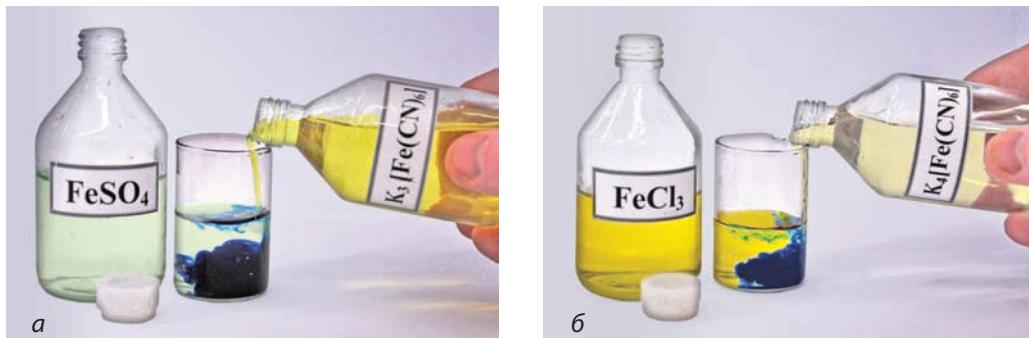
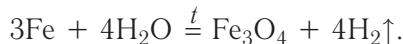


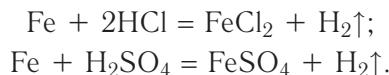
Рис. 104. Качественные реакции на ионы Fe(II) и Fe(III)

При высокой температуре железо реагирует с парами воды:

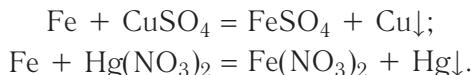


Этот процесс ранее широко использовался для получения водорода.

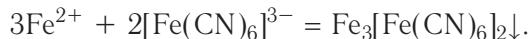
В разбавленных соляной и серной кислотах железо легко растворяется с образованием соответствующих солей железа(II):



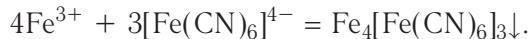
Железо вытесняет малоактивные металлы (Cu, Ag, Hg и др.) из растворов их солей. Железный гвоздь становится кирпично-красного цвета при погружении в раствор сульфата меди(II) и серебристого — при погружении в раствор нитрата ртути(II):



Для качественного обнаружения в растворе ионов железа  $\text{Fe}^{2+}$  можно использовать  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (это вещество имеет тривиальное название *красная кровяная соль*), с которым они образуют синий осадок (рис. 104, а):



Для обнаружения ионов  $\text{Fe}^{3+}$  можно использовать  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (это вещество имеет тривиальное название *жёлтая кровяная соль*), с которым они образуют синий осадок (рис. 104, б):

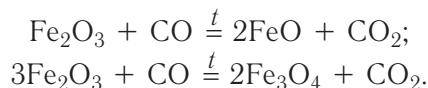


### Оксиды, гидроксиды и соли железа

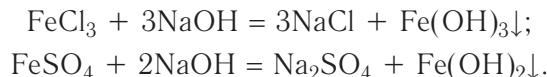
У железа известны оксиды  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Первым двум соответствуют два гидроксида: почти белый  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и коричневый  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Последний гидроксид имеет нестехиометрический состав и правильнее было бы записывать его формулу в виде  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .

В формульной единице оксида железа(II, III)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (или  $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ) один атом железа имеет степень окисления +2, а два оставшихся — +3.

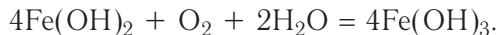
Оксиды получаются при окислении железа кислородом или восстановлении  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  при подходящих условиях:



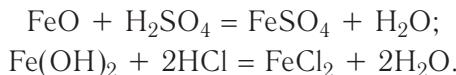
Гидроксиды образуются в виде осадков при слиянии соответствующих солей с раствором щёлочи:



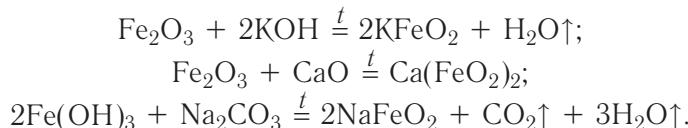
Получить практически чистый  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  очень сложно. При смешивании растворов соли железа(II) и щёлочи вместо белого  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  образуется грязно-зелёный осадок, представляющий собой сложную смесь  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  с продуктами его окисления кислородом:



Оксид и гидроксид железа(II) проявляют характерные основные свойства — не реагируют со щелочами, легко растворяются в кислотах с образованием соответствующих солей:



У оксида и гидроксида железа(III) имеются слабо выраженные амфотерные свойства. В разбавленных растворах щелочей  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  практически не растворяются, но при сплавлении с твёрдыми щелочами, основными оксидами или карбонатами легко образуются ферриты:



## Лабораторный опыт 11

### *Обнаружение ионов железа(II) и железа(III) в растворе*

В две пробирки налейте растворы солей железа: в первую — свежеприготовленный раствор сульфата железа(II), а во вторую — хлорида железа(III) объёмом 1–2 см<sup>3</sup>.

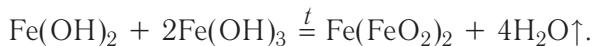
В обе пробирки прилейте по 2–3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия. Отметьте окраску первоначально выпавших осадков в обеих пробирках.

Тщательно перемешайте содержимое реакционной смеси в первой пробирке так, чтобы осадок максимально соприкасался с воздухом. Отметьте изменение окраски осадка спустя некоторое время.

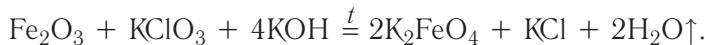
С помощью этих реакций вы смогли обнаружить и различить в растворе ионы железа(II) и железа(III).

Составьте уравнения протекавших химических реакций в молекулярном виде с учётом того, что изменение цвета осадка в пробирке с сульфатом железа(II) происходит под действием кислорода воздуха.

Оксид железа(II, III) Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> можно рассматривать как *феррит железа(II)* — Fe(FeO<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, получить который можно прокаливанием стехиометрической смеси Fe(OH)<sub>2</sub> и Fe(OH)<sub>3</sub>:



При сплавлении оксида или гидроксида железа(III) с сильными окислителями (например, KClO<sub>3</sub>) в щелочной среде образуются соединения железа(VI) — соли не выделенной в свободном состоянии железной кислоты H<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub> — *ферраты*:



### Применение железа и его соединений

Железо — основной конструкционный материал. Чугун и сталь широко используются в производстве станков, деталей машин и механизмов, а также при изготовлении кузовов автомашин, подвижного состава и рельсов железнодорожного транспорта, в железобетонных конструкциях и т. д.

Введение небольших количеств некоторых других металлов в сталь, её легирование позволяет получать материалы с уникальными свойствами. Так, например, добавка вольфрама придаёт стали жаропрочность и возможность её использования при высоких температурах, не подвергаясь химической коррозии.

Вводя хром и никель, получают *нержавеющие стали* («нержавейку»), устойчивые к атмосферной коррозии, а также в более агрессивных средах. Сталь, легированная ванадием, используется при производстве инструментов.

Оксид  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  используется как пигмент в производстве красок (*окра*).

### Роль соединений железа в живой природе

Железо относится к жизненно важным или незаменимым элементам. Массовая доля железа в организмах животных составляет около 0,01 %. В организме человека содержится около 5 г железа, главным образом в составе *гемоглобина* крови. Атом железа входит в состав гемоглобина, который переносит кислород из лёгких в ткани. Окислительно-восстановительные процессы в организме человека и животных являются главным источником энергии. Перенос электронов в этом процессе осуществляется с помощью железосодержащих ферментов — *цитохромов*. Атомы железа входят в состав фермента *каталазы*, ускоряющего разложение пероксида водорода. Другой железосодержащий фермент — *пероксидаза* — ускоряет реакции окисления органических веществ пероксидом водорода.

Суточная потребность человека в железе составляет около 0,015 г. Недостаток железа в организме приводит к болезни крови — анемии.

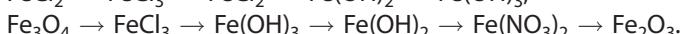
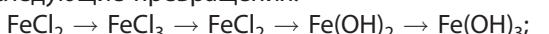
**В соединениях железо проявляет степени окисления +2, +3 и +6.**

**Оксид и гидроксид железа(II) проявляют основные свойства.  
У оксида и гидроксида железа(III) имеются слабо выраженные амфотерные свойства.**

### **Вопросы и задания**

1. Назовите три первых по распространённости в земной коре металла.  
2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций, с помощью которых можно получить  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  из соответствующих этим гидроксидам основных оксидов.

3. Для чего в состав стали вводят вольфрам, хром, никель?  
4. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



5. Для приготовления раствора сульфата железа в лаборатории часто используют железный купорос —  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Рассчитайте массу железного купороса, необходимого для приготовления раствора массой 4,0 кг и с массовой долей сульфата железа(II), равной 0,66 %.

## Практическая работа 4

### Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

#### Вариант I

**Задача 1.** В выданных вам пробирках находятся растворы гидроксида натрия, хлорида кальция и сульфата натрия. Определите опытным путём, какое вещество находится в каждой пробирке. Для распознавания веществ проведите качественные реакции на содержащиеся в растворах катионы или анионы. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

**Задача 2.** Из кусочка медной проволоки сделайте маленьку спираль и закрепите её в держателе. Прокалите спираль в пламени спиртовки и отметьте произошедшие изменения. Составьте уравнение химической реакции, укажите окислитель и восстановитель. Затем внесите прокалённую спираль в соляную кислоту (или раствор серной кислоты) и отметьте изменения. Укажите признаки химической реакции. Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде.

**Задача 3.** Исходя из хлорида алюминия, получите гидроксид алюминия и докажите его амфотерность. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде, сделайте вывод.

#### Вариант II

**Задача 1.** В выданных вам пробирках находятся растворы гидроксида кальция, сульфата калия и хлорида бария. Определите опытным путём, какое вещество находится в каждой пробирке. Для распознавания веществ проведите качественные реакции на содержащиеся в растворах катионы или анионы. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

**Задача 2.** В каждую из трёх пробирок поместите раствор объёмом 1–2 см<sup>3</sup>: в первую — сульфата меди(II), во вторую — нитрата свинца(II), в третью — сульфата железа(II). В каждую пробирку добавьте по маленькой грануле алюминия (или кусочку алюминиевой фольги). Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения химических реакций, укажите окислитель и восстановитель.

**Задача 3.** Исходя из хлорида цинка, получите гидроксид цинка и докажите его амфотерность. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде, сделайте вывод.

## ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

**А**

Азот 200, 202, 204  
 Актиниды 70, 240  
 Аллотропные модификации 171  
 Алмаз 225  
 Алюминий 241, 246, 266  
 Алюмосиликаты 267  
 Алюмотермия 255, 270  
 Аммиак 205  
 Аммиачная вода 206, 220  
 Аммония соли 207  
 Аммофос 220  
 Аммофоска 221  
 Амфотерные свойства 7, 11, 270  
 Анод 157  
 Асбест 237  
 Астат 180  
 Атмосферная коррозия 250  
 Атом 21, 52  
 Атомная единица массы 22  
 Атомный номер 53, 76

**Б**

Благородные газы 170  
 Боксит 267, 254  
 Бром 180, 185  
 Бромиды 184

**В**

Валентность 96  
 Вещество 21, 23  
 Возгонка 108  
 Вода 188

Водород 174, 255  
 Водородная связь 108  
 Водородный показатель 163  
 Восстановитель 138  
 Восстановление 138  
 Выход продукта 197

**Г**

Галлит 181, 254  
 Галогениды 184  
 Галогеноводороды 177, 184  
 Галогены 170, 180  
 Гемоглобин 278, 284  
 Генетические ряды 17  
 Геометрия молекул 94  
 Гидратация 157  
 Гидраты 146, 194  
 Гидриды 175  
 Гидрокарбонаты 236  
 Гидроксиды 10  
 Гидроксония ион 93, 133  
 Гидросульфаты 194  
 Гидросульфиды 190  
 Гидрофосфаты 216  
 Гранит 225  
 Графен 227  
 Графит 226  
 Группа химических элементов 70

**Д**

Дейтерий 55, 175  
 Дигидрофосфаты 216  
 Димеры 109

Диполь 88, 106  
 Диссоциация электролитическая  
   – кислот 155, 165  
   – оснований 154, 166  
   – солей 155, 167  
 Доменный процесс 279

**Ж**

Железняк  
   – красный 279  
   – магнитный 276

Железный колчедан 254

Железо 244, 250, 257, 278

**З**

Закон  
   – Авогадро 40  
   – объёмных отношений 43  
   – постоянства состава  
     вещества 34  
   – сохранения массы веществ 33

**И**

Известковая вода 232  
 Известняк 225, 254  
 Исландский шпат 225  
 Иод 180, 185  
 Ионная связь 102  
 Ионы 156  
 Иодиды 184

**К**

Калий 260  
 Кальций 261  
 Кальцит 225  
 Карбиды 228

Карбонаты 232, 236  
 Карналлит 181  
 Катализатор 127, 206  
 Катод 157  
 Качественный состав 25  
 Кварц 225, 234  
 Керамика 237  
 Кислород 186, 189  
 Кислота  
   – азотная 210, 211  
   – бромоводородная 184  
   – иодоводородная 184  
   – кремниевая 237  
   – плавиковая 184  
   – серная 193, 195  
   – сернистая 193  
   – сероводородная 190  
   – соляная 184  
   – угольная 235  
   – фосфорная 216  
   – фтороводородная 184  
   – хлороводородная 184

Кислоты 12, 165  
 Ковалентная связь  
   – неполярная 87  
   – образованная по донорно-акцепторному механизму 92  
   – образованная по обменному механизму 90  
   – полярная 87  
 Ковалентной связи  
   – полярность 80  
 Ковалентность 97  
 Кокс 279  
 Количественный состав 25

Коррозия 249  
Корунд 272  
Кратные связи 85  
Кремнезём 225  
Кремний 223, 225, 228  
Кремния(IV) оксид 232  
Криолит 181, 185, 256  
Кристаллические решётки

- атомные 90
- ионные 103
- металлические 104
- молекулярные 107

  
Кристаллогидраты 10, 146, 194  
Круговорот в природе

- кислорода 187
- азота 201
- углерода 223

  
Купорос

- железный 194
- медный 194

## Л

Лантаниды 70, 240  
Линия связи 84, 94

## М

Магний 261  
Малахит 5, 254  
Марганец 274  
Массовая доля

- растворённого вещества 150
- атомов элемента 35

  
Массовое число 54  
Материя 20  
Медь 276  
Межмолекулярное взаимодействие 106

Мел 5, 225, 254  
Металлическая связь 104  
Металлотермия 255, 263  
Металлы 5, 211, 240  
Микроэлементы 218  
Минеральные удобрения 218  
Молекула 23, 25  
Моль 29  
Молярная концентрация 42, 151  
Молярная масса 30  
Молярный объём газов 41  
Мочевина 220  
Мрамор 5, 225, 254  
Мышьяк 200

## Н

Нашатырный спирт 206  
Нашатырь 208  
Нейтроны 53  
Неметаллы 170  
Несвязывающие пары электронов 84  
Нитраты 212  
Нормальные условия 41  
Нуклид 54  
Нуклоны 53

## О

Одинарная связь 83  
Озон 185, 188, 189  
Окисление 138  
Окислитель 138  
Оксиды 7  
Орбиталь 58  
Основания 13, 166

- нерастворимые основания 9

  
Относительная атомная масса 22

Относительная молекулярная масса 28  
 Относительная плотность газов 45  
 Относительная формульная масса 28

**П**  
 Парниковый эффект 224  
 Период 69  
 Период полураспада 56  
 Периодическая система химических элементов 67  
 Периодический закон 68  
 Пирит 187, 254  
 Победит 258  
 Поле 21  
 Полуметаллы 73, 171  
 Порядковый номер 53  
 Постоянная Авогадро 29  
 Поташ 222, 236  
 Преципитат 220  
 Принцип  
     – Ле Шателье 133  
     – минимума энергии 64  
 Пространственное строение молекул 94  
 Протий 55, 175  
 Протонное число 53  
 Протоны 53

**Р**  
 Радиоактивность 55  
 Радиус  
     – атома 72  
     – иона 72  
 Рассеянные металлы 242

Растворение 145  
 Растворимость 147  
 Редкие металлы 242  
 Ржавление 249  
 Ржавчина 250  
 Ряд активности металлов 245

**С**  
 Связывающие пары электронов 84  
 Селитры 212, 220, 221  
 Сера 187, 189  
 Сернистый газ 192  
 Сероводород 190  
 Силикаты 225, 232, 237  
 Силициды 228  
 Сильвин 181  
 Сильвинит 181  
 Скорость химической реакции 122  
 Сода  
     – кальцинированная 236  
     – кристаллическая 236  
     – питьевая 236  
 Соли 13, 155, 167  
 Спин электрона 60  
 Сплавы 257  
 Стандартное состояние 118  
 Стекло 233  
 Стеклоуглерод 227  
 Степень  
     – диссоциации 157  
     – окисления 98  
 Стереохимия 94  
 Стехиометрия 33  
 Структурная единица 25  
 Сульфаты 194  
 Сульфиды 190

Суперфосфат

- двойной 220
- простой 220

## Т

Тепловой эффект химической реакции 118

Термохимические уравнения 119

Торф 219

Тритий 55, 175

Тубулены 227

## У

Углерод 223, 228, 256

Углерода оксиды 230

Угол между связями 94

Угарный газ 230

Углекислый газ 230, 232

## Ф

Ферраты 283

Ферриты 282

Физический смысл

- атомного номера 53
- номера группы 70
- номера периода 69
- периодического закона 75
- химического количества вещества 31

Флюорит 181, 254

Формула

- графическая 82
- молекулярная 25
- электронная 82
- эмпирическая 25

Формульная единица 25

Фосфаты 215, 216

Фосфор 200, 202, 204

Фосфора оксиды 215

Фосфоритная мука 220

Фтор 180

Фуллерены 226

Фториды 184

## Х

Халькогениды 9

Халькогены 171, 186

Химическая реакция 26, 112

Химическая связь

- ионная 102
- ковалентная 82, 84
- металлическая 104

Химические вещества

- молекулярного строения 25, 26
- немолекулярного строения 23, 26
- простые 5, 24
- сложные 5, 24

Химические соединения

- бинарные 5, 6
- многоэлементные 10

Химические реакции

- гетерогенные 115
- гомогенные 116
- замещения 113
- каталитические 115
- необратимые 114
- обмена 113
- обратимые 114
- окислительно-восстановительные 138
- разложения 112
- соединения 113

- экзотермические 118
- эндотермические 118
- Химический элемент** 21, 55
- Химическое вещество** 24
- Химическое количество вещества** 29
- Химическое равновесие** 132
- Химия** 20
- Хлор 180, 185
- Хром 277
- Хлориды 184
  
- Ц**
- Цемент 234
  
- Ч**
- Число Авогадро 29
  
- Щ**
- Щёлочи 166, 208
- Щёлочно-земельные металлы 261
- Щелочные металлы 260
  
- Э**
- Электролиты 154, 157, 158
  
- Электролитическая диссоциация 154
- Электрометаллургия 255
- Электрон 53
- Электронные конфигурации атомов 63
- Электронная плотность 58
- Электронное облако 58
- Электронно-графические схемы 63
- Электроотрицательность 73
- Электрохимический ряд напряжений металлов 245
- Элементарная ячейка 104
- Элементы**
  - редкие 242
  - рассеянные 242
- Энергетический подуровень 61
- Энергетический уровень 60
- Энергия
  - активации 125
  
- Я**
- Ядерная модель атома 52
- Ядерные реакции 56
- Ядерные силы 53

## ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ

### Глава I. Важнейшие классы неорганических веществ

- § 2.** 4. 0,2 моль; 14,8 г.  
 5.  $1,204 \cdot 10^{23}$ ; 16 г.  
 6. 41,29 %.  
**§ 3.** 6. 50,91 %.

### Глава II. Основные понятия и законы химии

- § 4.** 5. а)  $7,64 \cdot 10^{-23}$  г; б)  $1,495 \cdot 10^{-22}$  г;  
 в)  $2,176 \cdot 10^{-22}$  г; г)  $2,276 \cdot 10^{-22}$  г.  
 6. а) Не; б) N; в) K; г) Ac.  
 7. В 15,9 раза.  
**§ 5.** 7. 0,97 г/см<sup>3</sup>.  
**§ 6.** 1. 17 г/моль; 17.  
 2. а)  $6,69 \cdot 10^{24}$ ; б)  $1,34 \cdot 10^{25}$   
 и  $6,69 \cdot 10^{24}$ .  
 3.  $1,54 \cdot 10^{23}$  Na<sup>+</sup>;  $1,54 \cdot 10^{23}$  Cl<sup>-</sup>.  
 4. а) 5 моль; б) 5 моль; в) 1,25 моль;  
 г) 1 моль.  
 5. а)  $4,65 \cdot 10^{-23}$  г; б)  $5,32 \cdot 10^{-23}$  г;  
 в)  $9,97 \cdot 10^{-23}$  г.  
 6. а) нет; б) да; в) да.  
**§ 7.** 3.  $1,67 \cdot 10^{15}$  с.  
 4. а)  $w(H) = 2\%$ ;  $w(S) = 32,7\%$ ;  
 $w(O) = 65,3\%$ ; б)  $w(N) = 82,4\%$ ;  
 $w(H) = 17,6\%$ ; в)  $w(C) = 27,3\%$ ;  
 $w(O) = 72,7\%$ ; г)  $w(C) = 40\%$ ;  
 $w(H) = 6,7\%$ ;  $w(O) = 53,3\%$ .  
 5. KMnO<sub>4</sub>.  
 6. C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>.  
 7. C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>.  
**§ 8.** 3. а) 44,8 дм<sup>3</sup>; б) 5,6 дм<sup>3</sup>.  
 4. 7,84 дм<sup>3</sup>.  
 5. 46 г/моль.  
 6. Al — 69,2 %; Mg — 30,8 %.  
 7. а)  $c(H_2) = 0,0333$  моль/дм<sup>3</sup>;  
 б)  $c(O_2) = 0,0021$  моль/дм<sup>3</sup>;  
 в)  $c(CH_4) = 0,0042$  моль/дм<sup>3</sup>.  
**§ 9.** 1. а) 35,5; б) 2,218; в) 2,248.  
 2. 0,152 г.

3. 224 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>; 134,4 дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>;  
 144 г H<sub>2</sub>O.

4. 400 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>; 200 дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>.  
 5. 0,2 моль O<sub>2</sub>; 4,48 дм<sup>3</sup> O<sub>2</sub>;  
 4,48 дм<sup>3</sup> SO<sub>2</sub>.

6. 112 дм<sup>3</sup> H<sub>2</sub>; 5 моль S; 160 г S.

- § 10.** 1. а) 0,01 моль;  $0,06 \cdot 10^{23}$ ;

- б) 0,2 моль;  $3,612 \cdot 10^{23}$ ;

- в) 0,5 моль;  $1,505 \cdot 10^{24}$ ;

- г) 0,25 моль;  $3,61 \cdot 10^{24}$ .

2. Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.

3. N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.

4. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 10H<sub>2</sub>O.

5. 25,6 г; 25,6; 6,72 дм<sup>3</sup> SO<sub>3</sub>.

6. KClO<sub>3</sub>.

7. C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.

### Глава III. Строение атома и периодический закон

- § 11.** 3. 63,54.

6.  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

- § 12.** 6.  $1,397 \cdot 10^{25}$ .

- § 15.** 7. 3,2 дм<sup>3</sup>.

- § 16.** 5. Ca.

6. Al.

### Глава IV. Химическая связь и строение вещества

- § 18.** 7. NH<sub>4</sub>NO<sub>2</sub>.

- § 20.** 5.  $w(Al) = 17,3\%$ ;

- $w(Al_2O_3) = 82,7\%$ .

6. Уменьшится в 3 раза.

- § 21.** 7. 13,04 г; 73.

- § 22.** 8. Pb.

### Глава V. Химические реакции

- § 25.** 3. 240,4 кДж.

4. +2600 кДж.

5. 1,12 дм<sup>3</sup>.

6. +297 кДж.

7. -178 кДж.

- § 26.** 4. 0,01 моль/дм<sup>3</sup> · с.

6. 0,005 моль/ $\text{дм}^3 \cdot \text{с}$ ; концентрация газа В уменьшилась на 0,2 моль/ $\text{дм}^3$ , а газа С — увеличилась на 0,1 моль/ $\text{дм}^3$ .

**§ 28.** 5. Влево; увеличить.

6. Вправо; увеличить.

7. а) вправо; б) вправо;  
в) влево; г) влево.

## Глава VI. Химия растворов

**§ 30.** 4. 73 г на 100 г  $\text{H}_2\text{O}$ .

5. 182,7 г.

6. 31,5 г.

7. Уменьшилась на 70 г.

**§ 31.** 2. а) 0,2 моль/ $\text{дм}^3$ ; б) 1 моль/ $\text{дм}^3$ .

3. 18,75 %; 2 моль/ $\text{дм}^3$ .

4. 4,96  $\text{дм}^3$ .

5. 140  $\text{см}^3$ .

6. 20 г.

7. 36 %.

**§ 32.** 2. 70 %.

6. 4,86 моль.

8. 1,2 моль/ $\text{дм}^3$ .

**§ 33.** 5. Достаточно.

6. Синяя.

7. 0,4 моль; 2,4 моль.

**§ 34.** 4. Не хватит. pH меньше 7.

5. 16,8 г.

6. 280 г.

7. pH = 2.

## Глава VII. Неметаллы

**§ 35.** 5. 18 г  $\text{H}_2\text{O}$ , 0,5 моль  $\text{O}_2$ .

6. 427  $\text{дм}^3$ .

**§ 36.** 3. 325 г, 1,4 кг.

4. 4,8 кДж.

5. 0,69 моль; 1,25 моль.

**§ 37.** 3. в 1,3 раза; в 2,44 раза.

5. 2 моль.

6. 210 г.

**§ 38.** 2. 0,64.

5. 0,05 моль.

6. 2,6 %.

**§ 39.** 2. 3,2 г серы; 0,1 моль  $\text{SO}_3$ .

4. 18,6 г, ~0,08 моль.

6. 11  $\text{см}^3$ .

**§ 40.** 2. 0,85.

3. 45 %.

4. 1,5 моль; 33,6  $\text{дм}^3$ .

6. 7,68 г; 2,69  $\text{дм}^3$ ; 0,12 моль.

**§ 41.** 4. 868 г.

6. 10 г.

**§ 42.** 3. 286,7  $\text{дм}^3$ .

4. 0,05 моль.

5. 10 моль/ $\text{дм}^3$ ; 52 %.

**§ 43.** 2. а) 0,5 моль; б) 5,3 моль.

5. а) 22,4  $\text{дм}^3$ ; б) 112  $\text{дм}^3$ .

6. 2,5 моль; 80 г; 56  $\text{дм}^3$ .

7. 331, 5  $\text{дм}^3$ .

**§ 44.** 2. 355 г.

6. 0,3 моль.

7. 93,1 кг.

**§ 45.** 3. 0,27.

4. 236 кг.

6. 1,4 моль/ $\text{дм}^3$ .

**§ 46.** 3. 65 %.

4. 17083 кДж.

6. 128 г.

**§ 47.** 6.  $\text{SiO}_2$ , 2,6 % .

7. 9,68  $\text{м}^2$ .

**§ 48.** 3. 83 %.

6. 0,4 моль; 31,2 г  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ;

0,4 моль  $\text{SiO}_2$ .

## Глава VIII. Металлы

**§ 49.** 5.  $1,39 \cdot 10^{21}$ .

6. 124,9  $\text{дм}^3$ .

**§ 50.** 4. 270 г.

6. 6,20  $\text{дм}^3$ .

**§ 51.** 6. 268.

**§ 52.** 3. 990 кг.

4. 585 кг. 5.  $4,78 \text{ м}^3$ .

**§ 53.** 4. 34,0 кг.

5. 13,3  $\text{дм}^3$ .

**§ 54.** 5. 24,9  $\text{дм}^3$ .

6.  $2,0 \cdot 10^{23}$ .

**§ 55.** 4. 6,35  $\text{дм}^3$ .

5. 17,7  $\text{см}^3$ .

**§ 56.** 5. 48,4 кг.

## СОДЕРЖАНИЕ

<b>От авторов . . . . .</b>	3
<b>Глава I. Важнейшие классы неорганических веществ . . . . .</b>	
§ 1. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ . . . . .	4
§ 2. Многоэлементные соединения . . . . .	10
§ 3. Взаимосвязь между классами неорганических соединений . . . . .	16
<b>Глава II. Основные понятия и законы химии . . . . .</b>	
§ 4. Вещества. Атомы. Химические элементы . . . . .	20
§ 5. Химическое вещество. Химическая реакция . . . . .	23
§ 6. Количественные характеристики вещества . . . . .	28
§ 7. Стехиометрические расчёты в химии . . . . .	32
§ 8. Газообразное состояние веществ . . . . .	39
§ 9. Закон объёмных отношений. Относительная плотность газов . . . . .	43
§ 10. Решение задач по теме «Основные понятия и законы химии» . . . . .	47
<b>Глава III. Строение атома и периодический закон . . . . .</b>	
§ 11. Строение атома . . . . .	52
§ 12. Состояние электрона в атоме . . . . .	57
§ 13. Электронные конфигурации атомов . . . . .	63
§ 14. Периодический закон и периодическая система химических элементов . . . . .	67
§ 15. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений . . . . .	72
§ 16. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе и строению атома . . . . .	76
<b>Глава IV. Химическая связь и строение вещества . . . . .</b>	
§ 17. Природа и типы химической связи. Ковалентная связь . . . . .	80
§ 18. Кратные связи. Полярная и неполярная ковалентная связь . . . . .	85
§ 19. Механизмы образования ковалентной связи . . . . .	90
Лабораторный опыт 1. Составление моделей молекул с ковалентным типом химической связи . . . . .	93
§ 20. Понятие о стереохимии. Атомные кристаллические решётки . . . . .	94
§ 21. Валентность и степень окисления . . . . .	96
§ 22. Ионная связь. Металлическая связь . . . . .	101
§ 23. Межмолекулярное взаимодействие . . . . .	106
<b>Глава V. Химические реакции . . . . .</b>	
§ 24. Классификация химических реакций . . . . .	112
§ 25. Тепловые эффекты химических реакций. Простейшие термохимические расчёты . . . . .	118
§ 26. Скорость химических реакций . . . . .	122
§ 27. Факторы, влияющие на скорость химических реакций . . . . .	125
Лабораторный опыт 2. Исследование влияния температуры и концентрации кислоты на скорость взаимодействия цинка и соляной кислоты . . . . .	127
§ 28. Обратимые химические реакции . . . . .	130
§ 29. Окислительно-восстановительные реакции . . . . .	137
Практическая работа 1. Химические реакции . . . . .	143

<b>Глава VI. Химия растворов . . . . .</b>	145
§ 30. Растворение как физико-химический процесс . . . . .	145
§ 31. Способы выражения составов растворов . . . . .	149
§ 32. Электролитическая диссоциация веществ в растворах . . . . .	154
§ 33. Реакции ионного обмена в водных растворах . . . . .	159
§ 34. Кислоты, основания, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации . . . . .	163
<i>Лабораторный опыт 3. Определение кислотно-основного характера с помощью индикаторов . . . . .</i>	165
<i>Практическая работа 2. Изучение свойств кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации . . . . .</i>	168
<b>Глава VII. Неметаллы . . . . .</b>	170
§ 35. Неметаллы: химические элементы и простые вещества . . . . .	170
§ 36. Водород . . . . .	174
<i>Лабораторный опыт 4. Испытание индикатором растворов водородных соединений неметаллов . . . . .</i>	177
§ 37. Галогены . . . . .	180
<i>Лабораторный опыт 5. Обнаружение хлорит-ионов в растворе . . . . .</i>	184
§ 38. Кислород и сера . . . . .	186
§ 39. Кислородсодержащие соединения серы . . . . .	192
<i>Лабораторный опыт 6. Исследование химических свойств разбавленного раствора серной кислоты . . . . .</i>	195
§ 40. Понятие о выходе продукта химической реакции . . . . .	197
§ 41. Азот и фосфор . . . . .	200
§ 42. Аммиак. Соли аммония . . . . .	205
<i>Лабораторный опыт 7. Обнаружение ионов аммония в растворе . . . . .</i>	208
§ 43. Азотная кислота и нитраты . . . . .	210
§ 44. Кислородсодержащие соединения фосфора . . . . .	215
§ 45. Минеральные удобрения . . . . .	218
§ 46. Углерод и кремний . . . . .	223
§ 47. Оксиды углерода и кремния . . . . .	230
§ 48. Угольная и кремниевая кислоты. Карбонаты и силикаты . . . . .	235
<i>Практическая работа 3. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы» . . . . .</i>	238
<b>Глава VIII. Металлы . . . . .</b>	240
§ 49. Металлы как химические элементы и простые вещества . . . . .	240
§ 50. Общие химические свойства металлов . . . . .	245
<i>Лабораторный опыт 8. Взаимодействие металлов с растворами кислот . . . . .</i>	247
§ 51. Коррозия металлов . . . . .	249
§ 52. Общие способы получения металлов. Применение металлов и их сплавов . . . . .	253
§ 53. Металлы групп IА и IIА . . . . .	260
<i>Лабораторный опыт 9. Обнаружение ионов кальция в растворе . . . . .</i>	265
§ 54. Алюминий . . . . .	266
<i>Лабораторный опыт 10. Амфотерные свойства гидроксида алюминия . . . . .</i>	271
§ 55. Металлы групп В . . . . .	273
§ 56. Железо . . . . .	278
<i>Лабораторный опыт 11. Обнаружение ионов железа(II) и железа(III) в растворе . . . . .</i>	283
<i>Практическая работа 4. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы» . . . . .</i>	285
Предметный указатель . . . . .	286
Ответы к заданиям . . . . .	292

---

(Название учреждения образования)

Учебный год	Имя и фамилия ученика	Состояние учебника при получении	Отметка ученику за пользование учебником
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Учебное издание

**Шиманович Игорь Евгеньевич  
Василевская Елена Ивановна  
Красицкий Василий Анатольевич и др.**

## **Химия**

Учебник для 10 класса учреждений общего среднего образования  
с русским языком обучения

Редактор                   *E. Ф. Конышева*  
Художник обложки       *K. К. Шестовский*  
Художники                *H. А. Хромова, K. К. Шестовский*  
Компьютерный набор     *B. Ю. Лагун*  
Компьютерная вёрстка    *B. Ю. Лагун*  
Корректор                *L. В. Сутягина*

Подписано в печать 30.04.2013. Формат 70×90  $\frac{1}{16}$ .

Бумага офсетная № 1. Печать офсетная.

Усл. печ. л. 21,65 + 0,29 форз. Уч.-изд. л. 15,6 + 0,4 форз.

Тираж 106 440 экз. Заказ .

РУП «Издательство “Адукацыя і выхаванне”».  
ЛИ № 02330/639 от 31.01.2012. Ул. Будённого, 21, 220070, г. Минск.

ОАО «Полиграфический комбинат им. Я. Коласа».  
ЛП № 02330/0150496 от 11.03.2009. Ул. Красная, 23, 220600, г. Минск.

**Правообладатель Адукацыя і выхаванне**

# ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	К а т и о н ы																			
	Li <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	H <sup>+</sup>		
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	P	P	
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	M	P	P	
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	H	-	H	H	P	P	
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	M	H	H	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P	P	
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	P	-	H	H	-	-	H	H	H	H	-	P		
F <sup>-</sup>	M	P	P		H	M	P	M	P	P	P	M	P	H	P	P	P	-	P	
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	-	-	P	-	-	-	P	P	M	-	P		
HCOO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	M	P	P	H	H	H	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	P		
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	M	P	P	H	H	H	P	-	H	H	-	-	H	H	H	H	H	P		
S <sup>2-</sup>	P	P	P	M	P	P	P	-	H	H	-	-	H	H	H	H	H	P		
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	-	-	H	H	-	-	H	H	H	-	-	P		
OH <sup>-</sup>	P	P	P	M	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	H	H <sub>2</sub> O	
	Сильные основания						Слабые основания													

P - растворимые

H - нерастворимые

M - малорастворимые

- не существуют  
в водном растворе

## РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Усиление восстановительных свойств																		
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	(H <sub>2</sub> )	Cu	Hg	Ag	Pt	Au		
Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup> (H <sub>2</sub> )	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>			

Правообладатель Адукция Г выходанне

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Г Р У П П Ы																	
	1 IA 1,00794 1 H ВОДРОД	2 IIA 6,941 3 Li ЛИТИЙ	3 IIIB 22,9898 11 Na НАТРИЙ	4 IVB 9,0122 4 Be БЕРИЛЛИЙ	5 VB 24,305 12 Mg МАГНИЙ	6 VIB 55,845 26 Fe ЖЕЛЕЗО	7 VIIIB 55,938 25 Mn МАРГАНЕЦ	8 VIIIB 55,845 26 Fe ЖЕЛЕЗО	9 VIIIB 58,933 27 Co КОБАЛЬТ	10 IB 58,693 28 Ni НИКЕЛЬ	11 IB 63,546 29 Cu МЕДЬ	12 IIB 65,39 30 Zn ЦИНК	13 IIIA 10,811 5 B БОР	14 IVA 26,9815 13 Al АЛЮМИНИЙ	15 VA 12,011 6 C УГЛЕРОД	16 VIA 14,007 7 N АЗОТ	17 VIIA 15,9994 8 O НИСЛОРОД	18 VIIA 18,9984 9 F ФТОР
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

Периодический закон  
Д. И. Менделеева

Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

■ s-элементы  
■ p-элементы  
■ d-элементы  
■ f-элементы

## Лантаниды

138,9055 57 La ЛАНТАН	140,115 58 Ce ЦЕРИЙ	140,907 59 Pr ПРАЗЕОДИМ	144,24 60 Nd НЕОДИМ	144,913 61 Pm ПРОМЕТИЙ	150,36 62 Sm САМАРИЙ	151,965 63 Eu ЕВРОПИЙ	157,25 64 Gd ГАДДОЛИНИЙ	158,92534 65 Tb ТЕРБИЙ	162,50 66 Dy ДИСПРОЗИЙ	164,93032 67 Ho ГОЛЬМИЙ	167,26 68 Er ЗРБИЙ	168,93421 69 Tm ТУЛИЙ	173,04 70 Yb ИТТЕРБИЙ	174,967 71 Lu ЛЮТЕЦИЙ
-----------------------------	---------------------------	-------------------------------	---------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	-------------------------------	------------------------------	------------------------------	-------------------------------	--------------------------	-----------------------------	-----------------------------	-----------------------------

## Актиниды

[227] Ac 88 АКТИНИЙ	232,0381 Th 90 ТОРИЙ	231,0359 Pa 91 ПАСИУЛЬСКИЙ	238,0289 U 92 УРАН	237,0482 Np 93 НЕПАНИЙ	244,0642 Pu 94 ПЛОТОНОВ	243,0614 Am 95 АМЕРИКИЙ	247,0703 Cm 96 КАРСИИ	247,0703 Bk 97 БЕГ КЛИН	251,0796 Cf 98 ЦИФОЗИЙ	252,083 Es 99 ЭСИДИИ	257,0951 Fm 100 ФРЫНГИЙ	258,099 Md 101 МЕНДЕЛЕЕВИЙ	259,1009 No 102 НОВЕЛИЙ	260,105 Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ
------------------------	-------------------------	-------------------------------	-----------------------	---------------------------	----------------------------	----------------------------	--------------------------	----------------------------	---------------------------	-------------------------	----------------------------	-------------------------------	----------------------------	-----------------------------

Правообладатель Адуканчя! Выхажанче