И. Е. Шиманович Е. И. Василевская О. И. Сечко

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

Под редакцией И. Е. Шимановича

Утверждено
Министерством образования
Республики Беларусь

3-е издание, переработанное

Минск «Народная асвета» 2011

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721
Ш61

Рецензенты:

кафедра химии и химической технологии учреждения образования «Гродненский государственный университет имени Янки Купалы» (доктор химических наук, декан факультета биологии и экологии *В. Н. Бурдь*);
учитель химии высшей категории государственного учреждения образования «Средняя общеобразовательная школа № 184 г. Минска» *И. И. Борушко*

Шиманович, И. Е.

Ш61 Химия : учеб. для 8-го кл. учреждений общ. сред. образования с рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович, Е. И. Василевская, О. И. Сечко ; под ред. И. Е. Шимановича. — 3-е изд., перераб. — Минск : Нар. асвета, 2011. — 215 с. : ил.

ISBN 978-985-03-1606-6.

Предыдущие издания под названием «Химия, 9» вышли в 2005—2006 гг.

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721

ISBN 978-985-03-1606-6

© Шиманович И. Е., Василевская Е. И., Сечко О. И., 2005
© Шиманович И. Е., Василевская Е. И., Сечко О. И., 2011, с изменениями
© Оформление. УП «Народная асвета», 2011

Правообладатель Народная асвета

Дорогие друзья!

В этом учебном году вы продолжите изучение курса химии, с основами которой познакомились в 7-м классе. Вы узнаете о периодическом законе и периодической системе химических элементов, строении атома, химической связи, особенностях химии растворов и других теоретических вопросах, знание которых послужит фундаментом для дальнейшего изучения химии. Закончится изучение курса химии 8-го класса рассмотрением химии металлов и их соединений.

Успешное усвоение материала зависит не только от вашего внимания на уроках, но и от умения пользоваться учебником, самостоятельно работать с ним.

При подготовке к уроку обратите внимание на новые термины, понятия и определения, которые выделены в тексте. Постарайтесь записать в тетради основные химические формулы и уравнения реакций, по возможности подберите свои примеры.

Рисунки и таблицы помогут вам нагляднее представить процессы, о которых идет речь в тексте учебника, проиллюстрируют свойства различных веществ. Информация, представленная в таблицах, носит справочный характер и, как правило, не предназначена для запоминания.

В конце параграфов имеются выводы, приведенные на цветном фоне. Проверьте, насколько вы их усвоили и можете повторить.

Вопросы и упражнения в конце параграфа предназначены для самостоятельной работы. Внимательно прочитайте их. Постарайтесь выполнить все задания. Это поможет вам лучше усвоить материал параграфа. Звездочкой отмечены задания повышенной сложности.

По некоторым темам курса в учебнике дается домашний эксперимент. Перед его выполнением дома или в школьном химическом кабинете обязательно обсудите с учителем условия проведения опытов, не забывайте о правилах безопасности при проведении химического эксперимента.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

В учебнике вы встретите следующие условные обозначения:

! — определения и правила;

!? — интересно знать.

Не забывайте пользоваться содержанием и предметным указателем в конце книги. С их помощью вам будет легче отыскать материал, который необходимо изучить, или повторить пройденное.

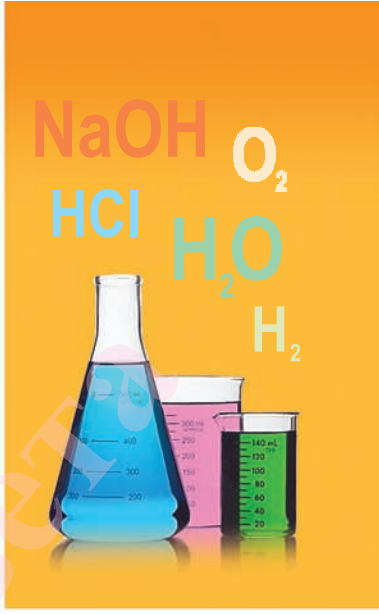
Помните: приобретенные знания пригодятся вам не только для успешного изучения химии в старших классах школы, но и в повседневной жизни, в будущей трудовой деятельности.

Успехов вам в изучении химии!

Авторы

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета



Повторение основных вопросов курса химии 7 класса

§ 1. Важнейшие химические понятия

Все физические тела состоят из **веществ**. Одни тела состоят только из одного вещества, а другие — из нескольких. Любое вещество характеризуется определенными *физическими* и *химическими свойствами*. Именно поэтому их можно отличать друг от друга.

Вещества способны при определенных условиях превращаться в другие вещества. Такие превращения называются *химическими* или **химическими реакциями**.

Изучение химических превращений, условий их протекания, состава и свойств веществ — основная задача **химии**, одной из важнейших областей науки и практической деятельности человека.

! Химия — наука о веществах и их превращениях в другие вещества.

Современная химия насчитывает более 60 млн различных веществ.

Атомы и химические элементы

Все вещества состоят из **атомов** — *мельчайших, химически неделимых частиц*. Видов атомов сравнительно немного.

Каждый определенный вид атомов называется **химическим элементом**. Всего в настоящее время известно 118 элементов. Любой элемент имеет свое собственное название и условное обозначение — *химический символ* (*знак*). Эти обозначения приведены на первом форзаце вашего учебника (периодическая система химических элементов).

Каждый элемент характеризуется **относительной атомной массой**. *Это физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса*

Правообладатель Народная асвета

атомов данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ *части массы атома углерода.*

Простые и сложные вещества

Атомы химических элементов существуют в природе как в свободном, так в связанном виде. В воздухе в виде одиночных атомов, т. е. не связанных с другими атомами, содержатся *благородные газы* — гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe. Атомы всех остальных элементов обычно находятся в связанном виде, т. е. соединены с другими атомами.

Если вещества состоят из атомов одного вида, то они называются **простыми веществами**, например кислород O_2, фосфор P_4 и др. Простых веществ около 500. Это означает, что некоторые элементы существуют в виде нескольких простых веществ. Например, кислород находится в природе в виде молекул O_2 и O_3 (озон).

Вещества, состоящие из атомов разных химических элементов, называются **сложными веществами** или **химическими соединениями**. Сложные вещества делятся на две группы — *неорганические* и *органические*.

Молекулярные и немолекулярные вещества

Как простые, так и сложные вещества по своему строению относятся к одному из двух типов — *вещества молекулярного строения* и *вещества немолекулярного строения*.

Молекула — *наименьшая электронейтральная частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства*. Например, молекулы хлора Cl_2, воды H_2O, оксида серы(IV) SO_2, фосфорной кислоты H_3PO_4 и др. При обычных условиях молекулярные вещества могут быть газообразными, жидкими и твердыми (с относительно низкими температурами плавления).

Вещества немолекулярного строения обычно представляют собой твердые кристаллы, построенные из атомов или ионов. К ним относятся, например, кристаллы железа Fe, алмаза C, хлорида натрия NaCl.

Качественный и количественный состав любого вещества выражают в химии в виде **химической формулы**. Химические формулы веществ молекулярного строения (*молекулярные формулы*) показывают состав молекул, т. е. *структурных единиц* веществ такого типа, например: CO_2, SO_3. Вещества молекулярного строения характеризуются величиной *относительной молекулярной массы*, которая обозначается $\boldsymbol{M}_r$. Эта величина равна сумме относительных атомных масс химических элементов, образующих данную молекулу, с учетом индексов у символов атомов в молекулярной формуле.

Правообладатель Народная асвета

Состав веществ немолекулярного строения выражают с помощью формул, которые показывают простейшее соотношение атомов элементов в веществе, например: $CaSO_4$, $FeCl_2$. Они называются **формульными единицами** и выполняют роль структурных единиц веществ немолекулярного строения. К веществам немолекулярного строения относятся, например, железо Fe, хлорид натрия NaCl, сульфат кальция $CaSO_4$ и др. Такие вещества характеризуются величиной *относительной формульной массы*, которая также обозначается $\boldsymbol{M}_r$.

Химическое количество вещества

Любую порцию данного вещества X можно охарактеризовать с помощью массы $m(X)$ и объема $V(X)$. Кроме этого, в химической практике для определения числа структурных единиц, т. е. атомов, молекул, формульных единиц, содержащихся в данной порции вещества, используется величина под названием *химическое количество вещества* (обозначается $\boldsymbol{n}$).

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

Единицей химического количества вещества является *моль*.

Моль — порция вещества (т. е. такое его химическое количество), которая содержит столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода.

Число атомов, находящихся в 0,012 кг углерода, равно $6{,}02 \cdot 10^{23}$ (*число Авогадро*, названное так в честь итальянского ученого Амедео Авогадро). Эта порция составляет 1 моль. Столько же структурных единиц содержится в 1 моль любого вещества. Величина, равная отношению

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

получила название **постоянной Авогадро** ($\boldsymbol{N}_A$).

Зная химическое количество данного вещества $n(X)$, легко рассчитать $\boldsymbol{N}(X)$ — число структурных единиц (атомов, молекул, формульных единиц) в этой порции:

$$N(X) = N_A \cdot n(X).$$

Молярная масса

Масса порции вещества химическим количеством 1 моль получила название **молярной массы**. Молярная масса обозначается $\boldsymbol{M}(X)$ и представляет

Правообладатель Народная асвета

собой *отношение массы данной порции вещества* $m(X)$ (в г или кг) *к его химическому количеству* $n(X)$ *(в моль)*:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} \text{ (г/моль или кг/моль).}$$

Молярная масса любого вещества (в г/моль) численно равна его относительной молекулярной (формульной) массе:

$M_r(H_2SO_4) = 98$; $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль;
$M_r(Mg) = A_r(Mg) = 24$; $M(Mg) = 24$ г/моль;
$M_r(CaCO_3) = 100$; $M(CaCO_3) = 100$ г/моль.

Молярная масса является важнейшей характеристикой каждого вещества и отражает зависимость между массой и химическим количеством данного вещества:

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

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

Молярный объем

В отличие от твердых и жидких веществ *все газообразные вещества химическим количеством 1 моль занимают одинаковый объем (при одинаковых условиях)*. Эта величина называется **молярным объемом** и обозначается $\boldsymbol{V_m}$.

Молярный объем равен отношению объема данного газообразного вещества $V(X)$ *к его химическому количеству* $n(X)$:

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

При *нормальных условиях* (температура 0 °С и давление 101,325 кПа) отношение объема любой порции газа к его химическому количеству есть величина постоянная и равная **22,4 дм³/моль**:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{22{,}4 \text{ дм}^3}{1 \text{ моль}} = 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Эта величина и есть **молярный объем газа при нормальных условиях**.

Взаимосвязь между основными физическими величинами, характеризующими химические вещества, приведена в таблице 1.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Таблица 1. **Физические величины, характеризующие вещество**

Физическая величина	Обозначение	Единица	Формула для определения физической величины
Масса вещества	$m(\text{X})$	г	$m(\text{X}) = M(\text{X}) \cdot n(\text{X})$
Относительная молекулярная (формульная) масса	$M_r(\text{X})$	1	
Химическое количество вещества	$n(\text{X})$	моль	$n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$
Молярная масса	$M(\text{X})$	г/моль	$M(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{n(\text{X})}$
Молярный объем	$V_m(\text{X})$	дм^3/моль	$V_m(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{n(\text{X})}$
Число структурных единиц	$N(\text{X})$	1	$N(\text{X}) = N_A \cdot n(\text{X})$

Вопросы и задания

1. Приведите примеры трех простых и пяти сложных веществ. Почему сложных веществ известно больше, чем простых?

2. Из каких частиц могут состоять: а) простые вещества; б) сложные вещества? Приведите конкретные примеры газообразных, жидких и твердых веществ молекулярного и немолекулярного строения.

3. В чем заключается различие понятий «химический элемент», «атом» и «молекула простого вещества»? Дайте определение этих понятий.

4. Что показывают формулы веществ молекулярного и немолекулярного строения? Приведите по четыре примера формул простых и сложных веществ каждого типа и рассчитайте их относительные молекулярные или формульные массы.

5. В состав молекулы оксида фосфора входит шесть атомов кислорода. Относительная молекулярная масса этого вещества равна 220. Установите химическую формулу вещества и определите массовые доли каждого элемента.

6. Из каких структурных единиц образованы вещества, формулы которых: а) Na_2CO_3; б) Cu; в) H_2SO_4; г) $CaCl_2$? Определите число таких единиц для каждого вещества, если химическое количество их одинаково и равно 0,3 моль.

Правообладатель Народная асвета

7. Сколько в стакане обычной воды объемом 200 см^3 содержится: а) молекул; б) атомов водорода; в) атомов кислорода? Каково химическое количество взятой порции воды?

8. В чем заключается сходство и различие понятий «относительная молекулярная масса», «относительная формульная масса» и «молярная масса» веществ? Поясните на примере фосфорной кислоты H_3PO_4 и карбоната кальция $CaCO_3$.

9. Определите массы указанных веществ (в г) химическим количеством 3 моль: а) меди; б) серной кислоты; в) воды; г) мела $CaCO_3$.

10*. Какой объем при нормальных условиях занимает кислород: а) химическим количеством 3 моль; б) массой 48 г; в) числом молекул в порции $3{,}01 \cdot 10^{24}$; г) массой 8 кг?

§ 2. Основные классы неорганических веществ

Классификация веществ

Все вещества, известные в настоящее время, можно отнести к тому или иному классу на основе общих свойств и признаков, т. е. *классифицировать*. Наиболее простым способом классификации является распределение веществ по агрегатному состоянию на твердые, жидкие и газообразные. Но каждое вещество, в зависимости от условий (температуры и давления), может находиться в любом из этих состояний. Поэтому издавна стали классифицировать вещества по их природному происхождению. Так появились термины *органические* и *неорганические* вещества.

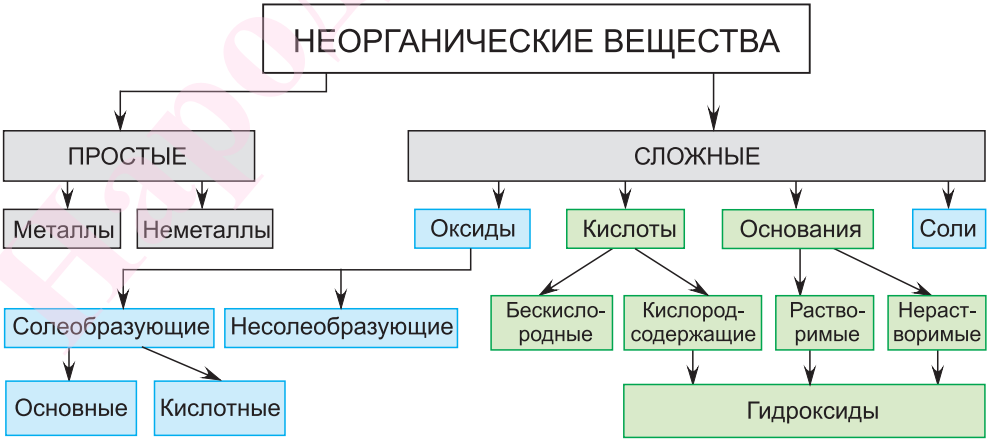


Рис. 1. Классификация неорганических веществ

Правообладатель Народная асвета

Когда химики научились определять состав веществ (в XVIII в.), то их стали подразделять по составу на *простые* и *сложные*. Позже, уже в XX в., вещества, в зависимости от их строения, стали относить к одному из двух типов — *молекулярного* и *немолекулярного* строения.

Все простые вещества делятся на *металлы* и *неметаллы*. Такое деление основано, прежде всего, на их физических и химических свойствах.

Из курса химии 7-го класса вам уже известно, что сложные неорганические вещества делятся в зависимости от состава и свойств на четыре основных класса: *оксиды*, *кислоты*, *основания* и *соли* (рис. 1).

Применение неорганических веществ

Достаточно сложно указать область народного хозяйства и деятельности человека, в которой бы не использовались различные неорганические вещества. Одним из основных потребителей является *химическая промышленность*, где эти вещества используются в качестве сырья для получения многих ценных продуктов: от лекарств и минеральных удобрений до сложных электронных устройств. Например, серную кислоту H_2SO_4 часто называют «хлебом» химической промышленности, объем ее мирового производства превышает 200 млн т в год.

При промышленном *получении металлов* из руд, в состав многих из которых входят оксиды, используются уголь C, оксид углерода(II) CO, водород H_2.

Всем хорошо знаком песок, состоящий из оксида кремния SiO_2 и находящий применение в *строительстве* и *производстве строительных материалов*. В качестве природных строительных материалов используются известняк, мел, мрамор, представляющие собой карбонат кальция $CaCO_3$ (рис. 2). Не обойтись в строительстве, а также в повседневной жизни без стекла (рис. 3), в состав ко-

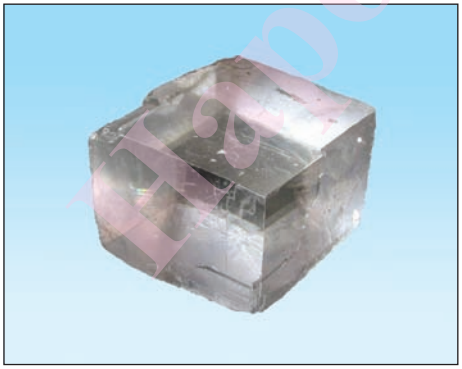


Рис. 2. Кристалл карбоната кальция

Рис. 3. Изделия из стекла

Правообладатель Народная асвета

Рис. 4. Краски на основе оксидов металлов

Рис. 5. Минеральные удобрения

торого входят оксиды. Состав обычного оконного стекла можно описать формулой $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. В производстве красок используются белила на основе оксида цинка ZnO и оксида титана(IV) TiO_2, пигменты — Fe_2O_3, Cr_2O_3 и др. (рис. 4).

В *сельском хозяйстве* широко применяются соли азотной и фосфорной кислот как минеральные удобрения (рис. 5), сульфат меди(II) $CuSO_4$ — в составе средств защиты растений, карбонаты Mn, Zn, Ca — как добавки к корму птиц. В качестве дезинфицирующего и консервирующего препарата широко используется оксид серы(IV) SO_2.

В повседневной жизни мы часто сталкиваемся с поваренной солью — хлоридом натрия NaCl, называя ее просто «соль». Она необходима для жизнедеятельности человека и животных. В качестве пищевых добавок и консервантов в *пищевой промышленности* используются и другие соли, например сульфит натрия Na_2SO_3, нитрит натрия $NaNO_2$. Кислоты входят в состав безалкогольных напитков (рис. 6). Оксид углерода(IV) CO_2 («сухой лед») используется в качестве охлаждающего агента.

Неорганические вещества применяются и в производстве товаров *бытовой химии*. Кислоты и щелочи входят в состав чистящих средств и средств для удаления жира. Сода Na_2CO_3 и соли фосфорной кислоты — фосфаты используются при получении мыла, стиральных порошков и моющих средств (рис. 7).

Многие простые (например, сера S и иод I_2) и сложные неорганические вещества входят в состав лекарственных препаратов.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 6. Безалкогольные напитки

Рис. 7. Товары бытовой химии

Вопросы и задания

1. Назовите вещества, формулы которых: CaO, Fe_2O_3, HNO_3, $CuSO_4$, NO, NO_2, $BaCO_3$, P_2O_3, H_2S, H_3PO_4.

2. Расскажите о применении оксидов кальция и кремния.

3. К какому классу относится вещество, формула которого KOH? Ответ обоснуйте. Приведите соответствующие уравнения реакций.

4. Распределите формулы веществ, приведенных в задании 1, по классам неорганических веществ.

5. Приведите по одному примеру оксида: а) твердого; б) жидкого; в) газообразного.

6. Из каких простых веществ можно получить вещество, формула которого HCl? Запишите уравнение реакции.

7. Рассчитайте массовую долю оксида кальция CaO в оконном стекле, формула которого $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.

8. Изучите этикетку на бутылке с напитком. Входят ли в его состав кислоты? Указаны ли их названия? Как экспериментальным путем доказать наличие кислоты в составе жидкости?

9. Какой объем при н. у. занимает иодоводород HI массой 320 г? Рассчитайте число молекул в этой порции.

§ 3. Классы неорганических веществ. Оксиды. Кислоты

Оксиды

Оксиды — сложные вещества, в состав которых входят атомы двух химических элементов, один из которых кислород.

Правообладатель Народная асвета

Название оксида образуется из слова «оксид» и названия второго элемента: оксид кальция — CaO, оксид железа(III) — Fe_2O_3. Цифра в скобках означает валентность этого элемента, если он может проявлять несколько значений этой характеристики.

По составу и свойствам различают оксиды *осно́вные* и *кислотные*, которые имеют общее название — **солеобразующие оксиды**.

Различие в химических свойствах этих оксидов проявляется в их отношении к кислотам и щелочам.

Некоторые оксиды (N_2O, NO, CO) не реагируют ни с кислотами, ни со щелочами. Их называют **несолеобразующими** оксидами.

Сведения об оксидах представлены в таблице 2.

Таблица 2. **Химические свойства и получение оксидов**

Классификация	**Солеобразующие**	
	кислотные	**основные**
Примеры	CO_2, P_2O_5, SO_3	Na_2O, CaO, FeO
Химические свойства	1) Взаимодействуют со *щелочами* с образованием соли и воды: $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$ $N_2O_5 + 2KOH = 2KNO_3 + H_2O$ 2) Взаимодействуют с *водой* (кроме SiO_2), образуя соответствующие *кислоты*: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ Получили название *кислотные*, так как им соответствуют *кислоты*	1) Взаимодействуют с *кислотами* с образованием соли и воды: $BaO + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + H_2O$ $Cu_2O + 2HCl = 2CuCl + H_2O$ 2) Оксиды наиболее активных металлов (Na, K, Ca, Ba и др.) взаимодействуют с *водой*, образуя соответствующие растворимые *основания* — *щелочи*: $K_2O + H_2O = 2KOH$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ Оксиды большинства остальных металлов с водой не реагируют, но им также соответствуют *основания* (нерастворимые): $CuO \rightarrow Cu(OH)_2$ $FeO \rightarrow Fe(OH)_2$ Получили название *основные*, так как большинству оксидов металлов соответствуют *основания*

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Продолжение

Классификация	Солеобразующие	
	кислотные	основные
	3) Кислотные и основные оксиды взаимодействуют между собой с образованием солей: $Na_2O + CO_2 = Na_2CO_3$ $K_2O + SO_2 = K_2SO_3$	
Получение	1) Взаимодействие с кислородом простых веществ: $C + O_2 = CO_2$ $2Ca + O_2 = 2CaO$ 2) Взаимодействие с кислородом сложных веществ: $CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$ $2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$ 3) Разложение некоторых сложных веществ (оснований, солей, кислот): $Fe(OH)_2 = FeO + H_2O$ $CaCO_3 = CaO + CO_2$ $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$	

Кислоты

Кислоты — сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться на атомы металла, и кислотные остатки.

По составу неорганические кислоты делятся на *кислородсодержащие* (H_2SO_4, H_3PO_4, HNO_3 и др.) и *бескислородные* (HCl, H_2S и др.).

Названия кислот состоят из двух слов — прилагательного, производного от корня кислотообразующего элемента (S, P, N и т. д.), и слова «кислота»: серная кислота, азотная кислота, фосфорная кислота.

В случае бескислородных кислот к корню от названия кислотообразующего элемента добавляют окончание «водородная»: H_2S — сероводородная кислота, HCl — хлороводородная кислота.

Сведения о кислотах представлены в таблице 3.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Таблица 3. **Химические свойства и получение кислот**

Классификация	Кислородсодержащие	Бескислородные
Примеры	H_2CO_3, H_3PO_4, H_2SO_4	HCl, H_2S, HF
Химические свойства	1) Взаимодействие с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$ 2) Взаимодействие с основными оксидами: $2HCl + CuO = CuCl_2 + H_2O$ 3) Взаимодействие с основаниями, как растворимыми (щелочами), так и нерастворимыми: $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2H_2O$ $2HCl + Fe(OH)_2 = FeCl_2 + 2H_2O$ Такие реакции носят название реакций *нейтрализации* 4) Взаимодействие с солями: $H_2SO_4 + CaCl_2 = CaSO_4\downarrow + 2HCl$ $2HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + H_2CO_3$ $\rightarrow H_2O$, $\rightarrow CO_2\uparrow$ Реакции с солями возможны только в тех случаях, когда образуются нерастворимые соли или летучие кислоты 5) Изменяют окраску индикаторов (лакмуса и метилоранжа)	
Получение	1) Взаимодействие кислотных оксидов с водой: $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ 2) Вытеснение одних кислот другими из солей: $Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$ 3) Взаимодействие водорода с неметаллами (S, F_2, Cl_2, Br_2, I_2): $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ В результате образуются газообразные вещества, растворы которых в воде являются кислотами	

Вопросы и задания

1. Составьте формулы оксидов кальция, серы(VI), натрия, меди(II), углерода(IV), фосфора(V), бария и распределите эти оксиды на основные и кислотные.

2. С какими из веществ — вода, соляная кислота, оксид кальция, водород — взаимодействует оксид меди(II)? Составьте уравнения реакций, назовите продукты реакций.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

3. Составьте формулы гидроксидов (кислот или оснований), соответствующих оксидам: Li_2O, SO_2. Запишите уравнения химических реакций, характеризующих свойства оксидов и гидроксидов.

4. Запишите уравнение реакции получения оксида кремния при разложении кремниевой кислоты. Составьте уравнение реакции, доказывающей кислотный характер этого оксида.

5. Какие из перечисленных веществ относятся к кислотам: H_2CO_3, HCl, H_2O, KOH, H_2SO_4, H_3PO_4, H_2S, NaBr, HNO_3, H_2O_2? Выпишите в тетрадь сначала формулы кислородсодержащих кислот, а затем — бескислородных. Укажите названия кислот.

6. Рассчитайте химическое количество водорода, который понадобится для получения сероводорода объемом 44,8 $дм^3$ из простых веществ.

7. С какими из перечисленных веществ — SO_2, S, SO_3, Cl_2O_7, N_2O_5, CO — вода будет взаимодействовать с образованием кислот? Составьте уравнения возможных химических реакций.

8. Подберите разные кислоты для химического взаимодействия с веществами, формулы которых: Ba, CaO, K_2CO_3, Al, $Fe(OH)_3$, Mg. Составьте уравнения химических реакций, укажите их тип.

9. Хватит ли азотной кислоты HNO_3 массой 126 г на полную нейтрализацию гидроксида натрия NaOH массой 60 г?

10. Рассчитайте массу (в г) соли, которая образовалась в реакции оксида бария BaO массой 22,95 г с бромоводородной кислотой (HBr).

11. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится при полном растворении в соляной кислоте: а) алюминия массой 108 г; б) магния массой 48 кг.

§ 4. Классы неорганических веществ. Основания. Соли

Основания

Основания — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и гидроксогруппы OH.

Название основания образуется из названия металла в родительном падеже и слова «гидроксид»: $Cu(OH)_2$ — гидроксид меди(II), KOH — гидроксид калия.

В зависимости от растворимости в воде основания делятся на *растворимые* (**щелочи**) и *нерастворимые*.

Сведения об основаниях представлены в таблице 4.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Таблица 4. **Химические свойства и получение оснований**

Классификация	Растворимые в воде (щелочи)	Нерастворимые в воде
Примеры	KOH, $NaOH$, $Ca(OH)_2$	$Fe(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cu(OH)_2$
Химические свойства	1) Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации): $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$ $KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$ 2) Для большинства оснований (кроме $NaOH$ и KOH) при нагревании свойственны реакции разложения: $2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$ $Ca(OH)_2 = CaO + H_2O$	
	3) Взаимодействие с кислотными оксидами с образованием соли и воды: $2KOH + SO_3 = K_2SO_4 + H_2O$ 4) Взаимодействие с растворами солей: $2NaOH + Cu(NO_3)_2 =$ $= Cu(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$ Реакции возможны только, если будет образовываться нерастворимое основание	
Получение	1) Взаимодействие основных оксидов с водой: $Na_2O + H_2O = 2NaOH$ 2) Взаимодействие активных металлов с водой: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$	1) Взаимодействие щелочей с растворимыми солями металлов: $2KOH + FeSO_4 =$ $= Fe(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$

Соли

Соли — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

Название соли состоит из названия кислотного остатка и названия атома металла в родительном падеже: KCl — хлорид калия, Na_2CO_3 — карбонат натрия, $Fe_2(SO_4)_3$ — сульфат железа(III). Формулы кислотных остатков и названия солей приведены в таблице 5.

Правообладатель Народная асвета

Таблица 5. **Названия некоторых кислот и солей**

Кислота	Кислотный остаток	Валентность кислотного остатка	Соль
HCl — хлороводородная	Cl	I	$NaCl$ — хлорид натрия
H_2S — сероводородная	S	II	K_2S — сульфид калия
HNO_3 — азотная	NO_3	I	$Fe(NO_3)_2$ — нитрат железа(II)
H_2SO_3 — сернистая	SO_3	II	$ZnSO_3$ — сульфит цинка
H_2SO_4 — серная	SO_4	II	$Al_2(SO_4)_3$ — сульфат алюминия
H_2SiO_3 — кремниевая	SiO_3	II	$MgSiO_3$ — силикат магния
H_2CO_3 — угольная	CO_3	II	$CaCO_3$ — карбонат кальция
H_3PO_4 — фосфорная	PO_4	III	$Mg_3(PO_4)_2$ — фосфат магния

Соли делятся на *растворимые* в воде, *малорастворимые* и *нерастворимые*. Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде имеется в кабинете химии, а также приведена на втором форзаце учебника.

Сведения о солях представлены в таблице 6.

Таблица 6. **Химические свойства солей**

Классификация	Растворимые	Малорастворимые и нерастворимые
Примеры	KNO_3, $NaCl$, $CuSO_4$	$CaSO_4$, $PbCl_2$ $AgCl$, $CaCO_3$, $CaSiO_3$
Химические свойства	1) Взаимодействие с металлами: $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$ Такие реакции возможны, если металл более активен, чем металл, входящий в состав соли 2) Взаимодействие со щелочами: $Na_2CO_3 + Ba(OH)_2 = BaCO_3\downarrow + 2NaOH$ 3) Взаимодействие с другими растворимыми солями: $CaCl_2 + K_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2KCl$ Условием протекания таких реакций является образование *осадка*	

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Продолжение

Классификация	Растворимые	Малорастворимые и нерастворимые
	4) Взаимодействие с кислотами: $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3$ $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$ Условием протекания таких реакций является образование *осадка, летучего газообразного вещества* либо *воды*. 5) Термическое разложение солей. Некоторые соли при нагревании разлагаются на основный и кислотный оксиды или другие вещества: $BaCO_3 = BaO + CO_2\uparrow$ $2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2\uparrow$ $Hg(NO_3)_2 = Hg + 2NO_2 + O_2\uparrow$	

Получение солей возможно из простых веществ металлов и неметаллов, основных и кислотных оксидов, кислот, оснований, других солей. Например, взаимодействие:

а) металлов с неметаллами:

$$Zn + Cl_2 = ZnCl_2;$$

б) металлов с кислотами:

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow;$$

в) основных оксидов с кислотами:

$$CaO + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O;$$

г) кислотных оксидов со щелочами:

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O;$$

д) кислот с основаниями:

$$HI + NaOH = NaI + H_2O;$$

е) кислотных оксидов с основными оксидами:

$$CO_2 + CaO = CaCO_3;$$

ж) солей с солями:

$$KBr + AgNO_3 = KNO_3 + AgBr\downarrow.$$

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Составьте формулы веществ по их названиям: сульфид алюминия, нитрат железа(III), сульфит калия, сульфат железа(II), гидроксид меди(II), гидроксид кальция, оксид углерода(II), силикат кальция, оксид меди(II), карбонат натрия, сульфат кальция. Распределите указанные вещества по группам:

а) растворимые;
б) малорастворимые;
в) нерастворимые.

2. Укажите отличие по составу гидроксида натрия от гидроксида меди(II).

3. В уравнения химических реакций получения нерастворимых оснований допишите пропущенные формулы:

$$ZnCl_2 + \ldots = Zn(OH)_2 + \ldots$$

$$\ldots + KOH = Mg(OH)_2 + \ldots$$

$$CrCl_3 + NaOH = \ldots + \ldots$$

4. С какими из веществ — CO_2, HCl, $Ca(OH)_2$, Fe, MgO, $CuSO_4$ — может взаимодействовать гидроксид бария? Составьте уравнения возможных реакций.

5. Составьте уравнения реакций трех известных вам способов получения:

а) сульфата алюминия;
б) нитрата железа(III).

6. Запишите уравнения реакций, иллюстрирующие следующие превращения:

а) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3$;
б) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

7. Определите химические количества и массы гидроксида алюминия и серной кислоты, необходимых для получения соли сульфата алюминия массой 68,4 г.

8. При разложении карбоната кальция массой 20 г масса твердого остатка составила 11,2 г. Чему равны масса и объем (н. у.) выделившегося газа?

9. С какими веществами будет реагировать водный раствор соли сульфата цинка $ZnSO_4$: $BaCl_2$, $Fe(OH)_2$, KOH, SO_2? Составьте уравнения возможных реакций.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

10. Определите объем (н. у.) углекислого газа, выделяющегося в результате взаимодействия карбоната кальция массой 500 г с соляной кислотой.

11*. При действии соляной кислоты на смесь алюминия и меди массой 20 г выделился водород объемом (н. у.) 3,36 $дм^3$. Вычислите массовую долю каждого металла в смеси.

12. Определите массу азотной кислоты, которая потребуется для реакции с: а) NaOH массой 10 г; б) KOH массой 20 г. К какому типу относятся эти реакции?

13. Определите химические количества нитрата серебра $AgNO_3$ и серной кислоты, которые потребуются для получения Ag_2SO_4 массой 287 г. Как называется полученное вещество?

14. Рассчитайте массовую долю кальция в карбонате кальция $CaCO_3$.

15*. В каком случае получается больше водорода: при действии разбавленной серной кислоты на цинк массой 30 г или железо массой 20 г? Ответ подтвердите расчетами.

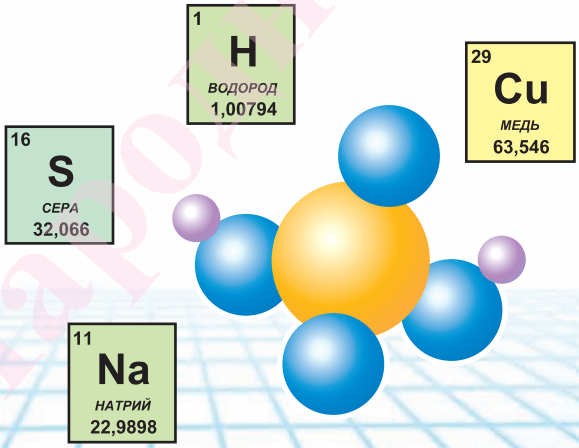
Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Глава 1

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Вы познакомитесь с систематизацией химических элементов; узнаете историю создания важнейшего закона природы — периодического закона Д. И. Менделеева; научитесь пользоваться периодической системой химических элементов.



Народная асвета
Правообладатель Народная асвета

§ 5. Систематизация химических элементов

В настоящее время известно 118 химических элементов, но еще 250 лет назад, во времена М. В. Ломоносова, ученые знали лишь чуть более десятка элементов. Это девять элементов древности (рис. 8) (сюда входили металлы:

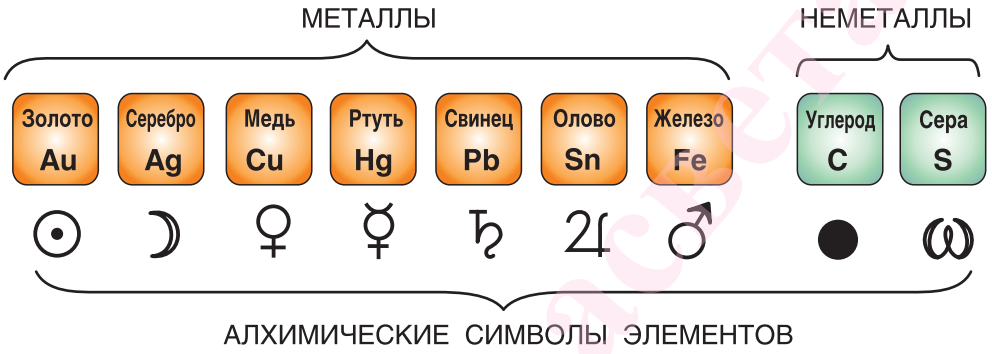


Рис. 8. Химические элементы древности

золото Au, серебро Ag, ртуть Hg, олово Sn, свинец Pb, медь Cu, железо Fe и два неметалла: сера S и углерод C) и еще пять элементов, которые были открыты во времена алхимиков (цинк Zn, мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi и фосфор P) (рис. 9).

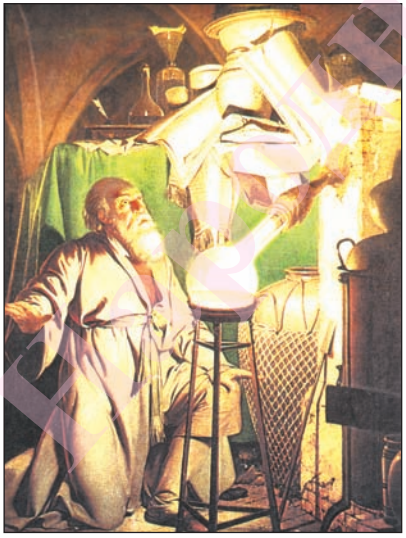


Рис. 9. Открытие фосфора алхимиком Брандтом в 1669 г.

За следующие 100 лет в эпоху бурного развития химии было открыто почти 50 новых элементов. Возникла необходимость в их **систематизации**, т. е. приведении в определенный порядок, систему. Слово «система» в переводе с греческого языка означает «целое, составленное из частей». При этом между частями должна существовать определенная взаимосвязь.

Классификация химических элементов

Одной из первых попыток систематизации химических элементов была их **классификация**, т. е. распределение по классам на основе общих свойств и признаков. Еще в конце XVIII в. элементы стали делить на две

Правообладатель Народная асвета

группы — *металлы* и *неметаллы*. Такая классификация была основана на различии свойств простых веществ.

Вспомним общие свойства простых веществ металлов и неметаллов. **Металлы** хорошо проводят электрический ток и теплоту, имеют характерный металлический блеск. Многие из них пластичны, т. е. легко расплющиваются, вытягиваются, поддаются обработке, особенно в нагретом состоянии. Все металлы (кроме ртути) — твердые кристаллические вещества.

Неметаллы, как правило, плохие проводники тока, не обладают блеском и пластичностью. При обычных условиях простые вещества неметаллы могут быть твердыми (сера, фосфор), жидкими (бром), газообразными (кислород, азот).

Эти две группы простых веществ существенно различаются и по химическим свойствам.

Металлы взаимодействуют с кислородом и другими неметаллами, кислотами, солями, но газообразных соединений не образуют.

Неметаллы образуют с водородом летучие соединения; взаимодействуют с кислородом, часто с образованием газообразных оксидов. С разбавленными кислотами большинство из них не реагируют.

Оксиды и гидроксиды типичных металлов обладают *осно́вными* свойствами:

$$\underset{\text{металл}}{Ca} \xrightarrow{+O_2} \underset{\text{основный оксид}}{CaO} \xrightarrow{+H_2O} \underset{\text{основание}}{Ca(OH)_2} \xrightarrow{+HCl} \underset{\text{соль}}{CaCl_2}.$$

Как доказать, что оксид, соответствующий металлу, является основным и его гидроксид проявляет свойства оснований?

Поместим в пробирку небольшое количество оксида кальция. Добавим к нему воды объемом 2 см^3 и хорошо встряхнем. Внесем в полученный раствор 2—3 капли раствора фенолфталеина и по появлению окраски отметим наличие щелочи в растворе. Добавив 2 капли раствора соляной кислоты, отметим изменение окраски.

Составьте уравнения реакций получения гидроксида кальция и его взаимодействия с соляной кислотой, сделайте вывод о кислотно-основных свойствах соединений кальция.

Не все основные оксиды взаимодействуют с водой, однако каждому из них соответствует гидроксид, проявляющий свойства основания. Так, оксид FeO не реагирует с водой, но ему соответствует основание $Fe(OH)_2$. И оксид, и основание реагируют с кислотами:

$$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O;$$

$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O.$$

Правообладатель Народная асвета

Кислородные соединения неметаллов обычно являются кислотными оксидами, а их гидроксиды — кислотами:

$$P \xrightarrow{+O_2} P_2O_5 \xrightarrow{+H_2O} H_3PO_4;$$

$$\underset{\text{неметалл}}{C} \xrightarrow{+O_2} \underset{\text{кислотный оксид}}{CO_2} \xrightarrow{+H_2O} \underset{\text{кислота}}{H_2CO_3}.$$

Доказательством *кислотных* свойств этих соединений неметаллов является их способность вступать в реакции со щелочами с образованием соли и воды:

$$CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O;$$
$$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O.$$

Кислотные свойства гидроксидов неметаллов легко доказать с помощью индикаторов (*лакмуса, метилоранжа* или *универсального индикатора*) по характерной красной окраске.

Однако еще в XIX в. выяснилось, что оксиды и гидроксиды некоторых элементов могут проявлять как кислотные, так и основные свойства. Например, простые вещества таких элементов, как цинк Zn и алюминий Al, по своим физическим свойствам являются металлами, но их гидроксиды $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$ проявляют свойства как оснований, так и кислот, т. е. являются **амфотерными** соединениями. Слово «амфотерные» происходит от древнегреческого «амфи» — *двойственный*. Так, например, осадок гидроксида алюминия, взаимодействуя с кислотой, растворяется, т. е. ведет себя как основание. В то же время этот гидроксид может реагировать и со щелочью, проявляя свойство кислоты (рис. 10).

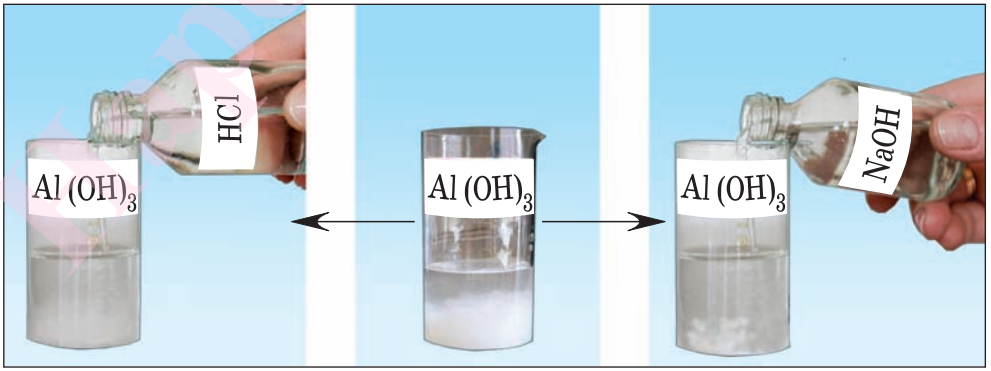


Рис. 10. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

Правообладатель Народная асвета

Получим гидроксид цинка и исследуем его свойства.

Лабораторный опыт 1

Получение гидроксида цинка и изучение его свойств

1. *Получение гидроксида цинка.* К раствору соли цинка ($ZnCl_2$, $ZnSO_4$, $Zn(NO_3)_2$) объемом 1 см^3 прилейте примерно такой же объем раствора гидроксида натрия до получения белого осадка гидроксида цинка. Составьте уравнение реакции.
2. *Изучение амфотерных свойств гидроксида цинка.* Разделите полученный осадок гидроксида цинка на две пробирки.
   а) *Взаимодействие с кислотой.* К первой части осадка добавьте по каплям соляную кислоту, встряхивая пробирку для более полного растворения осадка. В данной реакции гидроксид цинка проявляет *свойства основания*. Составьте уравнение реакции.
   б) *Взаимодействие со щелочью.* Ко второй части осадка добавьте раствор гидроксида натрия и тщательно перемешайте. В щелочи осадок растворится, и образуется растворимая соль, состав которой упрощенно можно выразить формулой Na_2ZnO_2:

$$Zn(OH)_2 \text{ или } \underset{\text{кислота}}{H_2ZnO_2} + \underset{\text{основание}}{2NaOH} = \underset{\text{соль}}{Na_2ZnO_2} + 2H_2O.$$

Следовательно, гидроксид цинка здесь проявляет *кислотные свойства*.

Проделав реакции гидроксида цинка с кислотой и щелочью, мы можем сделать вывод, что это соединение проявляет **амфотерные свойства**.

Таким образом, классификация элементов на металлы и неметаллы, а их оксидов и гидроксидов — на кислотные и основные не является однозначной.

Простейшая классификация элементов — деление их на металлы и неметаллы.

Простые вещества металлы и неметаллы отличаются друг от друга физическими и химическими свойствами.

Оксиды и гидроксиды элементов могут обладать основными, кислотными или амфотерными свойствами.

Вопросы и задания

1. Назовите основные признаки, по которым химические элементы объединяются в группы металлов и неметаллов. Почему такая классификация является неточной?

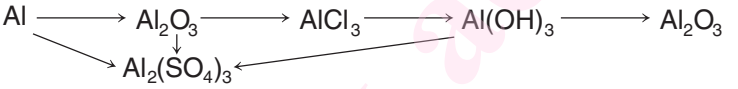
Правообладатель Народная асвета

2. О каких простых веществах (металлах или неметаллах) идет речь в утверждениях: а) газообразный, без цвета, образует летучее (газообразное) водородное соединение; б) твердое, без блеска; оксид, растворяясь в воде, образует кислоту; в) твердое, имеет характерный блеск, проводит электрический ток?

3. Вставьте пропущенные слова в характеристику оксида натрия: белое твердое вещество, в воде растворяется с образованием …, с кислотами образует … и воду, проявляет … свойства.

4. Охарактеризуйте оксид серы(VI), вставляя пропущенные слова в его характеристику: поглощает влагу из воздуха, хорошо растворяется в воде с образованием …, со щелочами образует … и …, с соляной кислотой … реагирует. Обладает … свойствами.

5. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. На сколько увеличится масса сосуда, если находящийся в нем гидроксид натрия поглотит углекислый газ, объем (н. у.) которого 11,2 дм^3?

7. Рассчитайте химическое количество воды, необходимой для реакции с оксидом фосфора(V) массой 1,42 г, если при этом образуется фосфорная кислота.

8. В колбе находится раствор, содержащий сульфат цинка химическим количеством 0,2 моль. Определите химическое количество и массу гидроксида калия, необходимого для получения амфотерного гидроксида цинка.

9. Гидроксиды $Be(OH)_2$ и $Al(OH)_3$ проявляют амфотерные свойства. Запишите формулы этих соединений в виде кислот.

§ 6. Естественные семейства элементов

После того как выяснилось, что классификация на металлы и неметаллы не является полной, ученые стали выделять из этих двух больших классов элементы, особенно близкие по свойствам их простых веществ. Такие группы элементов назвали **естественными семействами**.

Щелочные металлы

Прежде всего в одно семейство были объединены элементы, простые вещества которых обладают наиболее ярко выраженными металлическими свойствами: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs. Их назвали **щелоч-**

Правообладатель Народная асвета

ными металлами, так как они энергично взаимодействуют с водой с образованием **щелочей** (рис. 11):

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow.$$

Энергично реагируют щелочные металлы также с кислородом, хлором, серой и другими неметаллами.

Весьма близки по свойствам и их соединения: *оксиды*, которые все проявляют основные свойства — реагируют с водой и кислотами:

$$Li_2O + H_2O = 2LiOH;$$

$$Na_2O + 2HCl = 2NaCl + H_2O,$$

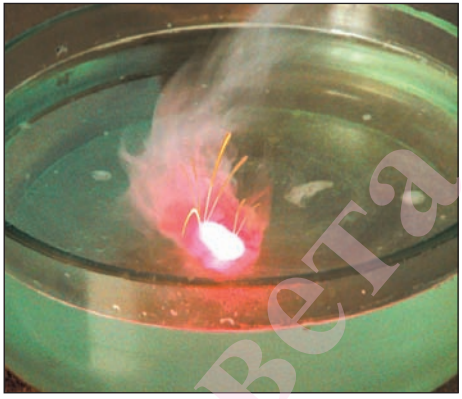


Рис. 11. Взаимодействие калия с водой

и *гидроксиды*, являющиеся щелочами. (Вспомните, как это можно доказать.)

В таблице 7 приведены некоторые физические свойства простых веществ этих элементов и формулы их типичных соединений.

Таблица 7. **Физические свойства щелочных металлов и их соединения**

Название химического элемента	Символ	Относительная атомная масса	Простые вещества				Формулы соединений		
			Формула	Агрегатное состояние	Температура плавления, °C	Плотность, г/см^3	Оксид	Основание	Соль (хлорид)
Литий	Li	7	Li	Твердое вещество	181	0,53	Li_2O	LiOH	LiCl
Натрий	Na	23	Na	Твердое вещество	98	0,97	Na_2O	NaOH	NaCl
Калий	K	39	K	Твердое вещество	64	0,86	K_2O	KOH	KCl
Рубидий	Rb	85,5	Rb	Твердое вещество	39	1,53	Rb_2O	RbOH	RbCl
Цезий	Cs	133	Cs	Твердое вещество	29	1,87	Cs_2O	CsOH	CsCl

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

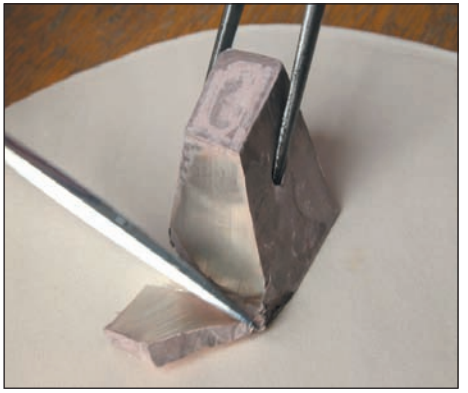


Рис. 12. Разрезание натрия ножом

Щелочные металлы — мягкие (они легко режутся ножом) (рис. 12), легкие, пластичные, легкоплавкие, хорошо проводят электрический ток, обладают металлическим блеском.

Соединения щелочных металлов (оксиды, гидроксиды и др.) имеют сходный состав и проявляют *подобные* свойства.

Таким образом, можно сделать вывод о сходстве щелочных металлов на основе сходства физических и химических свойств их простых веществ и однотипных соединений.

Галогены

Естественным семейством элементов, у простых веществ которых наиболее ярко проявляются неметаллические свойства, является группа **галогенов** (фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I). Молекулы простых веществ галогенов двухатомны: F_2, Cl_2, Br_2, I_2.

Простые вещества этих элементов активно реагируют с металлами с образованием солей:

$$Mg + Cl_2 = MgCl_2.$$

Отсюда и название этого семейства «галогены», что в переводе с греческого языка означает «рождающие соли».

Еще одно характерное химическое свойство галогенов — взаимодействие с водородом. При этом образуются газообразные вещества, которые называются **галогеноводороды**:

$$H_2 + F_2 = 2HF;$$

$$H_2 + Cl_2 \overset{h\nu}{=} 2HCl;$$

$$H_2 + Br_2 \overset{t}{=} 2HBr;$$

$$H_2 + I_2 \overset{t}{=} 2HI.$$

Водные растворы галогеноводородов — кислоты. Окраска простых веществ галогенов показана на рисунке 13, а физические свойства и формулы их типичных соединений приведены в таблице 8.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

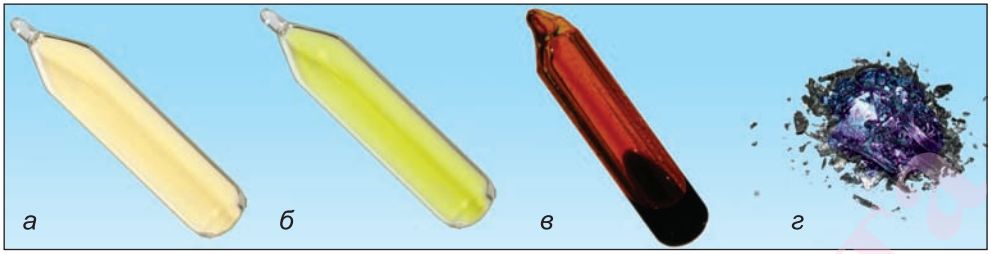


Рис. 13. Окраска галогенов: *а* — фтор; *б* — хлор; *в* — бром; *г* — иод

Таблица 8. **Физические свойства галогенов и их соединения**

Название химического элемента	Символ	Относительная атомная масса	Простые вещества				Формулы соединений	
			Формула	Агрегатное состояние	Цвет	Температура кипения, °C	Кислота	Соль
Фтор	F	19	F_2	Газ	Желтоватый	−188	HF	CaF_2
Хлор	Cl	35,5	Cl_2	Газ	Желто-зеленый	−34	HCl	NaCl
Бром	Br	80	Br_2	Жидкость	Коричнево-бурый	59	HBr	$MgBr_2$
Иод	I	127	I_2	Твердое вещество	Темно-фиолетовый	184	HI	KI

Щелочные металлы и галогены обладают во многом противоположными свойствами. Щелочные металлы являются **типичными металлами**, а галогены — **типичными неметаллами**.

Известны и другие естественные семейства химических элементов с близкими свойствами. Например, в конце XIX в. была открыта группа элементов, простые вещества которых получили название *благородные газы*: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe. Они отличаются исключительной инертностью и не образуют соединений ни с металлами, ни с водородом.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Дмитрий Иванович Менделеев

(1834—1907)

Русский химик, педагог, который прославился открытием периодического закона и созданием периодической системы химических элементов. Заложил основы теории растворов. Автор крупнейших исследований в области промышленной химии и метрологии.

Таким образом, каждый элемент можно отнести к тому или иному естественному семейству. *Простые вещества и однотипные соединения элементов одного семейства проявляют подобные свойства.*

Однако обнаружение естественных семейств элементов еще не решало главной проблемы систематизации элементов — *нахождения взаимосвязи между ними*. Эту задачу сумел решить великий русский ученый Дмитрий Иванович Менделеев.

Группы химических элементов, простые вещества и однотипные соединения которых обладают близкими свойствами, составляют семейства сходных элементов, или естественные семейства элементов.

Группа щелочных металлов составляет естественное семейство типичных металлов.

Группа галогенов составляет естественное семейство типичных неметаллов.

Вопросы и задания

1. На примере группы щелочных металлов и группы галогенов устно опишите свойства: а) типичных металлов; б) типичных неметаллов.

2. Пользуясь таблицей 7, сравните физические свойства щелочных металлов и выявите закономерности изменения свойств этих веществ с увеличением относительной атомной массы элементов. Сделайте то же самое и для галогенов (табл. 8).

3. Определите массовые доли кальция и брома в соединении $CaBr_2$.

4. Вам известны названия солей соляной кислоты. Назовите по аналогии соли других галогеноводородных кислот: CaF_2, AlI_3, $MgBr_2$, KF, $FeBr_3$. Составьте уравнения возможных реакций получения этих солей.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

5. Укажите основные отличия в свойствах простых веществ лития и фтора, натрия и хлора.

6. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow LiCl.$$

7. Составьте уравнения реакций к следующей схеме превращений:

$$\begin{tikzcd} FeBr_3 \arrow[r] & Fe(OH)_3 \arrow[r] \arrow[dr] & Fe_2O_3 \arrow[d] \\ & & Fe_2(SO_4)_3 \end{tikzcd}$$

и назовите все указанные соединения.

8. При взаимодействии натрия с водой выделился газ объемом (н. у.) 44,8 дм^3 . Рассчитайте массу натрия, вступившего в реакцию.

9*. Дана схема превращений:

$$R \rightarrow RO \rightarrow R(OH)_2 \rightarrow RCl_2.$$

Установите название неизвестного элемента R, если известно, что масса его соли RCl_2 химическим количеством 0,5 моль равна 104 г. Составьте уравнения всех химических реакций.

§ 7. Периодический закон Д. И. Менделеева

В качестве основы для систематизации химических элементов Д. И. Менделеев выбрал главную количественную характеристику элемента — его *атомную массу*. Так делали и многие ученые до него — А. Шанкуртуа во Франции, Д. Ньюлендс в Англии, Л. Мейер в Германии. Но, в отличие от своих предшественников, Менделеев придавал большое значение и химическим свойствам простых веществ и соединений элементов. Главную свою задачу он видел в установлении естественной связи между элементами, т. е. такой закономерности, которая объединяла бы все элементы в единую систему.

Установить подобную закономерность оказалось непросто, так как в то время было известно только 63 химических элемента, да и атомные массы большинства из них были определены неточно. Расположив элементы в порядке возрастания их относительных атомных масс, Д. И. Менделеев установил, что через определенное число элементов наблюдается появление сходных элементов. Так, через семь элементов (благородные газы тогда еще не были открыты), если начинать с лития Li, появляется снова щелочной металл натрий Na. А еще через семь элементов — следующий щелочной металл — калий K.

Правообладатель Народная асвета

Точно такую же повторяемость свойств он обнаружил и у галогенов. Через семь элементов после фтора F идет галоген хлор Cl.

Литий и натрий — типичные металлы, а хлор и фтор — неметаллы. А как изменяются свойства элементов и их соединений в промежутке между ними? Запишем символы всех элементов между литием и фтором, а также между натрием и хлором в порядке возрастания их относительных атомных масс. Эту характеристику элемента запишем внизу под его символом. Там же укажем формулу *высшего оксида* (т. е. оксида, в котором валентность элемента максимальна) и соответствующего ему *гидроксида*. Гидроксиды берилия Be и алюминия Al являются амфотерными соединениями, поэтому записаны и в форме кислот, и в форме оснований. Для элементов, имеющих *летучие* (газообразные) *соединения с водородом*, также приведем формулы этих веществ, (табл. 9).

Добавим в таблицу два элемента (в соответствии с их атомными массами), открытые позже, — неон Ne после фтора, аргон Ar после хлора. Как мы уже знаем, это неметаллы, у которых простые вещества химически мало активны.

Рассматривая свойства простых веществ, а также состав и свойства соединений химических элементов в рядах от Li до Ne и от Na до Ar, можно сделать следующие выводы.

1. В каждом ряду наблюдается сходство в изменении свойств простых веществ с возрастанием относительных атомных масс их элементов: происходит *последовательное ослабление* металлических свойств и *усиление* неметаллических свойств.

2. Возрастает высшая валентность элементов в оксидах от I до VII. (У неона и аргона кислородные соединения отсутствуют.)

3. Валентность атомов неметаллов в летучих водородных соединениях убывает от IV до I.

4. Свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов (оснований или кислот) изменяются от осно́вных к кислотным.

Во втором ряду от Na до Ar наблюдается повторяемость свойств элементов предыдущего ряда: каждый нижестоящий элемент подобен по свойствам вышестоящему. После аргона в последовательном ряду элементов вновь появляется щелочной металл калий, и снова наблюдается постепенное изменение свойств от металлических к неметаллическим.

Таким образом, в последовательном ряду химических элементов их свойства регулярно **повторяются** по мере *непрерывного* увеличения относительной атомной массы, т. е. изменяются **периодически**.

Правообладатель Народная асвета

Таблица 9. **Изменение свойств химических элементов и их соединений**

Химический знак элемента		**Li**	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**	**Ne**
Относительная атомная масса		7	9	11	12	14	16	19	20
Высший оксид		Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—
Гидроксиды	**Основание**	LiOH	$Be(OH)_2$				—	—	—
	Кислота		H_2BeO_2	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3			
Летучее водородное соединение		—	—	—	CH_4	NH_3	H_2O	HF	—
Элемент		**Na**	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**	**Ar**
Относительная атомная масса		23	24	27	28	31	32	35,5	40
Высший оксид		Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—
Гидроксиды	**Основание**	NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$					—
	Кислота			H_3AlO_3	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$	
Летучее водородное соединение		—	—	—	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—
Общая формула высшего оксида		**R_2O**	**RO**	**R_2O_3**	**RO_2**	**R_2O_5**	**RO_3**	**R_2O_7**	—
Общая формула соединения с водородом		—	—	—	**RH_4**	**RH_3**	**RH_2**	**RH**	—

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Эту закономерность Д. И. Менделеев сформулировал в виде **периодического закона**, открытого им в 1869 г.

Свойства простых тел (простых веществ), а также состав и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины их относительных атомных масс.

Периодический закон является одним из важнейших законов природы. Он позволяет обобщать и систематизировать сведения о химических элементах и их соединениях, находить общие закономерности в их составе, строении и свойствах.

Вопросы и задания

1. Какие характеристики химических элементов взял Д. И. Менделеев за основу своей систематизации?

2. Почему открытый Менделеевым закон носит название «периодического»? Каков смысл этого названия?

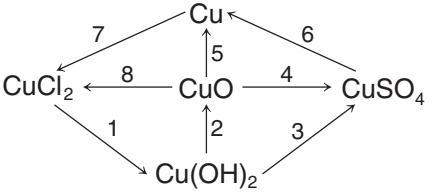
3. Химический элемент цезий Cs сходен с элементом натрием Na, а селен Se — с серой S. Напишите формулы оксидов, гидроксидов и солей, в состав которых входят эти элементы.

4. Какой оксид, по вашему мнению, обладает более выраженными кислотными свойствами: SiO_2 или P_2O_5? Почему?

5. Составьте уравнения реакций полной нейтрализации между кислотами H_2SO_4, H_3PO_4 и основаниями NaOH, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$. Назовите все образующиеся соединения.

6. При сплавлении оксида алюминия с оксидом калия образуется соль, формула которой $KAlO_2$. Составьте уравнение реакции и рассчитайте массу образовавшейся соли, если химическое количество прореагировавшего оксида алюминия равно: а) 0,2 моль; б) 0,5 моль.

7. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения согласно приведенной схеме:



8. В руде массой 200 г находится минерал плавиковый шпат CaF_2 — сырье для получения фтора. Массовая доля CaF_2 в руде равна 78 %. Вычислите массу фтора, содержащегося в этом образце.

Правообладатель Народная асвета

§ 8. Периодическая система химических элементов

Опираясь на периодический закон, Д. И. Менделеев построил естественную классификацию химических элементов — **периодическую систему химических элементов**. Ее графическим изображением является *таблица*, которая так и называется — *периодическая система химических элементов* (рис. 14).

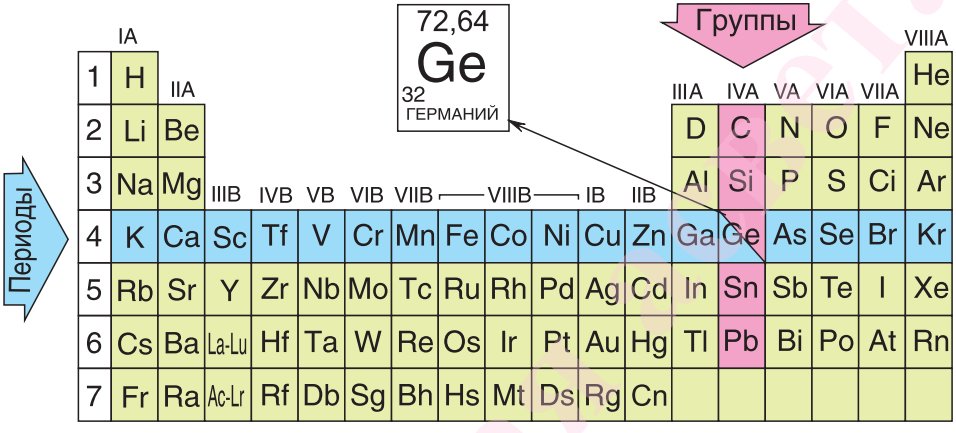


Рис. 14. Схема периодической системы химических элементов

Формы таблицы различны (их известно более 700). В настоящее время наиболее широко используется таблица, представленная на первом форзаце учебника. Она признана Международным союзом химиков в качестве официальной.

Каждый химический элемент в таблице занимает одну клетку, в которой указаны *химический знак* элемента, его *название*, значение *относительной атомной массы* и его *атомный номер*, который также часто называют *порядковым*. Горизонтальные ряды элементов называются **периодами**, а вертикальные столбцы — **группами**. Это основные структурные единицы периодической системы.

Следовательно, *каждый химический элемент имеет свой атомный номер, находится в определенном периоде и определенной группе.*

Периоды

Период — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания их относительных атомных масс, начинающийся щелочным металлом (или водородом) и заканчивающийся благородным газом.

Правообладатель Народная асвета

Всего в таблице семь периодов. Их номера указаны цифрами, стоящими слева. Каждый период содержит определенное число химических элементов.

1-й период — 2 элемента **2-й период — 8 элементов** **3-й период — 8 элементов**	**Малые периоды**
4-й период — 18 элементов **5-й период — 18 элементов** **6-й период — 32 элемента** **7-й период — 32 элемента**	**Большие периоды**

Первые три периода называются **малыми** периодами. Самый первый период состоит только из двух химических элементов — водорода H и гелия He, причем водород не относится к щелочным металлам. Остальные четыре периода называются **большими**. В них так же, как и во втором и третьем, наблюдается постепенное *ослабление металлических* и *усиление неметаллических* свойств атомов и простых веществ элементов, только переход идет от щелочного металла к благородному газу через большее число элементов, более плавно.

Группы

Группа — вертикальный столбец химических элементов в периодической системе, атомы которых обладают сходными свойствами.

Всего в таблице восемнадцать групп, пронумерованных арабскими цифрами. Кроме того, группы имеют традиционную нумерацию римскими цифрами, сохранившуюся со времен Д. И. Менделеева, — от I до VIII с добавлением латинских букв A или B.

Группы A часто называют **главными**. Они включают все элементы первых трех (малых) периодов, а также нижестоящие элементы больших периодов. В этих группах находятся как *металлы*, так и *неметаллы*. Граница между этими двумя типами элементов обычно выделяется жирной линией. Эта граница достаточно условна, так как некоторые элементы, находящиеся возле нее, могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства.

Некоторые главные группы имеют свои собственные названия. Так, например, IA-группа — это группа *щелочных металлов* + *водород* H, IIA-группа — группа *щелочноземельных металлов* + *бериллий* Be *и магний* Mg, VIIA-группа — группа *галогенов*, VIIIA-группа — группа *благородных газов* и т. д.

Между I—IIA- и III—VIIIA-группами располагаются *переходные* элементы групп B. Группы B иногда называют **побочными**. В них находятся только элементы больших периодов, и они все являются *металлами*.

Правообладатель Народная асвета

Эти группы также имеют собственные названия, обычно связанные с названием первого элемента в группе.

В каждой группе находятся элементы со сходными химическими свойствами их атомов. Номер группы (римскими цифрами) указывает, как правило, *высшую*, т. е. максимальную, валентность элементов в соединениях с кислородом (табл. 10).

Таблица 10. **Максимальные валентности и формулы высших оксидов элементов А- и В-групп**

Номер группы (А и В)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Максимальная валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Общая формула высшего оксида	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Пример	K_2O	BaO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	XeO_4

Атомы некоторых элементов проявляют и другие значения высшей валентности (Cu, Au) или просто не имеют кислородных соединений (He, Ne, Ar).

Причину периодичности в изменении свойств химических элементов можно объяснить только на основе знаний о строении атомов. Это хорошо понимал и сам Д. И. Менделеев, предполагая, что атомы являются сложными образованиями, а познание их структуры позволит обосновать открытую им периодическую систему химических элементов.

Графическим изображением периодического закона является таблица периодической системы элементов.

Каждый химический элемент имеет свой атомный номер, находится в определенном периоде и в определенной группе таблицы.

Период — горизонтальный ряд химических элементов, начинающийся щелочным металлом (или водородом) и заканчивающийся благородным газом.

Группа — вертикальный столбец химических элементов со сходными свойствами их атомов.

Вопросы и задания

1. Как назвал Д. И. Менделеев естественную классификацию химических элементов?

Правообладатель Народная асвета

2. Назовите основные структурные единицы периодической системы элементов.

3. Что такое период? Что общего у больших и малых периодов и чем они различаются? Какие свойства химических элементов закономерно изменяются в периоде?

4. Дайте определение понятия «группа». Укажите различия между группами A и B.

5. Простое вещество какого химического элемента из каждой пары имеет более ярко выраженные металлические свойства: а) K или Ca; б) Mg или Al; в) Cs или Pb?

6. Простое вещество какого химического элемента из каждой пары имеет более ярко выраженные неметаллические свойства: а) S или Cl; б) C или N; в) Se или Br?

7. Разделите указанные элементы на металлы и неметаллы, укажите их положение в периодической системе (группа, период, атомный номер): кислород, натрий, серебро, неон, ртуть, бром, золото, ксенон, хром.

8. Заполните таблицу в тетради.

Символ элемента	Атомный номер	Относительная атомная масса	Номер и тип группы	Номер периода	Формула высшего оксида	Формула гидроксида
Ca						
	13					
		79				
			VA	2		
						KOH
					As_2O_5	

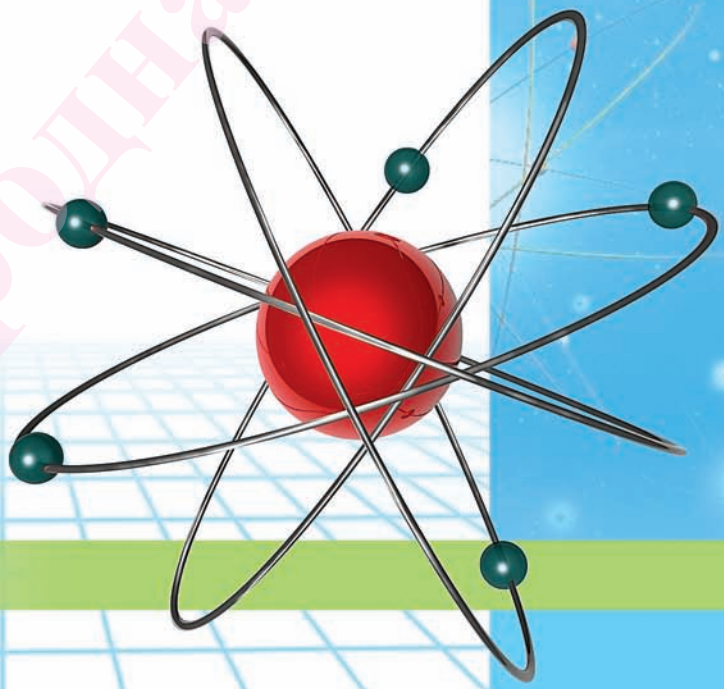
Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Глава 2

Строение атома и периодичность свойств атомов химических элементов и их соединений

Вы познакомитесь со строением атома, состоянием электронов в атоме; узнаете, как охарактеризовать химический элемент по строению его атома и положению в периодической системе химических элементов.



Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

§ 9. Строение атома

В середине XIX в. атом считался элементарной, т. е. неделимой, частицей. Но уже к концу этого века появились неоспоримые доказательства сложности строения атома.

Прямым доказательством сложности строения атома явилось и открытие самопроизвольного распада атомов некоторых элементов с испусканием невидимых глазу лучей. Это явление, открытое в 1896 г. французским ученым Анри Беккерелем, получило название **радиоактивности**. В 1897 г. английский физик Дж. Дж. Томсон установил существование в атоме **электронов** — отрицательно заряженных частиц.

Эти открытия свидетельствовали о том, что атом имеет сложное строение.

Ядерная модель строения атома

На основе своих знаменитых опытов по рассеянию α-лучей (они рассматриваются в школьном курсе физики) английский ученый Эрнест Резерфорд в 1911 г. предложил схему строения атома, получившую название *ядерной (планетарной) модели атома*.

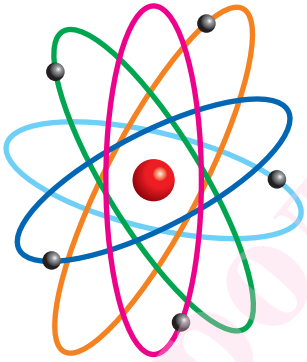


Рис. 15. Ядерная модель атома по Резерфорду

Согласно этой модели, атом состоит из **положительно заряженного ядра** и **движущихся вокруг него электронов**. Почти вся масса атома (более 99,96 %) сосредоточена в его ядре, диаметр которого приблизительно в 100 000 раз меньше диаметра всего атома.

На рисунке 15 показана модель атома по Резерфорду. Конечно, относительные размеры всего атома и его ядра даны не в соответствующем масштабе. Даже если изобразить размеры ядра атома водорода точкой всего в 1 мм, то границы атома должны были бы находиться на расстоянии 50 м.

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете одно определение атома *как мельчайшей, химически неделимой частицы*. Теперь можно дать еще одно, *физическое*, определение этого понятия.

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Позже было установлено, что ядро атома также имеет сложное строение. Оно состоит из частиц двух типов: **протонов** и **нейтронов**.

Правообладатель Народная асвета

Протон и нейтрон имеют практически *одинаковую массу*, равную примерно 1 u, т. е. одной атомной единице массы. Протон (его символ **p**) имеет относительный заряд 1+, а нейтрон (символ **n**) электронейтрален.

Относительный заряд электрона (его символическое обозначение $\mathbf{e}^-$) равен 1–, а масса примерно в 1840 раз меньше массы протона, т. е. равна $\frac{1}{1840}$ u.

В таблице 11 приводятся основные характеристики частиц, входящих в состав атома.

Таблица 11. **Основные характеристики частиц, входящих в состав атома**

Частица	Символ	Относительная атомная масса	Относительный заряд
Протон	p	1,007 ≈ 1	1+
Нейтрон	n	1,009 ≈ 1	0
Электрон	e^-	$\frac{1}{1840}$	1–

Физический смысл атомного номера

В 1913—1916 гг. рядом теоретических и экспериментальных исследований было установлено, что **атомный** (порядковый) **номер элемента в периодической системе равен заряду ядра его атомов**. Именно в этом заключается *физический смысл* атомного номера элемента.

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

Атомный номер элемента	=	**Заряд ядра атома**	=	**Число протонов в ядре**	=	**Число электронов в атоме**

Например, атомный номер водорода равен 1. Следовательно, заряд ядра его атома равен 1+ (т. е. ядро содержит только один протон), а вокруг ядра вращается один электрон с зарядом 1–.

Атомный номер следующего элемента гелия He равен 2. Это означает, что заряд ядра его атома равен 2+, а общее число электронов в атоме также равно двум (рис. 16).

Увеличение атомного номера элемента связано с возрастанием числа протонов в ядре, т. е. с увеличением положительного заряда ядра.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Таким образом, можно заключить, что **заряд ядра является главной характеристикой элемента**, определяя его положение в периодической системе, а следовательно, все свойства этого элемента и его соединений.

Поэтому современная формулировка периодического закона звучит так.

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

Периодический закон дал импульс к изучению внутреннего строения веществ, в том числе и строения атома. В свою очередь, теория строения атома способствовала пониманию сущности периодического закона и периодической системы химических элементов, наполнила их современным содержанием и определила пути дальнейшего развития.

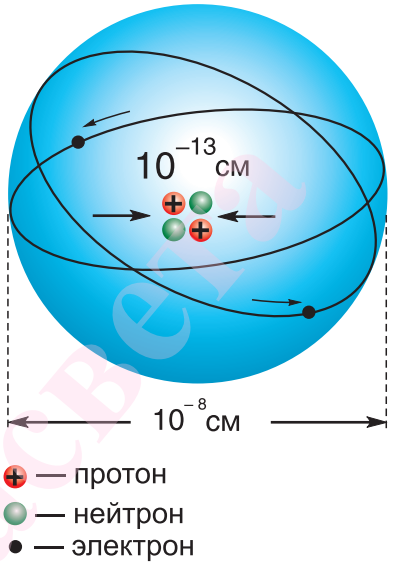


Рис. 16. Модель атома гелия

Атом — сложная электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов.

Вся масса атома сосредоточена в его ядре, размеры которого примерно в 100 000 раз меньше размера всего атома.

Заряд ядра атома является главной характеристикой химического элемента, определяя все основные свойства атомов этого элемента.

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

Вопросы и задания

1. В чем принципиальное отличие современной формулировки периодического закона от прежней менделеевской?

2. Чему равны заряд ядра и число электронов у атомов следующих элементов: N, Al, Fe, Br, Au?

3. В ядрах атомов химических элементов содержится соответственно 8, 12, 29, 47 и 80 протонов. Назовите эти элементы. Укажите номера периодов и групп периодической системы, в которых они находятся.

Правообладатель Народная асвета

4. Укажите число протонов и электронов для атомов элементов, находящихся соответственно в: а) третьем периоде и IVA-группе; б) четвертом периоде и VIIA-группе; в) пятом периоде и IB-группе.

5*. Определите объем, который занимает один атом в кристалле меди, если плотность этого металла равна 8,96 г/см^3.

§ 10. Нуклиды и изотопы. Явление радиоактивности

Почему же главной характеристикой элемента является заряд ядра его атомов, а не относительная атомная масса? Еще Д. И. Менделеев, размещая химические элементы в периодической системе, вынужден был поставить некоторые из них не в порядке возрастания атомных масс. Так, элемент иод I размещается после теллура Te, хотя его атомная масса меньше. После открытия в конце XIX в. благородных газов аргон Ar был помещен в таблице перед калием, хотя его атомная масса (39,95) больше атомной массы калия K (39,10). В то время этому факту не было объяснения, и Д. И. Менделеев руководствовался только принципом периодичности, согласно которому эти элементы должны были занимать места в соответствии с химическими свойствами их атомов.

Нуклиды

Исследованиями начала XX в. было установлено, что атомы одного и того же элемента могут иметь разные массы. Это объясняется тем, что в их ядрах при одном и том же числе протонов может находиться *разное число нейтронов*. Общее число протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре называется **массовым числом атома** (A):

$$\boldsymbol{A = Z + N.}$$

Массовое число практически определяет массу ядра, а следовательно, и *массу всего атома*, так как масса электронов составляет ничтожную часть общей массы атома.

Заряд ядра атома Z (т. е. число протонов) и его массовое число A указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента — ${}^{A}_{Z}\mathrm{R}$, например:

$${}^{35}_{16}\mathrm{S},\ {}^{40}_{19}\mathrm{K},\ {}^{238}_{92}\mathrm{U}.$$

Вид атомов с определенным значением атомного номера и массового числа называется нуклидом.

Для обозначения нуклида используют название элемента или его символ, где указывают только массовое число: углерод-12, или ${}^{12}\mathrm{C}$; кислород-16, или ${}^{16}\mathrm{O}$; сера-35, или ${}^{35}\mathrm{S}$.

Правообладатель Народная асвета

Число нейтронов N у любого нуклида легко подсчитать по разности $\boldsymbol{N = A - Z}$. Так, у нуклида серы ^{35}S в ядре находится 19 нейтронов (35 – 16 = 19), а у нуклида калия ^{40}K — 21 (40 – 19 = 21) и у нуклида урана ^{238}U — 146 (238 – – 92 = 146) нейтронов.

Еще один вопрос стоял перед учеными: почему относительные атомные массы большинства элементов не являются целочисленными величинами, хотя массовые числа их нуклидов выражаются целыми числами?

Открытие *изотопов* позволило дать ответ на этот вопрос.

Изотопы

В начале XX в. было доказано, что большинство химических элементов в природе существует в виде нескольких нуклидов. Так, природный литий ($Z = 3$), кроме нуклидов, в ядрах которых находится 4 нейтрона, имеет нуклиды с числом нейтронов 3. Массовые числа таких нуклидов равны соответственно 6 и 7: $^{6}_{3}Li$ и $^{7}_{3}Li$ (рис. 17). Нуклиды такого типа назвали *изотопами*.

Изотопами называются нуклиды, имеющие одинаковый атомный номер (т. е. одинаковое число протонов в ядре), но различные массовые числа.

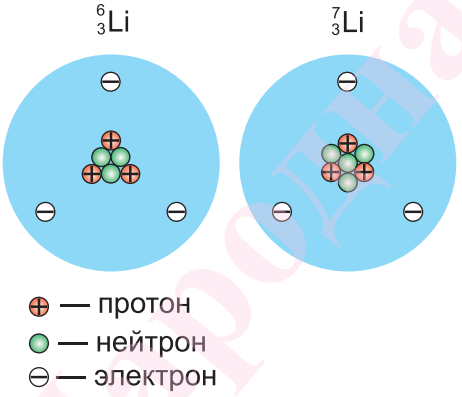


Рис. 17. Модели нуклидов лития

Следовательно, нуклиды $^{6}_{3}Li$, $^{7}_{3}Li$ — изотопы лития, а нуклиды $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$ — изотопы водорода. Другими словами, *изотопы — это разновидности атомов одного и того же элемента, в ядрах которых содержится разное число нейтронов.*

Слово «изотопы» в переводе с греческого языка означает «занимающие одно место». 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 одинаковы.

Теперь мы можем дать более точное определение химического элемента.

Химический элемент — вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Следовательно, *атомы данного химического элемента — это нуклиды с одинаковым зарядом ядра (атомным номером).*

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Относительная атомная масса

В природе большинство химических элементов существуют в виде смеси нуклидов, каждый из которых характеризуется своим собственным значением массового числа. Поэтому относительная атомная масса данного элемента является *усредненной величиной* относительных атомных масс его нуклидов. Конечно, при этом учитывается содержание каждого нуклида в природной смеси.

Теперь понятно, почему относительная атомная масса калия меньше, чем аргона. У калия более 93 % его природных атомов имеет массовое число 39, а у аргона 99 % природной смеси приходится на долю нуклида аргон-40. Поэтому относительная атомная масса калия ближе к 39, а аргона — к 40. Однако заряд ядра атомов калия равен 19+, а аргона 18+, и поэтому в таблице они размещаются согласно этой главной характеристике химического элемента.

Уточним определение относительной атомной массы химического элемента.

Относительная атомная масса элемента — физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса атомов данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ части массы нуклида углерода-12 (^{12}C).

Явление радиоактивности

Все нуклиды можно разделить на два типа: *стабильные* и *радиоактивные*. Само название «стабильный» говорит об устойчивости данного нуклида, т. е. его способности существовать без изменения состава ядра сколь угодно долго. Большинство нуклидов, входящих в состав окружающих нас веществ, являются стабильными. Это водород-1, кислород-16, углерод-12, литий-6, литий-7 и др. Стабильность этих нуклидов определяется прежде всего устойчивостью их ядер.

Устойчивость ядра зависит только от соотношения между числом протонов и нейтронов (для каждого элемента оно свое). Если это соотношение выходит за определенные пределы, ядро (а вместе с ним и атом) становится неустойчивым. Оно самопроизвольно распадается, превращаясь в ядра атомов других элементов. При этом происходит испускание различных частиц. Это явление и есть *радиоактивность*.

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

Правообладатель Народная асвета

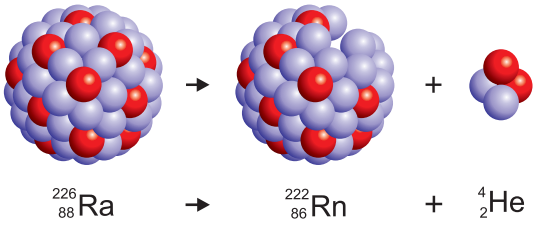


Рис. 18. Схема распада ядра атома радия

Например, ядра атомов радия Ra-226 распадаются на ядра атомов радона Rn-222 и ядра атомов гелия He-4 (рис. 18):

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He.$$

Нуклиды, способные к радиоактивному распаду, называются **радионуклидами**. Например, уран-238, иод-131, стронций-90, цезий-137 — радионуклиды.

Устойчивость радионуклидов характеризуют периодом полураспада. **Период полураспада** ($\tau_{1/2}$) — это время, в течение которого распадается половина первоначального количества ядер радиоактивных атомов элемента. Очевидно, что спустя два периода полураспада останется четверть, а спустя три — одна восьмая всех имевшихся радионуклидов. Чем больше период полураспада, тем дольше сохраняется радионуклид и тем продолжительнее его влияние на окружающую среду и человека. Например, с апреля 1986 г. после аварии на Чернобыльской АЭС прошло уже больше пятисот периодов полураспада иода-131 ($\tau_{1/2}$ = 8,5 сут), и он практически исчез. В то же время цезий-137 ($\tau_{1/2}$ равен примерно 30 лет) и другие радионуклиды продолжают находиться на зараженных территориях.

Более подробно о типах нуклидов, о радиоактивном излучении, о его воздействии на живые объекты, а также о способах защиты от радиации вы узнаете из курса физики.

Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

Нуклиды, которые различаются только числом нейтронов в ядре при одинаковом числе протонов, называются изотопами.

Относительная атомная масса элемента есть средняя величина атомных масс всех его природных нуклидов с учетом их распространенности в природе.

Явление радиоактивности — это самопроизвольное превращение неустойчивых атомных ядер в другие ядра. При этом происходит испускание различных частиц.

Вопросы и задания

1. Что общего и чем различаются между собой изотопы водорода?
2. Сравните два определения понятия «относительная атомная масса» (см. с. 5, 47).

Правообладатель Народная асвета

3. Приведите формулы нуклидов цинка, ядра которых содержат 34, 36, 38, 40 нейтронов.

4. Чаще всего водород в природе существует в виде двух нуклидов — водорода-1 и водорода-2, кислород в виде трех — ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O. Посчитайте все возможные молекулярные массы воды, образованной из этих нуклидов.

5. Определите атомный номер элемента, массовое число одного из нуклидов которого равно 26, а число нейтронов — 14. Назовите элемент.

6. Чему равно число нейтронов в следующих нуклидах: $^{26}_{12}Mg$, $^{137}_{56}Ba$, $^{65}_{29}Cu$, $^{79}_{35}Br$, $^{234}_{92}U$?

7. Используя периодическую систему химических элементов, определите число протонов, нейтронов и электронов в нуклидах фтора, иода, кальция, натрия, золота, принимая величину массового числа равной округленному значению относительной атомной массы элемента.

8. Объясните причину и суть явления радиоактивности.

9. Чем отличается радионуклид от стабильного нуклида того же элемента?

10. Укажите химические символы, число протонов и массовое число нуклидов, которые содержат: а) 4 электрона и 5 нейтронов; б) 12 электронов и 13 нейтронов; в) 20 электронов и 20 нейтронов.

§ 11. Состояние электронов в атоме

При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь. Они просто переходят из одних веществ в другие, но их ядра остаются неизменными. Однако свойства атомов одного и того же элемента сильно различаются в зависимости от того, в каком веществе они находятся. Так, свойства атомов серы в простом веществе отличаются от свойств атомов этого же элемента в серной кислоте. Свойства атомов натрия в простом веществе и в любой его соли также совершенно различны.

Если состав ядер данного элемента не меняется при химических реакциях, очевидно, что **все изменения, происшедшие с данным атомом, являются результатом изменения его электронного строения**.

Каково же электронное строение атомов? Как оно влияет на их свойства, на свойства веществ, в которых находятся эти атомы? Для ответа на эти вопросы надо хорошо представлять *состояние электрона* в атоме. Слово «состояние» в квантовой физике является синонимом слова «*движение*».

Правообладатель Народная асвета

Рис. 19. Схема движения электрона в атоме

Движение электронов в атоме

Согласно современным представлениям, электрон в атоме находится в постоянном движении вокруг ядра. Но у такого движения отсутствует определенная траектория. Это выглядит примерно так, как показано на рисунке 19. В каждый момент времени электрон находится в определенной точке околоядерного пространства. Если бы удалось зафиксировать такие положения с помощью моментальной фотографии, то, сделав тысячи снимков и наложив их один на другой, получили бы картину, подобную той, что изображена на рисунке 20. Она напоминает пушистый шарик или облако в разрезе. Именно так и назвали *модель движения электрона вокруг ядра* — **электронное облако**.

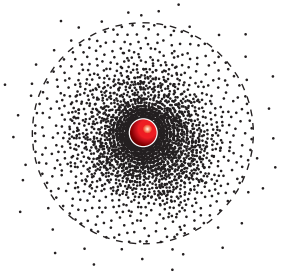


Рис. 20. Электронное облако

Там, где точки расположены гуще, можно говорить о большей вероятности пребывания электрона в этой области. И наоборот, там, где точек меньше, меньше и вероятность обнаружить данный электрон. Электронное облако не имеет четких границ. Поэтому обычно его ограничивают условной поверхностью, которая охватывает примерно 90 % его объема. Такую *область пространства вокруг ядра, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют еще* **электронной орбиталью**.

Орбитали, в зависимости от энергии электронов, имеют различные *формы* и *размеры*. Так, орбиталь единственного электрона атома водорода имеет сферическую (шарообразную) форму (рис. 21). Электронные облака в атомах других элементов могут иметь как такую же форму, так и другие, например гантелеобразную (рис. 22). Чем больше энергия электрона, тем дальше он находится от ядра, и, следовательно, тем больше по размеру его орбиталь (электронное облако).

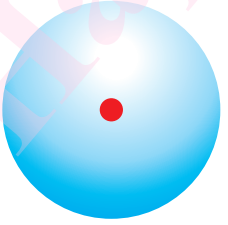


Рис. 21. Орбиталь электрона в атоме водорода

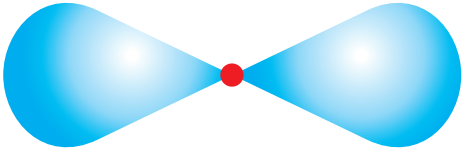


Рис. 22. Форма одной из орбиталей в многоэлектронном атоме

Правообладатель Народная асвета

Теоретические расчеты физиков показывают, что *на одной орбитали может находиться не более двух электронов*. Такие электроны, занимающие одну орбиталь, т. е. одну и ту же область пространства возле ядра, называют *спаренными*. Например, у следующего за водородом гелия He два электрона его атома занимают одну орбиталь. Если на орбитали находится только один электрон, то его называют *неспаренным*.

Электронное облако — это модель движения электрона вокруг ядра.

Орбиталь — это область околоядерного пространства, где вероятность нахождения данного электрона наибольшая.

На одной орбитали не может находиться более двух электронов.

Вопросы и задания

1. Как современная атомная теория описывает состояние электрона в атоме?
2. Что такое электронное облако?
3. Дайте определение понятия «орбиталь».
4. Объясните различие между спаренными и неспаренными электронами.
5. Запишите в тетради следующие предложения и вставьте пропущенные слова. У атома серы в ядре находится … протонов. Число электронов равно … … элемента. Ядро нуклида серы-34 состоит из … протонов и … нейтронов.
6. Заполните таблицу в тетради.

Символ нуклида элемента	Атомный номер элемента	Заряд ядра атома	Число в ядре		Число электронов вокруг ядра
			протонов	нейтронов	
^{40}K					
		17+		20	
				38	32
$_{15}P$				16	
	16			18	
			8	10	

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

§ 12. Строение электронных оболочек атомов

Общее число электронов в атоме известно — оно равно заряду ядра. Но электроны, обладая различным запасом энергии, по-разному располагаются в атоме. Чем выше энергия электрона, тем дальше он может находиться от ядра, и, следовательно, тем больше по размеру его орбиталь. И наоборот, электроны, обладающие меньшей энергией, движутся в основном вблизи ядра. Так образуются как бы *оболочки (слои)* из электронов с близкими значениями энергии, которые так и называются — *электронные оболочки (электронные слои)*.

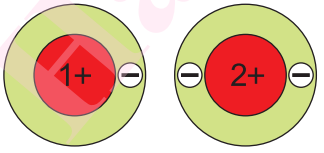
Электронный слой — это совокупность электронов с близкими значениями энергии.

Число электронов на том или ином слое различно и в основном определяется их энергией. *На первом электронном слое максимально может находиться 2 электрона.* Схематично для атомов водорода и гелия это можно изобразить так, как показано на рисунке 23.

У атомов следующего элемента периодической системы лития Li имеется уже три электрона. Два расположены на первом электронном слое, который считается *завершенным*. Третий электрон обладает большей энергией, поэтому находится дальше от ядра, начиная формирование второго электронного слоя, который является внешним по отношению к первому слою (рис. 24).

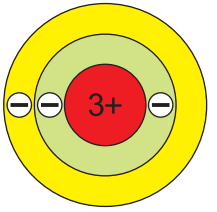
Графическое изображение распределения электронов по слоям называется **электронной схемой атома**.

У элементов, следующих за литием, возрастает заряд ядра атомов, а следовательно, и число электронов. Они постепенно заполняют второй электронный слой вплоть до 8 электронов у атома неона Ne (рис. 25).



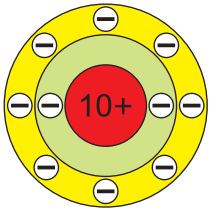
$_{1}H\ 1e^{-}$ $_{2}He\ 2e^{-}$

Рис. 23. Электронные схемы атомов водорода и гелия



$_{3}Li\ 2e^{-}, 1e^{-}$

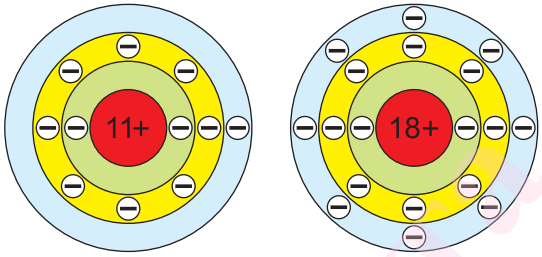
Рис. 24. Электронная схема атома лития



$_{10}Ne\ 2e^{-}, 8e^{-}$

Рис. 25. Электронная схема атома неона

Правообладатель Народная асвета



$_{11}$Na 2e⁻, 8e⁻, 1e⁻ $_{18}$Ar 2e⁻, 8e⁻, 8e⁻

Рис. 26. Электронные схемы атомов натрия и аргона

Восемь — это максимальное число электронов второго электронного слоя.

У атома натрия Na, следующего за неоном элемента, начинается заполнение третьего электронного слоя: от одного электрона у атома натрия Na до восьми у атома аргона Ar (рис. 26).

Упрощенно электронные схемы атомов изображают таким образом:

В атоме любого элемента (кроме элементов первого периода водорода и гелия) на внешнем электронном слое максимально может находиться не более 8 электронов.

Внешний электронный слой, который содержит 8 электронов, называется **завершенным**. Поэтому у следующего за аргоном элемента калия K начинает заполняться четвертый электронный слой:

$_{19}$K 2e⁻, 8e⁻, 8e⁻, 1e⁻.

Калий является элементом четвертого периода. Нетрудно сделать вывод, что *число электронных слоев в атоме любого элемента совпадает с номером периода, в котором он находится*. В этом заключается **физический смысл** (*сущность*) **номера периода**. Одновременно номер периода указывает и на номер внешнего электронного слоя данного элемента.

Сопоставим электронное строение атомов элементов первых трех периодов (рис. 27). На внешнем электронном слое атомов элементов одной группы содержится одинаковое число электронов. Так, литий Li, натрий Na, калий K имеют на внешнем слое по одному электрону, бериллий Be, магний Mg — по два, бор B, алюминий Al — по три и т. д. У атомов благородных газов неона Ne и аргона Ar на внешнем слое по 8 электронов. Следовательно, *строение внешнего электронного слоя атомов периодически повторяется*.

Правообладатель Народная асвета

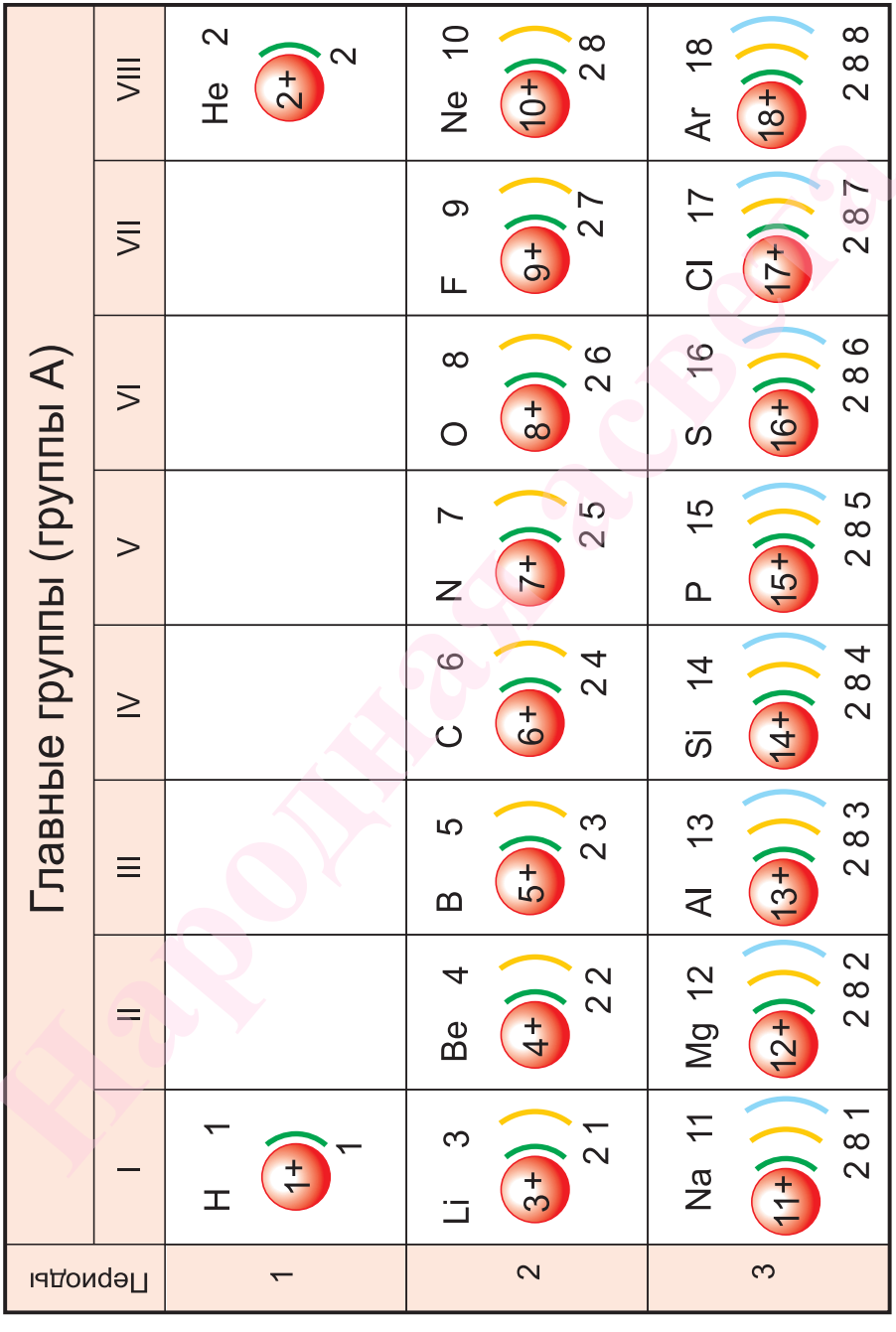


Рис. 27. Электронное строение атомов элементов первых трех периодов периодической системы

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Некоторые вещества под действием различных видов излучений способны испускать видимый свет. Это явление называется *люминесценцией* и связано с переходом электронов в атоме в возбужденное состояние и обратно. Люминесцентные покрытия наносят на дорожные знаки, в качестве меток на детскую одежду, на бумажные банкноты. При освещении таких покрытий ультрафиолетовым или видимым светом они начинают светиться.

Электроны внешнего слоя связаны с ядром слабее, чем остальные, поэтому более подвижны. Они определяют *химические свойства* данного атома, т. е. его способность взаимодействовать с другими атомами. Такие электроны называют **валентными**. Нетрудно заметить, что у атомов элементов А-групп *число валентных электронов равно номеру группы*, обозначенному римской цифрой. Эта закономерность отражает **физический смысл номера А-группы**.

Подобная закономерность заполнения электронных слоев существует и для элементов больших периодов. С отличительными особенностями электронного строения атомов этих элементов вы познакомитесь позже.

Таким образом, мы можем сделать главный вывод.

Свойства атомов химических элементов периодически повторяются потому, что периодически повторяется строение их внешних электронных слоев.

Именно в этом заключается **физический смысл** *(сущность)* **периодического закона**.

Электроны с близкими значениями энергии составляют электронный слой.

Число электронных слоев в атоме любого элемента равно номеру периода, в котором он находится.

На внешнем электронном слое атомов максимально может находиться не более восьми электронов. Такой электронный слой называется завершенным.

Электроны внешнего слоя называются валентными.

Периодическая повторяемость свойств атомов химических элементов объясняется периодическим повторением строения их внешних электронных слоев.

Вопросы и задания

1. Чему равно число электронов в атоме фосфора? Сколько электронных слоев они образуют?
2. Сколько электронных слоев в атомах кислорода и серы?
3. Чем объясняется сходство химических свойств атомов хлора и брома?
4. Чем различается строение внешнего электронного слоя у атомов углерода и азота?

Правообладатель Народная асвета

5. Составьте электронные схемы следующих атомов: магния, бора, фтора, кремния, хлора, углерода.

6. Укажите недостающее число электронов на внешнем электронном слое до его завершения у следующих атомов: а) серы и кислорода; б) бора и алюминия; в) хлора и фтора.

7. У каких электронов — второго или третьего слоя — связь с ядром прочнее? Почему?

8. Что является причиной периодичности свойств атомов химических элементов?

9. О каких элементах идет речь, если строение их электронной оболочки выражается следующим распределением электронов по слоям: а) 2, 8, 1; б) 2, 1; в) 2, 8, 4; г) 2, 3; д) 2, 8, 8; е) 2, 8?

§ 13. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов

Зная закономерности изменения электронного строения атомов, можно объяснить причины и характер изменения их свойств, а также физических и химических свойств образуемых ими простых и сложных веществ.

В § 7 мы уже говорили о периодическом характере изменения металлических и неметаллических свойств атомов элементов, их валентностей в высших оксидах и летучих соединениях с водородом. Было установлено, что в ряду от щелочного металла до благородного газа кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов также изменяются периодически. Тогда изменения этих свойств рассматривались в связи с изменением относительной атомной массы. Сейчас мы уже можем дать объяснение этим закономерностям на основе сведений об электронном строении атомов. Но прежде рассмотрим одну из важнейших характеристик атома — его *размер*.

Размер атома

С точки зрения современной науки атом не имеет строго определенных границ, поскольку электронные облака составляющих его электронов также не имеют точных размеров. Условно форму атома считают шарообразной, и поэтому характеристикой его размера является **радиус атома**. Самым маленьким является атом гелия, а самым большим — атом франция Fr, элемента IA-группы. Их радиусы различаются почти в 7 раз.

Радиус атома в основном определяется зарядом его ядра, количеством электронных слоев и числом электронов на внешнем слое. У элементов *групп* А с увеличением атомного номера растет число электронных слоев, и, следовательно, *увеличиваются радиусы атомов* (рис. 28).

Правообладатель Народная асвета

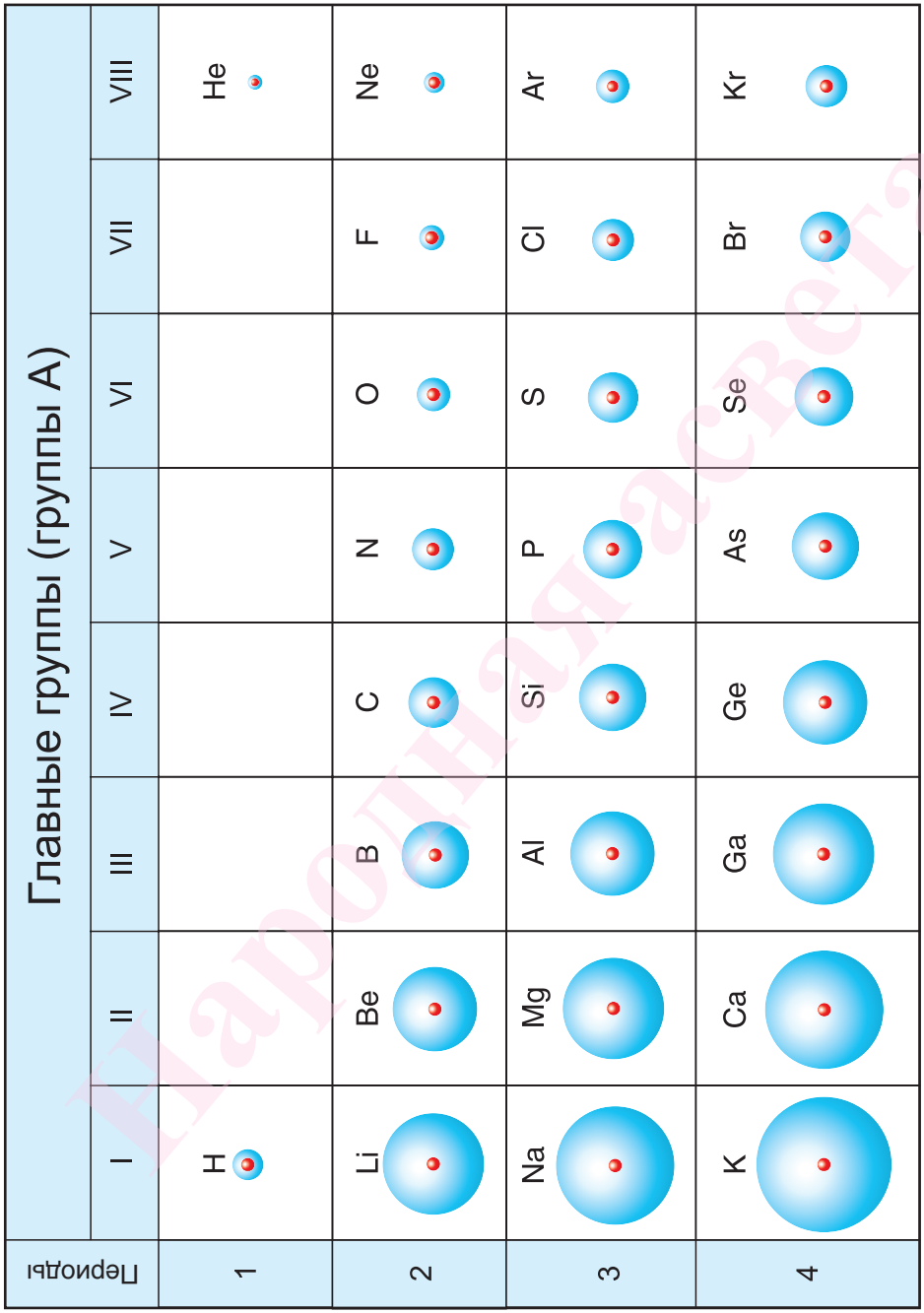


Рис. 28. Изменение размеров атомов в периодах и группах периодической системы

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

При переходе от элемента VIIIA-группы к щелочному металлу следующего периода *радиус* атома щелочного металла заметно *увеличивается*, так как появляется новый электронный слой.

В *периоде* по мере увеличения зарядов ядер атомов элементов притяжение электронов, находящихся на одном и том же внешнем слое, к ядру усиливается. Происходит своего рода «сжатие» атомов, и их *радиусы уменьшаются*.

Металлические и неметаллические свойства простых веществ

У атомов металлов малых периодов (I—III) на внешнем электронном слое находится от 1 до 3 электронов, а у атомов неметаллов — от 4 до 8. Исключение составляют атомы водорода — 1 электрон и бора — 3 электрона.

Зная характер изменения радиусов атомов по группам и периодам, а также их электронную структуру, можно объяснить причину изменения металлических и неметаллических свойств атомов элементов, точнее их простых веществ.

Проявление *металлических свойств* определяется прежде всего способностью атомов данного элемента **отдавать** электроны с внешнего электронного слоя. Именно наличием у металлов свободных электронов обусловлена их высокая электропроводность.

И наоборот, способность атомов данного элемента **присоединять** электроны определяет *неметаллические свойства* его простого вещества.

Усиление металлических свойств щелочных металлов с возрастанием атомного номера элемента связано прежде всего с увеличением радиусов их атомов, т. е. с ростом числа электронных слоев. Электрон на внешнем электронном слое у этих атомов все слабее связан с ядром, поэтому легче отрывается. Одновременно усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов этих элементов, поскольку они определяются металлическими свойствами.

В противоположность этому неметаллические свойства элементов группы галогенов ослабевают с увеличением зарядов ядер их атомов, так как растет число электронных слоев. Внешний слой находится все дальше от ядра, поэтому электроны, находящиеся на этом слое, слабее связаны с ядром. Кислотные свойства у оксидов и гидроксидов этих элементов также ослабляются.

Таким образом, **в главных группах (группах А)** периодической системы с ростом зарядов ядер атомов химических элементов **усиливаются металлические свойства их простых веществ** и, соответственно, **ослабевают неметаллические**. Это особенно наглядно проявляется в группе IVA. В ней свойства простых веществ химических элементов изменяются от неметаллических (у углерода и кремния) к металлическим (у олова и свинца).

Правообладатель Народная асвета

В малых периодах с ростом зарядов ядер атомов увеличивается и число электронов на внешнем слое. Они сильнее притягиваются к ядру, поэтому атомам все труднее отдавать электроны и легче присоединять их. По этой причине **в периоде у атомов химических элементов ослабевают металлические и усиливаются неметаллические свойства**. Аналогично в периоде с ростом зарядов ядер атомов свойства оксидов и гидроксидов изменяются от основных к кислотным.

Закономерности изменения различных характеристик химических элементов в малых периодах и главных группах периодической системы на примере III периода и IVA-группы показаны в таблицах 12 и 13.

Таблица 12. **Изменение различных характеристик атомов элементов III периода**

Номер группы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Заряд ядра атома	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Относительная атомная масса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Число электронов на внешнем слое	1	2	3	4	5	6	7	8
Валентность в высших оксидах	I	II	III	IV	V	VI	VII	—
Валентность в летучих водородных соединениях	—	—	—	IV	III	II	I	—
Относительные размеры атома	○	○	○	○	○	○	○	○
Металлические свойства	Ослабевают →							
Неметаллические свойства	Усиливаются →							

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Таблица 13. **Изменение различных характеристик атомов элементов IVA-группы**

Номер периода	Символ элемента	Заряд ядра атома	Число электронных слоев	Число электронов на внешнем слое	Валентность в высших оксидах	Валентность в водородных соединениях	Относительные размеры атомов	Металлические свойства	Неметаллические свойства
1	—	—	—	—	—	—	—	—	—
2	C	6+	2	4	IV	IV	○	Усиливаются	Ослабевают
3	Si	14+	3	4	IV	IV	○		
4	Ge	32+	4	4	IV	IV	○		
5	Sn	50+	5	4	IV	IV	○		
6	Pb	82+	6	4	IV	IV	○		

Размер атома определяется зарядом его ядра, количеством электронных слоев и числом электронов на внешнем слое.

С ростом зарядов ядер атомов элементов их радиусы уменьшаются в периодах и увеличиваются в главных группах.

В группах А периодической системы с ростом зарядов ядер атомов химических элементов металлические свойства их простых веществ усиливаются, а неметаллические ослабевают.

В периодах с ростом зарядов ядер атомов химических элементов ослабевают металлические свойства их простых веществ и усиливаются неметаллические.

Вопросы и задания

1. Составьте перечень всех неметаллов и металлов элементов первых трех периодов. У атомов каких из этих элементов наиболее ярко проявляются металлические и у каких — неметаллические свойства?

2. Укажите признаки, по которым элементы объединяются в группы и периоды.

3. По положению элементов в периодической системе определите, какой элемент имеет больший радиус атома: а) бор или кислород; б) бериллий или кальций; в) фтор или бром. Ответ поясните.

Правообладатель Народная асвета

4. На основе теории строения атома объясните сущность явления периодичности в изменении свойств химических элементов.

5. Как изменяются свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов в группах и периодах?

6. В каждой паре элементов выберите атом, обладающий более выраженными неметаллическими свойствами: а) кремний или фосфор; б) иод или бром; в) фосфор или азот.

7. Составьте электронные схемы атомов алюминия, серы и фосфора.

8. Определите химические элементы по электронным схемам строения их атомов: а) 2, 8, 7; б) 2, 5; в) 2, 8, 8, 1. Укажите номер периода и номер группы, в которых они находятся.

9. Расположите следующие элементы в порядке возрастания металлических свойств их простых веществ: а) Al, Na, Mg; б) Ba, Sr, Ca. Дайте объяснение.

10. Расположите следующие элементы в порядке возрастания неметаллических свойств их простых веществ: а) Te, S, Se; б) Cl, F, Br. Дайте объяснение.

§ 14. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе

Периодическая система химических элементов позволяет понять не только общие закономерности изменения их свойств по группам и периодам. Прежде всего, система является основным руководством, в котором содержатся сведения о каждом химическом элементе, строении его атомов, физических и химических свойствах простых и сложных веществ. Именно поэтому таблица периодической системы является основой любого учебника и справочного пособия по химии.

Для того чтобы извлечь максимальную информацию о конкретном элементе, его описание необходимо проводить по определенному плану.

Рассмотрим этот план в общем виде.

1. Общие сведения об элементе:

а) название;

б) химический знак;

в) относительная атомная масса.

2. Положение химического элемента в периодической системе:

а) атомный (порядковый) номер элемента;

б) номер периода (большой или малый);

в) номер группы (А или В).

Правообладатель Народная асвета

3. Строение атома элемента:

а) заряд ядра;

б) число протонов, нейтронов (для определенного нуклида);

в) общее число электронов;

г) число электронных слоев и распределение электронов по слоям;

д) число электронов на внешнем слое (завершенный или незавершенный).

4. Состав и свойства простого вещества этого элемента:

а) металл — неметалл;

б) формула простого вещества;

в) агрегатное состояние при обычных условиях.

5. Валентность элемента в высших оксидах и летучих водородных соединениях.

6. Формулы высших оксидов и соответствующих им гидроксидов (оснований или кислот). **Характеристика кислотно-основных свойств этих соединений.**

7. Формула летучего (газообразного) водородного соединения.

Согласно приведенному плану, охарактеризуем два химических элемента — магний и серу — на основании их положения в периодической таблице.

Магний

1. Название химического элемента — магний, химический знак — Mg, относительная атомная масса — 24,3.

2. Атомный (порядковый) номер в периодической системе — 12, элемент 3-го периода (малого), IIA-группы (главной).

3. Заряд ядра атома магния 12+; ядро содержит 12 протонов; в ядре нуклида $^{24}_{12}Mg$ 12 нейтронов. Так как заряд ядра атома магния равен 12+, то у него 12 электронов, которые размещаются на трех электронных слоях: $_{12}Mg\ 2e^-, 8e^-, 2e^-$. На внешнем (незавершенном) слое находится два электрона.

4. Так как на внешнем электронном слое у магния 2 электрона, то этот элемент относится к группе металлов. Его простое вещество при обычных условиях находится в твердом агрегатном состоянии. Формула простого вещества — Mg.

5. Валентность магния в высшем оксиде равна II, летучих водородных соединений не образует.

6. Формула высшего оксида — MgO. Так как магний является типичным металлом, то этот оксид принадлежит к основным оксидам. Гидроксид, соответствующий ему, представляет собой основание — $Mg(OH)_2$.

7. Летучего водородного соединения не образует.

Правообладатель Народная асвета

Сера

1. Название химического элемента — сера, химический знак — S, относительная атомная масса — 32.

2. Атомный (порядковый) номер в периодической системе — 16, элемент 3-го периода (малого), VIA-группы (главной).

3. Заряд ядра атома серы равен 16+; ядро содержит 16 протонов; в ядре нуклида $^{32}_{16}S$ 16 нейтронов. Так как заряд ядра атома серы равен 16+, то у него 16 электронов, которые размещаются на трех электронных слоях: $_{16}S$ $2e^-$, $8e^-$, $6e^-$. На внешнем (незавершенном) слое 6 электронов.

4. Так как на внешнем электронном слое у атома серы 6 электронов, то этот элемент относится к группе неметаллов. Его простое вещество при обычных условиях находится в твердом агрегатном состоянии. Формула простого вещества — S_8.

5. Валентность серы в высшем оксиде равна VI, так как это элемент VIA-группы. Валентность в летучем водородном соединении равна II.

6. Формула высшего оксида — SO_3. Он принадлежит к кислотным оксидам. Гидроксид, соответствующий этому оксиду, представляет собой кислоту — H_2SO_4.

7. Формула летучего водородного соединения — H_2S.

Периодический закон Д. И. Менделеева — один из наиболее общих и важных законов природы. Он имеет огромное значение как для химии, так и для других естественных наук.

Периодический закон открыл путь к познанию строения атомов, позволил создать новые области естествознания, открыть и практически использовать новые виды энергии.

Закон и построенная на его основе периодическая система дают возможность систематизировать, описывать химические элементы, простые и сложные вещества на их основе, что облегчает изучение химии.

Периодическая система позволяет предсказывать существование новых химических элементов, прогнозировать их свойства, а также свойства самых разнообразных соединений и материалов на их основе. Поэтому периодический закон и периодическая система химических элементов и сейчас являются основой для развития химии, ядерной физики, материаловедения и многих других областей естествознания.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Дайте современную формулировку периодического закона. Каков его физический смысл?

2. Охарактеризуйте, согласно приведенному в тексте параграфа плану, следующие химические элементы: а) литий; б) азот; в) алюминий; г) хлор.

3. Что означают понятия «металлические» и «неметаллические» свойства элемента? Как изменяются эти свойства у атомов различных элементов по группам и периодам периодической системы?

4. В каждой паре укажите оксид, проявляющий более сильные основные свойства: а) BeO или MgO; б) CaO или BaO; в) Li_2O или Na_2O; г) K_2O или MgO. Объясните свой выбор.

5. В каждой паре укажите оксид, проявляющий более ярко выраженные кислотные свойства: а) CO_2 или SiO_2; б) Al_2O_3 или P_2O_5; в) P_2O_5 или SO_3; г) SO_3 или SeO_3. Объясните свой выбор.

6. Заполните таблицу в тетради.

Символ элемента	Название элемента	Период	Группа	Атомный номер	Число валентных электронов	Формула высшего оксида
Ca						
	Иод					
		3				$Э_2O_3$
		2	IVA			
				17		

7. Элемент второго периода имеет формулу высшего оксида R_2O. Определите этот элемент и составьте формулу его гидроксида. Какие свойства (кислотные или основные) проявляет этот гидроксид? Есть ли у этого элемента летучее водородное соединение?

8. Элемент расположен в третьем периоде и имеет формулу летучего водородного соединения RH_3. Определите этот элемент и составьте формулы его высшего оксида и гидроксида. Какие они проявляют свойства: кислотные или основные?

9. Массовая доля кислорода в высшем оксиде элемента VIA-группы равна 60 %. Определите этот элемент.

10. При взаимодействии щелочного металла массой 5,55 г с водой выделился газ массой 0,8 г. Определите этот металл.

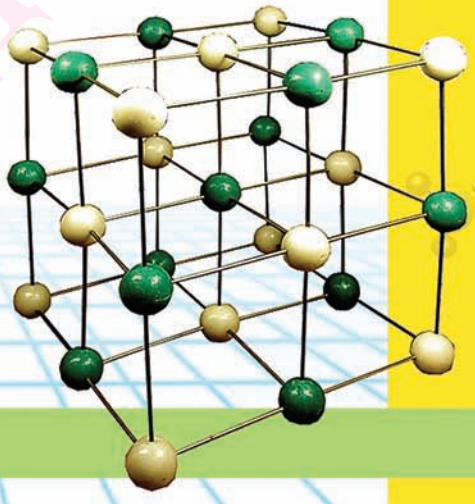
11. Назовите химические элементы с общим числом электронов в атомах: 10, 14, 19. Охарактеризуйте их положение в периодической системе. Какие свойства характерны для простых веществ этих элементов?

Правообладатель Народная асвета

Глава 3

Химическая связь

Вы узнаете, почему атомы связываются друг с другом, какова природа такого взаимодействия; изучите различные типы химической связи; познакомитесь с окислительно-восстановительными процессами.



Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

§ 15. Природа химической связи

Очень немногие элементы в природных условиях могут существовать в форме одиночных атомов. Это, как вы уже знаете, благородные газы — гелий He, неон Ne, аргон Ar и остальные элементы группы VIIIA, простые вещества которых одноатомные молекулы.

Остальные элементы при обычных условиях существуют в виде различных *простых* и *сложных* веществ. Число атомов, входящих в состав молекул таких веществ, колеблется от двух (H_2, O_2, Cl_2, HCl и т. д.) до нескольких сотен и даже тысяч.

Почему же атомам выгодно соединяться (*связываться*) друг с другом? Какие силы удерживают их вместе?

Атомы различных элементов в составе того или иного вещества удерживаются вместе благодаря наличию *химической связи* между ними.

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

По современным представлениям химическая связь имеет **электростатическую** природу, т. е. определяется действием *кулоновских сил* (притяжения частиц с разноименными зарядами и отталкивания частиц с одноименными зарядами).

В изолированном атоме электроны притягиваются только к ядру собственного атома. При сближении двух атомов начинают действовать силы отталкивания между ядрами атомов и между электронами обоих атомов. Но, кроме сил отталкивания, возникают и силы притяжения между электронами одного атома и ядром другого (рис. 29). В молекулах или многоатомных кристаллах электроны каждого атома получают возможность притягиваться к двум или нескольким ядрам. Так возникает взаимодействие между атомами, которое и называют *химической связью*. При этом устанавливается равновесие между силами отталкивания и притяжения.

Энергия образовавшихся молекулы, кристалла или просто системы двух атомов **понижается** по сравнению с суммой энергий изолированных атомов

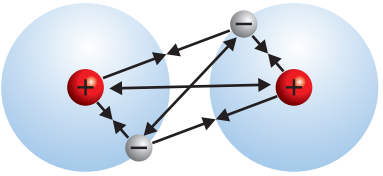


Рис. 29. Схема действия кулоновских сил в молекуле водорода

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

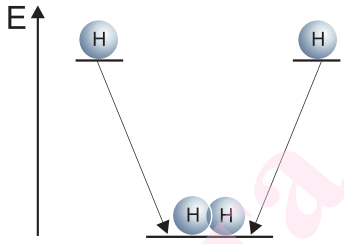


Рис. 30. Изменение энергии в системе двух атомов при образовании химической связи между ними

(рис. 30). Следовательно, при образовании химической связи всегда должна **выделяться** энергия. Это является необходимым **условием** образования любой химической связи.

Стремление атомов к понижению своей энергии, т. е. к достижению более *устойчивого*, *стабильного* состояния, и является **основной причиной** образования химической связи между двумя или более атомами. Это еще одна иллюстрация всеобщего принципа природы — **стремления к максимально устойчивому состоянию**, т. е. к состоянию *с минимально возможным значением энергии*.

Среди атомов различных химических элементов наиболее стабильным электронным строением обладают атомы *благородных газов*. У атомов гелия на внешнем электронном слое находится 2 электрона. У атомов остальных элементов VIIIA-группы — по восемь электронов. Следовательно, у этих атомов внешний электронный слой *завершен*. Это и является причиной их *инертности* (в переводе с латинского языка — бездеятельности). При обычных условиях они практически не взаимодействуют с другими атомами и не образуют химических соединений. Их молекулы одноатомны.

Атомы других химических элементов *стремятся приобрести электронное строение атомов ближайшего благородного газа*, так как оно является наиболее стабильным.

В зависимости от способа образования устойчивого электронного состояния атомов различают три основных типа химической связи: **ковалентную, ионную** и **металлическую**.

Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает атомы в молекулы и кристаллы.

Это взаимодействие приводит к уменьшению энергии образованной молекулы (кристалла) по сравнению с суммой энергий одиночных атомов.

Природа химической связи — электростатическая, т. е. определяется действием сил притяжения и отталкивания электронов и ядер взаимодействующих атомов.

Атомы в процессе образования химической связи стремятся приобрести устойчивую электронную структуру ближайшего благородного газа.

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

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Что представляет собой химическая связь? Какова ее природа?
2. Какие условия возникновения химической связи вам известны?
3. Объясните причины образования химической связи между двумя атомами.
4. Почему молекулы благородных газов в свободном состоянии одноатомны?
5. Перечислите основные типы химической связи.
6. Составьте электронные схемы атомов водорода, бериллия, фтора, кремния, аргона. Укажите число электронов на внешнем электронном слое, недостающих до его завершения, для каждого атома.

§ 16. Ковалентная связь

Все молекулы образованы из атомов за счет *ковалентной связи*.

Образование молекулы водорода H_2 из отдельных атомов — один из наиболее простых примеров возникновения ковалентной связи. У каждого атома водорода на внешнем (первом) электронном слое находится по одному электрону. Следовательно, до завершения этого слоя (т. е. до построения устойчивой электронной структуры атома ближайшего благородного газа — гелия He) не хватает одного электрона.

При сближении атомов ядро каждого из них притягивает к себе электронное облако другого. В результате облака обоих атомов *перекрываются* так, что между ядрами возникает область повышенного отрицательного заряда, которую обычно называют областью **повышенной электронной плотности**. Ядра атомов стягиваются к этой области до тех пор, пока не наступит равновесие между силами межъядерного отталкивания и силами притяжения. Между атомами возникает прочное взаимодействие, которое и называется **химической связью** (рис. 31).

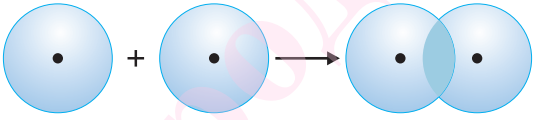


Рис. 31. Модель перекрывания электронных облаков двух атомов водорода

Каждый атом водорода получил по недостающему электрону на внешний электронный слой, тем самым *завершив* его построение. При этом образуется **общая** электронная пара, которая принадлежит обоим атомам одновременно (рис. 32).

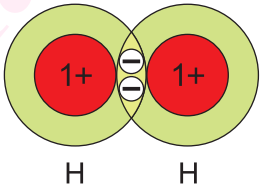
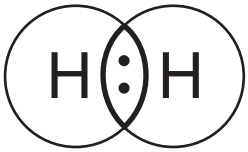


Рис. 32. Схема образования общей электронной пары в молекуле водорода

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Рис. 33. Электронная формула молекулы водорода



Схематически образование молекулы водорода можно изобразить так:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$$

Точками на схемах при химическом знаке элемента обозначаются электроны внешнего электронного слоя, а двумя точками в формуле — пара электронов. Такие формулы, в которых изображаются все электроны внешних электронных слоев атомов, называют **электронными формулами** (рис. 33). Обобществленная пара электронов часто показывается с помощью черточки, например:

$$H—H$$

Эта черточка обозначает *ковалентную связь*.

Ковалентная связь — это химическая связь, возникающая в результате образования общих электронных пар между двумя атомами.

Приставка *ко-* придает слову смысл обобществления, совместного владения. *Ковалентный* — обобществивший валентные электроны.

Как правило, ковалентная связь возникает между атомами неметаллов. Рассмотрим образование более сложной молекулы хлора Cl_2.

Атомы хлора, как и атомы остальных элементов VIIA-группы, имеют на внешнем электронном слое семь электронов (рис. 34). Каждому атому до завершения внешнего слоя не хватает всего одного электрона.

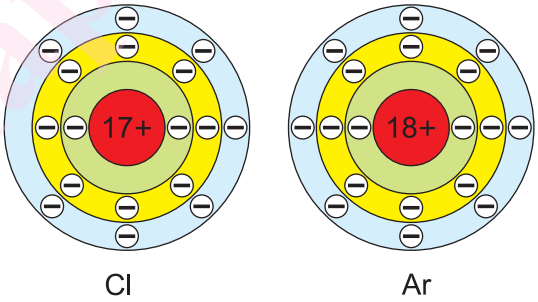


Рис. 34. Схема электронного строения атомов хлора и аргона

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

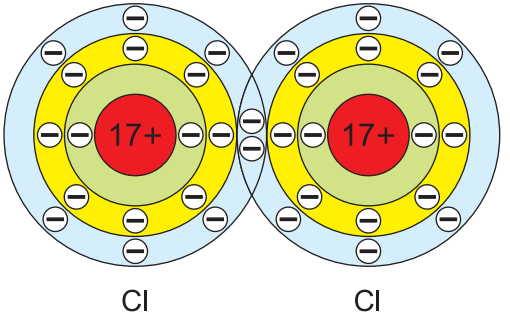
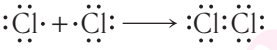


Рис. 35. Схема образования общей электронной пары в молекуле хлора

При сближении атомов хлора происходит перекрывание электронных облаков их неспаренных электронов (рис. 35). Эти электроны становятся общими для обоих атомов:



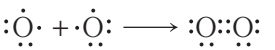
Каждый из атомов хлора построил для себя завершенный внешний электронный слой с необходимыми восемью (**октетом**) электронами. Схематически это показано на рисунке 36.

Пары электронов внешнего электронного слоя, которые не участвуют в образовании связей, также показываются на схемах с помощью черточек:

Таким образом, черточка на схемах строения молекул обозначает всегда *пару электронов*. Такие схемы часто называют **графическими** или **структурными** формулами. Для молекулы водорода графическая формула вам уже известна: H—H.

Если атомы соединены между собой с помощью одной общей электронной пары, то такая ковалентная связь называется **одинарной**. Но между двумя атомами может возникать и большее число связей. В таких случаях говорят о **кратности** связи, понимая под этим термином *число электронных пар, участвующих в образовании ковалентной связи*.

Например, атомам кислорода, элемента VIA-группы, до завершения внешнего электронного слоя необходимо два электрона. Поэтому два атома кислорода при образовании молекулы O_2 обобществляют уже не одну, а две пары электронов:



Они связываются между собой **двойной** ковалентной связью, как показано в электронной формуле молекулы кислорода O_2 (рис. 37).

Правообладатель Народная асвета

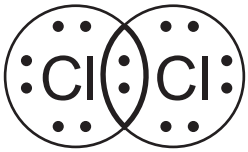


Рис. 36. Электронная формула молекулы хлора

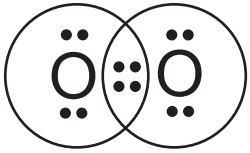


Рис. 37. Электронная формула молекулы кислорода

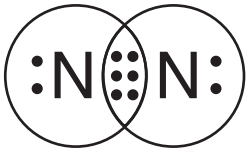


Рис. 38. Электронная формула молекулы азота

При этом у каждого атома остается еще по две пары электронов на внешнем электронном слое, а графическая формула молекулы кислорода записывается так:

$$|\underline{O}=\underline{O}|$$

В молекуле азота N_2 атомы связаны между собой **тройной** ковалентной связью:

$$:\dot{\underset{\cdot}{N}}\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot}{N}}: \longrightarrow :N\vdots\vdots N:, \quad \text{или} \quad |N\equiv N|,$$

и по одной паре электронов на внешнем слое остается у каждого атома (рис. 38).

Чем больше общих электронных пар связывают два атома между собой, тем меньше расстояние между их ядрами, тем прочнее образованная молекула. Например, связь между атомами кислорода в молекуле O_2 более короткая и более прочная, чем в молекуле пероксида водорода

$$H—\underline{\overline{O}}—\underline{\overline{O}}—H,$$

так как она образована двумя общими электронными парами.

Ковалентная связь — это химическая связь, возникающая за счет образования общих электронных пар между атомами.

Общая электронная пара, связывающая атомы, принадлежит им одновременно.

Ковалентная связь, образованная одной электронной парой, называется одинарной, двумя — двойной и тремя общими электронными парами — тройной связью.

Вопросы и задания

1. Дайте определение ковалентной связи. Что является ее характерной особенностью?

2. Составьте электронные схемы образования ковалентной связи в молекулах F_2 и I_2.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

3. Почему молекула брома двухатомна? Как осуществляется связь между атомами брома в ней? Составьте электронную схему ее образования.

4. На основе сведений о закономерностях изменения размеров атомов (см. § 13) определите, какая молекула прочнее — Cl_2, Br_2 или I_2. Дайте объяснение.

5. Что такое область повышенной электронной плотности? Какова ее роль при образовании ковалентной связи?

6. В чем состоит различие между одинарными и кратными ковалентными связями?

7. Какая из молекул — Cl_2, O_2, N_2 — более прочная?

8. При высоких температурах существуют молекулы S_2 и P_2. Составьте электронные схемы их образования и нарисуйте графические формулы.

9. Какая из молекул в каждой паре более прочная: а) O_2 или S_2; б) N_2 или P_2? Дайте объяснения.

§ 17. Неполярная и полярная ковалентная связь. Электроотрицательность

Мы рассмотрели образование ковалентной связи в двухатомных молекулах. В этих молекулах, состоящих из атомов одного и того же элемента, общая электронная пара располагается симметрично между ядрами. Она принадлежит обоим атомам в одинаковой степени. Такая ковалентная связь называется **неполярной**. Она возникает при взаимодействии атомов неметаллов одного и того же химического элемента. Неполярными, например, являются ковалентные связи в молекулах простых веществ: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, P_4, O_3, S_8 и др. Молекулы с неполярными связями являются **неполярными молекулами**.

Но ковалентная связь может образоваться и между атомами разных химических элементов, например в молекуле хлороводорода HCl. Здесь также при сближении атомов хлора и водорода происходит перекрывание облаков неспаренных электронов обоих атомов (рис. 39). Между ядрами атомов образуется область повышенной электронной плотности. Каждый атом в результате обобществле-

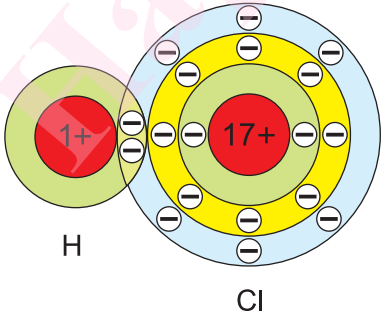
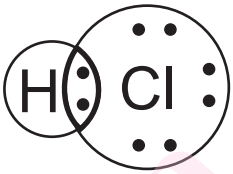


Рис. 39. Схема образования электронной пары в молекуле хлороводорода

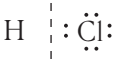
Правообладатель Народная асвета

Рис. 40. Электронная формула молекулы хлороводорода

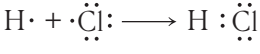


ния электронной пары получает недостающий ему электрон (хлор — до *октета*, а водород — до *двух*) (рис. 40).

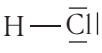
Установлено, что в этой молекуле общая электронная пара располагается не симметрично между ядрами, а сдвинута в сторону атома хлора:



Поэтому схематически образование молекулы хлороводорода можно показать следующим образом:



Графическая формула этой молекулы:



Следовательно, атомы разных элементов обладают *различной способностью притягивать к себе общие электронные пары (валентные электроны)*.

Электроотрицательность

Для качественной характеристики способности атомов притягивать валентные электроны используется понятие *электроотрицательность*.

Электроотрицательность (ЭО) — условная величина, характеризующая способность атомов химического элемента притягивать к себе общие электронные пары.

Наибольшей способностью притягивать к себе электроны других атомов обладают атомы самого активного неметалла фтора F, а *наименьшей* — самого активного металла франция Fr. Поэтому величина электроотрицательности может служить характеристикой металличности или неметалличности атомов химических элементов.

Чем больше величина ЭО, тем больше неметалличность атомов данного элемента. Чем меньше величина ЭО, тем больше металличность атомов элемента.

Характер изменения величины ЭО практически полностью отражает периодическая система. **В периодах** с ростом атомного номера **электроотрицатель-**

Правообладатель Народная асвета

ность увеличивается слева направо, а **в главных группах убывает сверху вниз**. Это связано с увеличением или ослаблением притяжения электронов внешнего слоя к ядру атома (см. § 13).

Неметаллы первых трех периодов в *порядке увеличения* электроотрицательности располагаются в следующий ряд:

Si, B, H, P, C, S, Cl, N, O, F

Увеличение электроотрицательности →

Если ковалентная связь образована между атомами с разными значениями ЭО, то общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома. Например, в молекуле HCl общая электронная пара смещена к атому хлора, так как его ЭО выше. В результате такого смещения электронов на одном атоме возникает **частичный** (т. е. меньше 1) отрицательный заряд, а на другом — такой же по величине, но положительный заряд:

$$\overset{\delta+}{H} \longrightarrow \overset{\delta-}{Cl}$$

Стрелкой показывают направление смещения общей электронной пары, а частичный заряд обозначают греческой буквой «δ» (дельта).

Ковалентная полярная связь

Образование частичных зарядов на атомах H и Cl приводит к возникновению двух полюсов в молекуле HCl — положительного и отрицательного. Поэтому такую молекулу называют **полярной** или *диполем* («два полюса»).

Ковалентная связь между атомами элементов с различной электроотрицательностью называется полярной.

Чем выше ЭО одного элемента и чем ниже другого, тем более полярна химическая связь между ними. Значения зарядов δ+ и δ– можно рассматривать как *меру полярности связи*: чем больше частичные заряды на атомах, тем больше полярность. Например, частичные заряды в молекуле HCl:

$$\overset{0{,}18+}{H} \longrightarrow \overset{0{,}18-}{Cl},$$

а в молекуле HF:

$$\overset{0{,}43+}{H} \longrightarrow \overset{0{,}43-}{F}$$

Следовательно, ковалентная связь H—F более полярна, чем связь H—Cl.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Если молекула образована только двумя атомами, то полярность ковалентной связи одновременно указывает и на полярность всей молекулы. Но если в составе молекулы 3, 4 или большее число атомов различных элементов, то тогда ее общая полярность определяется взаимным расположением атомов.

Лабораторный опыт 2

Составление моделей молекул с ковалентным типом химической связи

1. Из полученных моделей атомов выберите шарики, имеющие указанные цвета: 5 белых шариков — это модели атомов водорода; 3 синих шарика — модели атомов кислорода; 1 зеленый шарик — модель атома хлора.
2. Сконструируйте из этих шариков модели молекул следующих веществ: а) водорода; б) хлороводорода; в) воды (модель молекулы воды показана на рисунке 68, *а*); г) кислорода.
   (Если в школе нет готовых моделей, изготовьте их дома из пластилина разного цвета. Попробуйте сделать шарики, различные не только по цвету, но и по величине, учитывая, что атомы имеют различные размеры. Для соединения атомов в молекулы можно воспользоваться спичками, зубочистками.)

Ковалентная связь между атомами одного и того же неметалла называется неполярной.

Электроотрицательность элемента — условная величина, характеризующая способность его атомов притягивать к себе валентные электроны.

С ростом атомного номера элемента электроотрицательность увеличивается в периодах слева направо, а в главных группах убывает сверху вниз.

Ковалентная связь между атомами элементов с разной электроотрицательностью называется полярной.

Вопросы и задания

1. Назовите две разновидности ковалентной связи. Что общего между ними и чем они различаются?

2. Как изменяется величина электроотрицательности элементов по периодам и группам периодической системы? С чем это связано?

3. В молекулах каких веществ существует только неполярная ковалентная связь, а в каких — только полярная?

Правообладатель Народная асвета

4. Укажите, в каких из приведенных соединений ковалентные связи полярные, а в каких — неполярные: F_2, CO, NH_3, O_2, SO_2, N_2, HBr, P_4, H_2S. В соединениях с полярными связями обозначьте знаки частичных зарядов атомов.

5. В какой из двух молекул ковалентная связь более полярна: а) HCl или HF; б) HBr или HI? Расположите все четыре молекулы в порядке возрастания полярности связей в них.

6. Как изменяется полярность связей в ряду водородных соединений элементов VIA-группы? Дайте объяснения.

7. Запишите формулы веществ в порядке увеличения полярности связи: NH_3, SiH_4, H_2O, HF, CH_4, OF_2.

8. Графическая формула пероксида водорода:

$$H - \underline{\overline{O}} - \underline{\overline{O}} - H$$

Составьте электронную формулу этого вещества. Укажите над каждым атомом знак его частичного заряда.

9. Изобразите электронные формулы молекул H_2O, NH_3, CH_4, OF_2 (как показано на рисунке 40). Укажите полярные связи в молекулах и знаки частичных зарядов атомов.

10. Напишите электронные и графические формулы следующих молекул: H_2S, HF, Cl_2O.

§ 18. Ионная связь

При взаимодействии атомов неметаллов с разными значениями электроотрицательности образуется ковалентная полярная связь. Если же различие ЭО между атомами велико, то общая электронная пара *практически полностью* смещается в сторону более электроотрицательного атома. В этом случае можно говорить о *переходе* электрона от одного атома к другому. Как правило, такая связь образуется между атомами типичных металлов и типичных неметаллов.

Рассмотрим в качестве примера образование хлорида натрия NaCl. У атома щелочного металла натрия Na на внешнем (третьем) электронном слое находится всего один электрон, а у атома галогена хлора Cl — семь электронов (рис. 41, *а*).

Взаимодействие этих атомов происходит за счет перехода единственного электрона натрия на внешний электронный слой хлора (рис. 41, *б*). При этом у атома натрия внешним становится второй электронный слой.

В результате этого натрий и хлор имеют на внешнем электронном слое по восемь электронов. Электронная структура этих атомов становится такой же, как у ближайших к ним атомов благородных газов: у натрия — как структура

Правообладатель Народная асвета

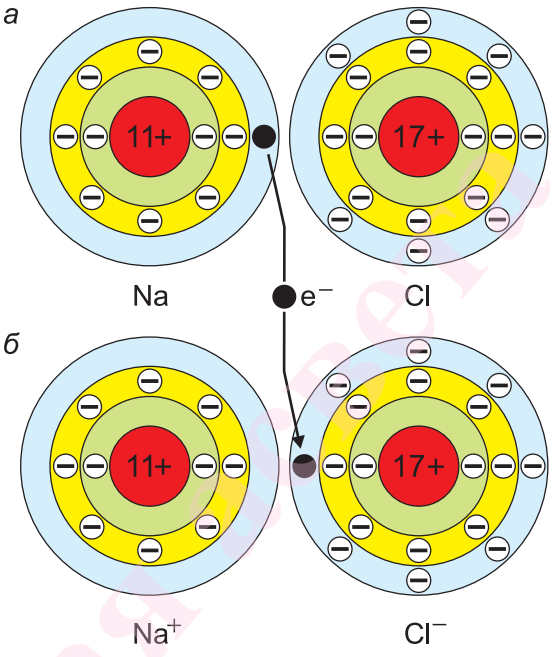


Рис. 41. Схема взаимодействия атомов натрия и хлора: *а* — исходное состояние атомов; *б* — электронное строение ионов Na^+ и Cl^-

атома неона Ne, а у хлора — как структура атома аргона Ar. Атом натрия, потеряв один электрон, превращается в частицу с зарядом 1+. И наоборот, атом хлора превращается в частицу с зарядом 1–:

$$Na - 1e^- \longrightarrow Na^+;$$
$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-.$$

Заряженные частицы, которые образуются из атомов в результате отдачи или присоединения электронов, называются **ионами**.

Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу за счет сил электростатического взаимодействия.

Химическая связь, которая осуществляется за счет притяжения противоположно заряженных ионов, называется ионной.

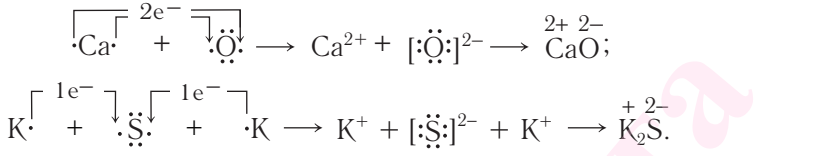
Схематически такое взаимодействие можно представить так:

$$\overset{\ulcorner -1e^- \urcorner}{Na} + :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^+ + [:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^- \longrightarrow Na^+[Cl]^- \ (\overset{+}{Na}\overset{-}{Cl}).$$

Соединения, которые образуются за счет электростатического притяжения ионов, называются **ионными**. Такие соединения получаются обычно при взаимодействии атомов элементов, которые сильно отличаются друг от друга по величине электроотрицательности. К ионным соединениям относят соединения типичных металлов групп IA и IIA, с одной стороны, и типичных неметаллов групп VIIA и VIA, с другой. Как правило, это твердые кристаллические вещества — соли, оксиды, основания, например: LiF, KCl, BaO, K_2O, Na_2S и др.

Правообладатель Народная асвета

Схематически образование ионных соединений такого типа можно представить следующим образом:

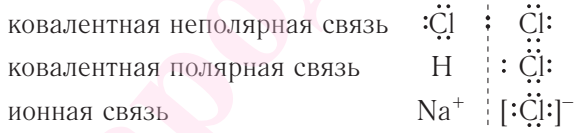


С помощью ионной связи образуются и такие соединения, в которых имеются сложные ионы (OH^-, NO_3^-, NH_4^+ и др.), например NaOH или KNO_3.

В ионных соединениях ионы представляются в виде электрических зарядов, силовое поле которых направлено во все стороны (рис. 42).

Такие заряды могут притягивать к себе независимо от направления заряды (ионы) противоположного знака. Поэтому каждый ион одного знака окружен ионами противоположного знака. А в целом ионное соединение представляет собой гигантскую группу (*ассоциацию*) ионов противоположных знаков, расположенных в определенном порядке в форме **ионного кристалла** (рис. 43). *Химические формулы ионных соединений отражают лишь соотношение между числами ионов, входящих в состав такого кристалла*. Такие формулы, как вы помните, называются *формульными единицами*.

Резкого отличия между ковалентной связью и ионной связью нет. Схематически можно представить смещение общих электронных пар от одного атома к другому при образовании различных типов химической связи следующим образом:



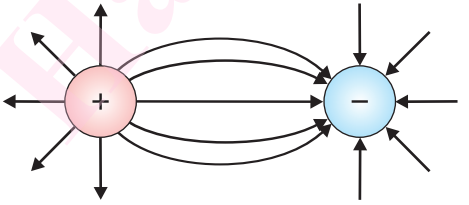


Рис. 42. Силовые поля ионов в ионном кристалле

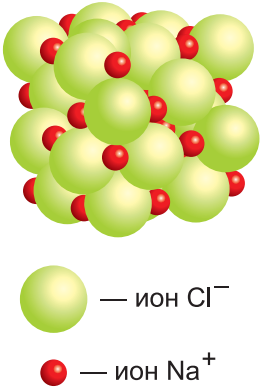


Рис. 43. Ионный кристалл хлорида натрия

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Нетрудно заметить, что *ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи*. Единственное отличие состоит в том, что общая электронная пара практически полностью смещена к атому хлора. Но в обоих случаях происходит завершение внешнего электронного слоя у атомов одного элемента за счет оттягивания электронов от атомов другого элемента.

Ионная химическая связь — это связь, осуществляемая за счет электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов.

Ионная связь возникает между атомами элементов, которые сильно отличаются по величине электроотрицательности.

Вопросы и задания

1. Что общего и какие отличия имеются между ковалентной связью и ионной связью?
2. Составьте схемы образования ионов Mg^{2+}, Al^{3+}, S^{2-}, Ca^{2+}, I^- из соответствующих атомов.
3. Какой тип связи в следующих соединениях: KI, SO_2, BaF_2, CCl_4, NaBr?
4. Изобразите схемы образования ионной связи при взаимодействии атомов: а) Mg и O; б) Li и S; в) K и F.
5. Завершите схемы образования ионов: а) $Al - 3e^- \rightarrow$; б) $F + 1e^- \rightarrow$; в) $Ca - 2e^- \rightarrow$; г) $S + 2e^- \rightarrow$.
6. Почему молекулы Cl_2 и I_2 неполярные, а молекула ICl полярная?
7. Среди указанных формул веществ определите вещества с ионными, полярными и неполярными ковалентными связями: HBr, PH_3, H_2S, $MgCl_2$, SiH_4, CO_2, O_2, NaI, $BaBr_2$, I_2.
8. Составьте формулы водородных соединений элементов VIA-группы. Как изменяется длина и полярность связи в этих молекулах? Дайте объяснение.

§ 19. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие

Металлическая связь

Все металлы, кроме ртути Hg, при обычных условиях — твердые кристаллические вещества. Атомы большинства металлов на внешнем электронном слое содержат небольшое число электронов. Эти электроны относительно слабо связаны с ядрами и поэтому легко могут отрываться. При этом образуются положительно заряженные ионы металла и электроны, которые относительно свободно перемещаются по всему объему кристалла металла, например:

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

Правообладатель Народная асвета

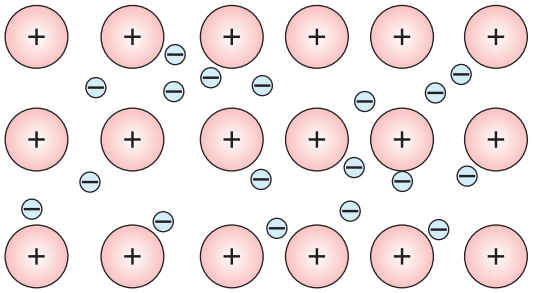


Рис. 44. Схема строения кристалла металла

Совокупность таких «свободных» электронов получила название *электронного газа*. Благодаря относительно свободному перемещению электронов металлы обладают *высокой электрической проводимостью* и *теплопроводностью*.

Кристалл металла можно представить как ассоциацию положительных ионов, связанных друг с другом электронным газом (рис. 44). Следовательно, для металлов характерна химическая связь, которая также основана на *обобществлении валентных электронов*. Только в этом случае электроны принадлежат не двум, а *всем атомам* в кристалле металла.

Металлическая связь — это связь между положительными ионами металлов и общими электронами, свободно перемещающимися по всему объему кристалла металла.

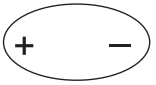
Межмолекулярное взаимодействие

Несмотря на то, что молекулы в целом электронейтральны, они способны притягиваться друг к другу. Такое притяжение называется **межмолекулярным взаимодействием**.

Межмолекулярное взаимодействие, как и химическая связь между атомами, имеет *электростатическую природу*. Однако, в отличие от химической связи, межмолекулярное взаимодействие относительно слабое.

Взаимодействие между молекулами возможно потому, что большинство молекул являются полярными и представляют собой *диполи*.

Диполем называют электронейтральную молекулу, в которой имеются центры положительного и отрицательного зарядов, расположенные на определенном расстоянии друг от друга.

Схематически диполь изображают таким образом: 

Неполярными являются молекулы простых веществ (H_2, O_3, P_4 и т. п.), а также ряд бинарных молекул (CH_4, SiF_4, CO_2).

Диполи могут быть *постоянными* (например, полярные молекулы) или существовать в течение очень короткого промежутка времени (*временные*). Такие диполи могут образовываться даже в неполярных молекулах. Причи-

Правообладатель Народная асвета

ны, которые приводят к возникновению временных диполей, различны: электрические и магнитные поля, влияние других молекул и т. д. Важно то, что диполи могут взаимодействовать между собой. Такое взаимодействие заключается в притяжении диполей друг к другу своими противоположно заряженными полюсами, которое схематически представлено на рисунке 45.

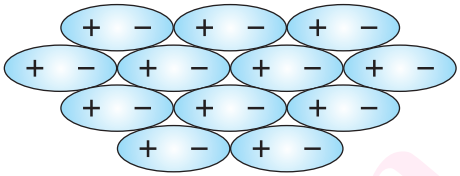


Рис. 45. Схема взаимодействия диполей

Наличие межмолекулярного взаимодействия обусловливает переход молекулярного вещества из газообразного в жидкое, а затем и в твердое состояние. Поэтому оно определяет многие физические свойства таких веществ: низкие температуры кипения и плавления, невысокие электрическую проводимость и теплопроводность, твердость, плотность и др. Энергия межмолекулярного взаимодействия зависит от двух основных характеристик молекулы — ее полярности и размера. Чем больше полярность и размер молекулы, тем сильнее они связываются друг с другом. Из двух веществ молекулярного строения более высокая температура плавления и кипения будет у того вещества, для которого межмолекулярное взаимодействие сильнее. Например, в ряду молекул H_2, O_2, NH_3, H_2SO_4 самой маленькой является молекула H_2, а самой большой — H_2SO_4. Поэтому температуры кипения этих веществ возрастают от водорода (–253 °C) до серной кислоты (+280 °C).

Металлическая связь — это связь в металлах между положительно заряженными ионами посредством обобществленных электронов.

Металлическая связь характерна для металлов и сплавов металлов друг с другом.

Молекулы могут притягиваться друг к другу за счет электростатических сил. Такое взаимодействие называется межмолекулярным.

Вопросы и задания

1. Что общего и какие отличия между ковалентной связью и металлической связью? Какие особенности у металлической связи?

2. Почему в металлах возможно образование «электронного газа», а в неметаллах — нет?

3. Среди указанных формул веществ определите вещества с ионными, полярными и неполярными ковалентными связями: HBr, PH_3, H_2S, $MgCl_2$, SiH_4, CO_2, O_2, NaI, $BaBr_2$, I_2.

Правообладатель Народная асвета

4. Дайте объяснение сути межмолекулярного взаимодействия.

5. По каким признакам можно отнести к веществам молекулярного строения: а) ванилин; б) лед; в) иод?

§ 20. Кристаллическое состояние вещества

Кристаллическое состояние вещества

Большинство твердых веществ имеет кристаллическое строение, т. е. представляет собой кристаллы. Кристаллы характеризуются строго определенным расположением частиц (атомов, ионов, молекул) во всем объеме.

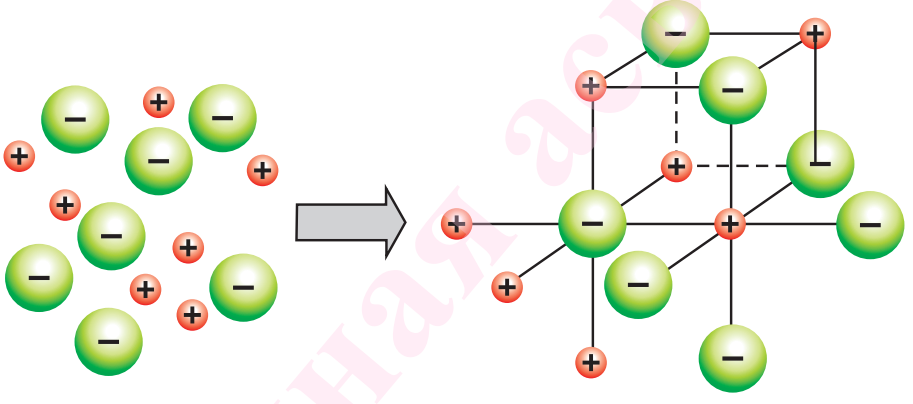


Рис. 46. Образование ионной кристаллической структуры хлорида натрия

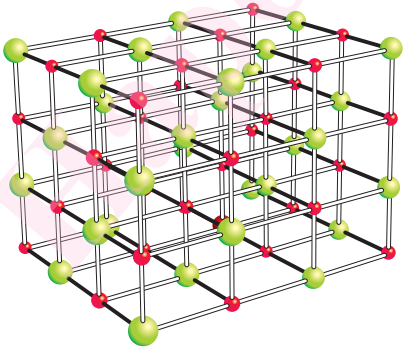


Рис. 47. Фрагмент кристаллической решетки хлорида натрия NaCl

Располагаясь в кристалле определенным образом, частицы образуют **кристаллическую структуру** (рис. 46). Модель для описания такой структуры называется **кристаллической решеткой** (рис. 47). Места, в которых располагаются частицы кристаллов, называют **узлами решетки**.

В зависимости от природы частиц, образующих кристалл, и характера связи между ними различают четыре основных типа кристаллических решеток — **атомную, ионную, металлическую** и **молекулярную**.

Правообладатель Народная асвета

Атомные кристаллы

В узлах атомной кристаллической решетки находятся атомы одинаковых или различных элементов, соединенные между собой ковалентными связями. Как правило, это атомы неметаллов. Например, в веществе *карборунд* SiC (рис. 48) каждый из атомов кремния и углерода занимает строго определенное место и связан четырьмя ковалентными связями с другими атомами.

Примерами веществ с таким строением являются алмаз, графит, кварц SiO_2, карборунд SiC и др. Для веществ немолекулярного строения с атомной кристаллической решеткой характерны высокая прочность и твердость, высокие температуры плавления и кипения. Так, например, алмаз является самым твердым природным веществом. Температура плавления графита выше 4000 °C.

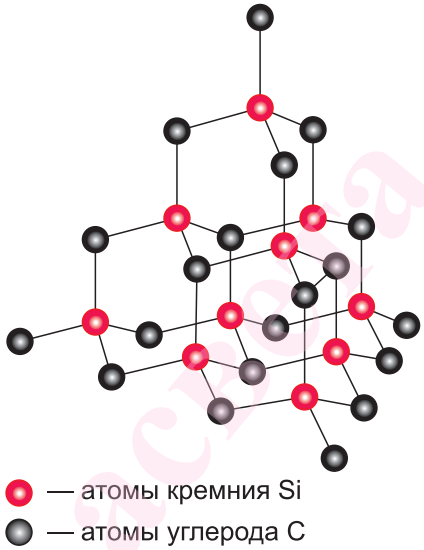


Рис. 48. Фрагмент кристаллической решетки карборунда SiC

Ионные кристаллы

Из предыдущего параграфа вы уже знаете, что ионные кристаллические решетки построены из положительно и отрицательно заряженных ионов, связанных между собой электростатическими силами притяжения. Ионы могут быть простыми, например в кристалле хлорида натрия NaCl, и сложными, например в кристалле сульфата кальция $CaSO_4$. Его можно представить как обычный ионный кристалл, в узлах которого находятся ионы Ca^{2+} и сложные ионы SO_4^{2-} (рис. 49).

Связи между ионами в кристалле прочные. Поэтому ионные соединения обладают большой твердостью, для них характерны высокие температуры плавления и кипения.

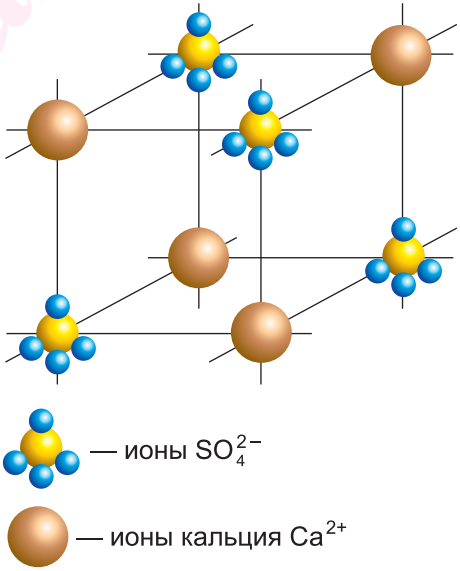


Рис. 49. Фрагмент кристаллической решетки сульфата кальция $CaSO_4$

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

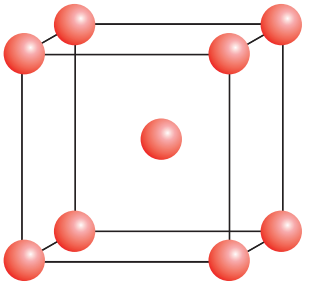


Рис. 50. Фрагмент кристаллической решетки натрия Na

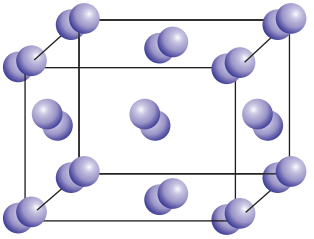


Рис. 51. Фрагмент кристаллической решетки иода I_2

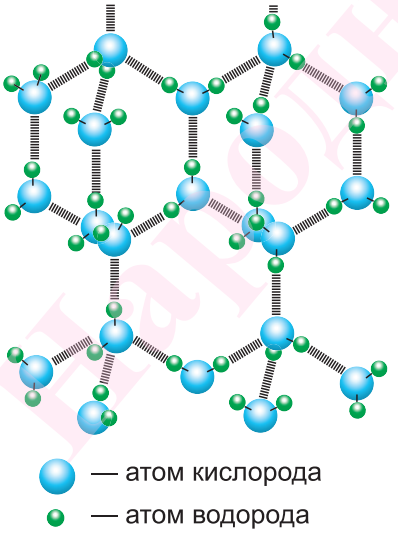


Рис. 52. Фрагмент кристаллической решетки льда H_2O

Металлические кристаллы

Металлическая кристаллическая решетка состоит из положительно заряженных ионов металла, между которыми относительно свободно перемещаются валентные электроны. Такие кристаллы характерны для простых веществ металлов, а также для сплавов. На рисунке 50 показан фрагмент кристаллической решетки натрия.

Большинство металлов имеют относительно высокие температуры плавления — от нескольких сотен до двух-трех тысяч градусов. Однако существуют металлы (например, цезий, галлий), у которых температура плавления чуть выше обычной комнатной.

Молекулярные кристаллы

В узлах молекулярной кристаллической решетки расположены молекулы, связанные между собой слабыми межмолекулярными связями. На рисунке 51 показан фрагмент кристаллической решетки иода I_2. Молекулярные кристаллические решетки характерны для твердых азота, кислорода, воды (рис. 52) и многих других веществ молекулярного строения в твердом агрегатном состоянии.

В отличие от ионных кристаллов, молекулярные кристаллы обычно имеют небольшую прочность, малую твердость, невысокие температуры плавления и кипения. Межмолекулярное взаимодействие в большинстве таких кристаллов слабое, и молекулы при комнатной температуре могут отрываться от кристалла и переходить в газообразное состояние. По этой причине многие вещества с молекулярным строением при обычных условиях имеют запах, например ванилин.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

!? Молекулярные вещества обладают запахом только в том случае, если они способны возбуждать обонятельные нервные окончания в носу. Отвратительный запах тухлых яиц связан с сероводородом H_2S. Человек довольно быстро теряет способность ощущать запах сероводорода («принюхивается» к нему). Это очень опасно, так как сероводород — ядовитый газ.

Большинство твердых веществ имеет кристаллическое строение.

Кристаллы — твердые тела, построенные из молекул, атомов или ионов, закономерно расположенных в пространстве.

В зависимости от природы частиц, образующих кристалл, и характера связи между ними различают четыре основных типа кристаллических решеток — атомную, ионную, металлическую и молекулярную.

Вопросы и задания

1. Что такое кристаллическое состояние вещества?
2. Что представляют собой атомные кристаллы? Почему вещества с атомными кристаллическими решетками имеют высокие температуры плавления и кипения?
3. Какие физические свойства характерны для веществ со следующими кристаллическими решетками: а) атомной; б) ионной; в) металлической; г) молекулярной?
4. В чем состоит различие ионных, атомных и металлических решеток? Как это сказывается на различии в свойствах веществ с соответствующим типом решетки?
5. Что выражает химическая формула вещества: а) молекулярного строения; б) атомного кристаллического строения; в) ионного кристаллического строения?
6. «Сухой лед» (CO_2) исчезает без остатка при обычной температуре. Объясните, что происходит при этом. Какой тип кристаллической решетки у этого вещества?

§ 21. Степень окисления

При образовании химической связи валентные электроны в большинстве случаев смещаются от одного атома к другому. При этом атомы приобретают частичный положительный заряд δ+ или частичный отрицательный δ–. Для характеристики такого состояния атомов в химических соединениях условились эти заряды считать не частичными, а целыми. Чтобы не путать такой условный заряд с зарядом иона, его назвали *степенью окисления*.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, если предполагать, что оно состоит только из ионов.

При определении степени окисления атомов элементов **условно** предполагают, что все электроны, участвующие в образовании химических связей, *полностью смещаются к атому более электроотрицательного элемента*, и такое соединение состоит **только** из положительно и отрицательно заряженных ионов.

Величина степени окисления определяется *числом смещенных электронов* **от** или **к** данному атому. Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения. Его со знаком «плюс» или «минус» *перед арабской цифрой* записывают над символом элемента. Например, запись

$$\overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2}$$

означает, что степень окисления меди в данном соединении равна +2, а хлора — –1.

Положительные степени окисления приобретают атомы, которые отдают свои электроны другим атомам. Например, *металлы* во всех сложных соединениях проявляют *только положительные степени окисления*. *Щелочные металлы* (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) в своих соединениях всегда имеют постоянную степень окисления +1. *Элементы группы IIA* во всех своих соединениях проявляют степень окисления +2, а *алюминий* — +3.

Степень окисления *водорода* в соединениях с неметаллами равна +1.

Отрицательные степени окисления имеют атомы, которые принимают электроны от других атомов. Например, *фтор* в соединениях всегда проявляет степень окисления –1, а степень окисления *кислорода* в большинстве соединений равна –2.

В соединениях с ионным типом связи степени окисления одноатомных ионов равны величинам их зарядов. Например, в *хлориде натрия* заряд иона натрия равен 1+ и степень окисления +1. Заряд иона хлора 1– и степень окисления хлора –1:

$$\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} \text{ или } Na^{1+}[Cl]^{1-}.$$

В соединениях с полярной ковалентной связью при определении степени окисления рассматривают ковалентные полярные связи как ионные. При этом считают, что общие электронные пары смещаются к атомам элементов с большей электроотрицательностью. Например, в молекуле *хлороводорода* HCl

Правообладатель Народная асвета

хлор является более электроотрицательным элементом, и его степень окисления равна -1, а степень окисления водорода — $+1$:

$$\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$$

В простых веществах степени окисления атомов равны нулю, так как общие электронные пары не смещены, а располагаются симметрично относительно двух атомов. Например:

$$\overset{0}{O_2},\ \overset{0}{N_2},\ \overset{0}{H_2},\ \overset{0}{P_4}$$

и т. д.

При вычислении степеней окисления следует помнить, что *любое вещество является электронейтральным*, поэтому **алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в веществе равна нулю**.

Для определения степени окисления атома в химическом соединении необходимо:

1. Записать формулу соединения:

$$Al_2S_3$$

2. Записать значения степеней окисления водорода, кислорода или атома другого элемента, имеющего постоянную (или точно известную) величину этой характеристики:

$$\overset{+3}{Al_2}\ \overset{x}{S_3}$$

3. Вычислить неизвестную степень окисления атомов элемента в соответствии с правилом равенства нулю алгебраической суммы степеней окисления:

$$2 \cdot (+3) + 3x = 0, \text{ откуда } x = -2.$$

Определим, например, степень окисления атомов титана (x) в его оксиде TiO_2 и хрома (y) в оксиде Cr_2O_3:

TiO_2 $\quad x + 2 \cdot (-2) = 0$, откуда $x = +4$;
Cr_2O_3 $\quad 2y + 3 \cdot (-2) = 0$, $y = +3$.

Степень окисления атомов серы (z) в серной кислоте H_2SO_4 равна $+6$:

H_2SO_4 $\quad 2 \cdot (+1) + z + 4 \cdot (-2) = 0$, откуда $z = +6$.

Атомы многих элементов могут иметь несколько значений степени окисления. Например, сера в соединениях H_2S, SO_2, SO_3 проявляет степени окисления -2, $+4$, $+6$ соответственно. Степени окисления атомов азота в соедине-

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

ниях HNO_3, NO_2, HNO_2, NO, N_2O, NH_3 соответственно равны +5, +4, +3, +2, +1, –3. Как правило, *высшая положительная степень окисления численно равна номеру группы, в которой располагается элемент.*

У неметаллов (элементов групп IVA—VIIA) *низшая отрицательная степень окисления численно равна разности*:

№ группы – 8.

Так, у атомов серы (элемента VIA-группы) высшая положительная степень окисления равна +6, а низшая — –2: 6 – 8 = –2.

У атомов азота (элемента VA-группы) высшая положительная степень окисления равна +5, а низшая — –3: 5 – 8 = –3.

У металлов низшая степень окисления равна нулю, так как атомы этих элементов не могут проявлять отрицательных степеней окисления.

Если атомы какого-нибудь элемента могут проявлять несколько положительных степеней окисления, то она обычно указывается в конце названия соединения в скобках: $\overset{+3}{Fe}(OH)_3$ — гидроксид железа(III) и $\overset{+2}{Fe}(OH)_2$ — гидроксид железа(II).

Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, если предположить, что оно состоит только из ионов.

Металлы во всех сложных соединениях проявляют только положительные степени окисления.

Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в веществе равна нулю.

Вопросы и задания

1. Отличаются ли по своей электронной структуре и свойствам атомы элементов в свободном состоянии и в соединении?
2. Дайте определение степени окисления.
3. Как вы думаете, почему степени окисления атомов элементов в простых веществах принимают равными нулю?
4. Определите степени окисления атомов элементов в химических соединениях, формулы которых: $CaCl_2$, MnO_2, $MgBr_2$, H_2S, P_2O_3, $KBrO_3$, $HClO_4$, Na_2SiO_3.
5. Укажите значения высшей и низшей степени окисления атомов следующих элементов: Mg, P, Cl, B, Si, K, C, Se. Напишите формулы высших оксидов этих элементов.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

6. Расположите соединения хлора в порядке увеличения степени окисления его атомов: а) Cl_2; б) Cl_2O; в) HCl; г) ClO_2; д) Cl_2O_7; е) Cl_2O_5.

7. Составьте формулу соединения бария с азотом, если степень окисления атомов азота равна –3.

8. Составьте формулы следующих соединений: сульфида магния, фторида серы(VI), оксида серы(IV), оксида серы(VI). Какие степени окисления проявляют атомы серы в этих соединениях?

9. Составьте формулы солей из положительно заряженных ионов металлов: Li^+, Ba^{2+}, Fe^{3+} и отрицательно заряженных ионов: Cl^-, NO_3^-, PO_4^{3-}, SO_4^{2-}. Дайте названия этим соединениям и укажите степени окисления всех атомов, входящих в их состав.

§ 22. Окислительно-восстановительные реакции

Среди огромного разнообразия химических реакций можно выделить в отдельную группу реакции, протекающие *с изменением степеней окисления* атомов.

Рассмотрим известную вам из курса химии 7-го класса реакцию взаимодействия железа с хлоридом меди(II) в растворе (рис. 53):

$$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu.$$

Определим степени окисления атомов химических элементов в реагирующих веществах и продуктах реакции:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2} = \overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{Cu}.$$

Рис. 53. Взаимодействие железа с хлоридом меди(II)

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

В результате этой реакции изменяются степени окисления атомов железа и меди, а степень окисления атомов хлора остается постоянной. Атомы железа в нулевой степени окисления отдают электроны и превращаются в положительно заряженные ионы железа с зарядом 2+:

$$Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}.$$

Процесс отдачи электронов атомами элемента называется окислением. Атомы (молекулы или ионы), которые в ходе химической реакции отдают электроны, называются восстановителями. Значит, в рассматриваемом процессе происходит *окисление* атомов железа, которые выступают в роли *восстановителей*. В ходе реакции **степень окисления атомов восстановителя увеличивается**.

В химические реакции вступают не изолированные атомы, молекулы или ионы, а реальные вещества, в состав которых входят атомы элементов, способных отдавать или присоединять электроны. Поэтому *вещества, в состав которых входят атомы элементов, отдающих электроны, также называют восстановителями*. К восстановителям относятся простые вещества — металлы, водород, углерод, а также оксид углерода(II) и др. Восстановителем в реакции железа с хлоридом меди(II) выступает вещество, содержащее атомы железа, — металлическое железо.

Одновременно в этой реакции положительно заряженные ионы меди с зарядом 2+ присоединяют электроны, превращаясь в атомы меди в нулевой степени окисления:

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0.$$

Процесс присоединения электронов атомами элемента называется восстановлением. Атомы (молекулы или ионы), которые в ходе химической реакции присоединяют электроны, называются окислителями. Таким образом, в рассматриваемом процессе происходит *восстановление* ионов меди(II), которые выступают в роли *окислителей*. **В ходе реакции степень окисления атомов окислителя понижается.**

Вещества, в состав которых входят атомы элементов, способные принимать электроны, называются окислителями. К окислителям относятся кислород, галогены, многие кислоты и др. Окислителем в реакции железа с хлоридом меди(II) выступает вещество, содержащее ионы Cu^{2+}, — хлорид меди(II).

Процессы окисления и восстановления связаны между собой, поскольку электроны от атома, их отдающего, переходят к атому, их принимающему. Пе-

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

реход электронов от одних атомов к другим приводит к изменению их степеней окисления.

Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов элементов, называются окислительно-восстановительными реакциями.

В окислительно-восстановительных реакциях процессы окисления и восстановления всегда протекают одновременно: если одно вещество окисляется, отдавая электроны, то другое при этом восстанавливается, присоединяя электроны:

$$\underset{\text{восстановитель}}{\overset{0}{\mathrm{Fe}}} + \underset{\text{окислитель}}{\overset{+2\ -1}{\mathrm{CuCl_2}}} = \overset{+2\ -1}{\mathrm{FeCl_2}} + \overset{0}{\mathrm{Cu}}.$$

окисляется восстанавливается

Окислительно-восстановительные реакции, как и другие, подчиняются общему закону природы — закону сохранения массы и энергии. Поэтому *число электронов, которые отдает восстановитель, равно числу электронов, которые присоединяет окислитель:*

$$\overset{0}{\mathrm{Fe}} + \overset{+2\ -1}{\mathrm{CuCl_2}} = \overset{+2\ -1}{\mathrm{FeCl_2}} + \overset{0}{\mathrm{Cu}}.$$

$2e^-$

Общая схема окислительно-восстановительной реакции может быть записана так:

ne^-

восстановитель + окислитель = продукт окисления + продукт восстановления

Рассмотрим еще один пример. В реакции:

$$2\mathrm{Al} + \mathrm{Fe_2O_3} \overset{t}{=} \mathrm{Al_2O_3} + 2\mathrm{Fe}$$

восстановителем будут выступать атомы алюминия, а окислителем — атомы железа, входящие в состав оксида железа(III):

$$\overset{0}{\mathrm{Al}} - 3e^- = \overset{+3}{\mathrm{Al}};$$

$$\overset{+3}{\mathrm{Fe}} + 3e^- = \overset{0}{\mathrm{Fe}}.$$

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

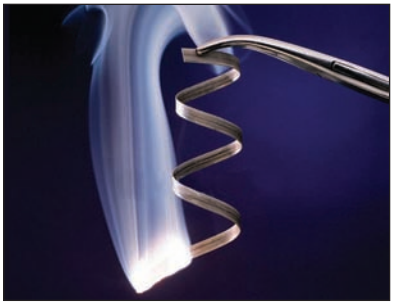


Рис. 54. Горение магния

Указав над символами элементов степени окисления, эту реакцию мы можем записать следующим образом:

$$\overset{0}{2Al} + \overset{+3\ -2}{Fe_2O_3} = \overset{+3\ -2}{Al_2O_3} + \overset{0}{2Fe}.$$

$2 \cdot 3e^-$

восстановитель, окислитель, продукт окисления, продукт восстановления

Аналогичным образом можно представить и другие окислительно-восстановительные реакции, например реакцию взаимодействия магния с кислородом (рис. 54):

$$\overset{0}{2Mg} + \overset{0}{O_2} = \overset{+2\ -2}{2MgO}.$$

$2 \cdot 2e^-$

восстановитель, окислитель

Окислительно-восстановительных реакций известно очень много, их общий отличительный признак — изменение степеней окисления атомов участвующих в реакции веществ.

Процесс отдачи электронов атомами элемента называется окислением, а процесс присоединения электронов — восстановлением.

Атомы, молекулы или ионы, которые в ходе химической реакции отдают электроны, называются восстановителями.

Атомы, молекулы или ионы, которые в ходе химической реакции присоединяют электроны, называются окислителями.

Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления элементов, называются окислительно-восстановительными.

В окислительно-восстановительных реакциях общее число электронов, которые отдает восстановитель, должно быть равно общему числу электронов, которые принимает окислитель.

Вопросы и задания

1. В чем сущность процессов окисления и восстановления в свете электронных представлений? Как изменяется степень окисления атомов химических элементов при их окислении и восстановлении?

2. Какие из приведенных схем отражают процессы окисления, а какие — восстановления: а) $\overset{+5}{N} \rightarrow \overset{+2}{N}$; б) $\overset{+7}{Mn} \rightarrow \overset{+2}{Mn}$; в) $\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{+2}{N}$; г) $\overset{+2}{Cu} \rightarrow \overset{0}{Cu}$?

Правообладатель Народная асвета

3. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Рассмотрите с точки зрения окисления-восстановления реакцию получения водорода действием цинка на разбавленную соляную кислоту. Что в данной реакции является окислителем? Восстановителем? Какой элемент при этом восстанавливается? Окисляется?

4. Рассчитайте массу водорода, который получится при растворении цинка химическим количеством 2 моль в соляной кислоте.

5. Из приведенных ниже уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Поставьте степени окисления над символами элементов, атомы которых меняют ее в ходе реакции:

а) $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$;

б) $AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$;

в) $Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2\uparrow$;

г) $CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4$.

6. Запишите уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами: а) $H_2SO_4 + Al \rightarrow$; б) $HCl + Fe \rightarrow$. Составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю.

7. Запишите уравнения реакций между простыми веществами: а) серой и цинком; б) хлором и фосфором; в) иодом и алюминием. Составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю.

§ 23. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас

Окислительно-восстановительные реакции происходят вокруг нас постоянно. Обмен веществ в живых организмах, фотосинтез, дыхание, гниение, горение — все это примеры окислительно-восстановительных реакций. Именно благодаря этим процессам осуществляется круговорот различных химических элементов в природе, происходит усвоение питательных веществ растениями из почвы, работают пищевые цепочки.

Окислительно-восстановительные реакции являются не только основой жизни на Земле, они широко используются человеком в самых разнообразных целях. Эти реакции лежат в основе получения металлов из руд, промышленного синтеза большинства важнейших неорганических веществ (серной и азотной кислот, щелочей, аммиака и др.). Применяя в быту разнообразные автономные электрические приборы, мы зачастую и не подозреваем о том, что их использование без подключения к электрической сети было бы невозможно без окислительно-восстановительных реакций в химических источниках тока.

Рассмотрим более подробно некоторые из этих процессов, их роль в круговороте веществ в природе, жизнедеятельности живых и растительных организмов, энергетике, металлургии, получении самых различных веществ.

Окружающий нас мир является как бы гигантской химической лабораторией, в которой непрерывно протекают самые разнообразные химические реакции, прежде всего окислительно-восстановительные.

Правообладатель Народная асвета

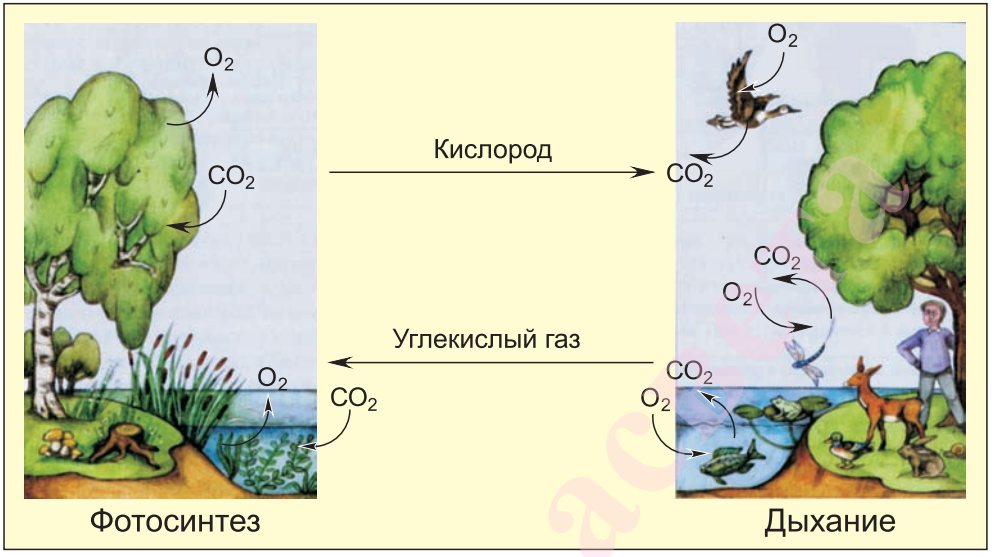


Рис. 55. Круговорот кислорода в природе

Круговорот кислорода является основным планетарным процессом, связывающим воедино атмосферу, земную кору и воду (рис. 55). Растения, поглощая углекислый газ, в результате фотосинтеза производят кислород:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} \underset{\text{глюкоза}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2\uparrow,$$

который затем расходуется при дыхании людей и животных, горении и гниении органических веществ, в самых различных промышленных процессах. Все эти процессы — окислительно-восстановительные, в которых кислород выступает в качестве окислителя. При этом образуется оксид углерода (IV) CO_2, снова поступающий в атмосферу.

Особая роль принадлежит процессам горения. Начиная с каменного века огонь служил человеку источником тепла и энергии. Дрова, уголь, торф и в наше время являются важнейшими природными энергоносителями. Общая схема их горения:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2\uparrow.$$

В XX в. этот ряд пополнили нефть и природный газ метан:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O.$$

Правообладатель Народная асвета

Рис. 56. Транспорт, работающий на жидком топливе

Продукты нефтепереработки (керосин, бензин, мазут и др.) служат основным видом топлива для самолетов, автомобилей, кораблей, локомотивов (рис. 56). Сгорание этих видов топлива — также окислительно-восстановительные реакции. В результате протекания таких реакций кислород окисляет углерод, водород и другие входящие в их состав элементы до различных оксидных соединений.

Использование энергии современного ракетного топлива также основано на окислительно-восстановительных процессах. Они протекают при смешивании окислителей (чаще всего жидкого кислорода, азотной кислоты) и восстановителей (жидкий водород, керосин или различные органические соединения).

Источником энергии (прежде всего электрической) могут служить не только процессы горения, но и другие окислительно-восстановительные реакции. О них более подробно вы узнаете позже. А пока мы только напомним о том, что вам уже хорошо известно из повседневной жизни: об аккумуляторах в автомобилях и самых разнообразных электрических батарейках. Это примеры практического использования энергии окислительно-восстановительных реакций.

Важнейшие отрасли современной промышленности также основаны на использовании окислительно-восстановительных процессов. Еще в глубокой древности человек стал получать металлы из руд (рис. 57). Руды обычно представляют собой минералы или горные породы, содержащие оксиды и другие соединения различных металлов. Чтобы выделить металл в свободном состоянии, его необходимо *вос-*

Рис. 57. Металлургия Древнего Египта

Правообладатель Народная асвета

Рис. 58. Разливка стали на металлургическом заводе

становить с помощью различных восстановителей. В качестве восстановителя вначале использовали древесный уголь, а затем, по мере развития металлургии (рис. 58), и другие вещества (CO, H_2 и др.).

Процесс восстановления металла из руды можно представить в виде общей схемы:

восстановитель + MeO →
→ Me + продукт окисления

и на примере получения железа:

$$CO + FeO \rightarrow Fe + CO_2 .$$

В XX в. широкое распространение получила электрометаллургия, в которой в качестве восстановителя для получения металла используется электрический ток. Более подробно об этом вы узнаете из последней главы этого учебника.

Практически все важнейшие химические производства основаны на окислительно-восстановительных реакциях. Это промышленное получение основных кислот (серная, азотная, соляная), щелочей, аммиака, самых разнообразных неорганических и органических соединений. О химических основах этих производств вы узнаете позже.

Существует множество отраслей промышленности, которые не являются химическими, но так или иначе связаны с использованием химических процессов, прежде всего окислительно-восстановительных. Это предприятия, перерабатывающие сельскохозяйственное сырье, текстильные и кожевенные производства, парфюмерные, фармацевтические производства и т. д.

Окислительно-восстановительные процессы не только помогают человеку во многих видах его деятельности, но часто и осложняют его жизнь. Из курса химии 8-го класса вы узнаете о *коррозионных процессах* (разрушение металлов под воздействием окружающей среды) и способах борьбы с ними. Многие процессы окисления являются причиной порчи продуктов питания, плодов и овощей, различных изделий. Человек научился бороться с этими вредными явлениями, прежде всего устраняя причины их возникновения, используя самые разнообразные защитные меры, в том числе и различные химические процессы. Обо всем этом вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

Вопросы и задания

Приведите примеры окислительно-восстановительных процессов, которые вы наблюдаете в повседневной жизни.

Правообладатель Народная асвета

Глава 4

Растворы

Вы узнаете о роли воды и растворов в природе и жизнедеятельности человека; познакомитесь с характеристиками состава растворов; выясните, почему растворы многих веществ проводят электрический ток; изучите условия протекания химических реакций в водных растворах.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

§ 24. Смеси веществ

Если внимательно присмотреться к окружающей нас природе, то легко можно убедиться, что в ней нет абсолютно чистых веществ. Мы говорим «чистая вода», «чистый воздух», «чистый песок», но это не значит, что эти объекты образованы одним химическим веществом. В них вещества обычно смешаны с другими веществами, образуя многокомпонентные системы — **смеси**. Смеси могут состоять из веществ, находящихся как в одинаковом, так и в разных агрегатных состояниях — твердом (тв), жидком (ж) и газообразном (г). Смеси веществ бывают *однородными* и *неоднородными*.

Однородные смеси (часто их называют **растворами**) в любой части своего объема имеют одинаковый состав. Наиболее распространены *жидкие растворы*. Ими являются и раствор сахара в воде, и раствор иода в спирте, и обычная газированная вода, в которой растворен углекислый газ.

Газовые растворы — это смеси газов, которые не взаимодействуют между собой при данных условиях. Например, воздух — это смесь, состоящая в основном из азота и кислорода.

Примерами однородных смесей, образованных твердыми веществами, являются *сплавы* металлов — *твердые растворы* (*латунь, бронза*).

Неоднородные смеси могут быть образованы веществами, находящимися как в одном, так и в разных агрегатных состояниях. Состав неоднородных смесей в разных частях их объема различается. У большинства твердых смесей неоднородность легко обнаруживается даже визуально. Если внимательно рассмотреть камень, кучку песка или образец почвы, то можно увидеть в них отдельные крупинки, различающиеся цветом, размером, твердостью.

Рис. 59. Разделение смеси железа и серы

Примерами неоднородных твердых смесей являются природный гранит, смесь деревянных и железных опилок, смесь порошков металлического железа и серы. В смеси железа с серой вы легко различите составляющие их компоненты по цвету. Для разделения этой смеси можно воспользоваться магнитом (рис. 59).

Правообладатель Народная асвета

Неоднородная смесь твердого и жидкого веществ называется **суспензией** (или *взвесью*). Примерами суспензий являются смеси глины или мела с водой. Например, если перемешать воду с мелко измельченной глиной, то через некоторое время более крупные частицы ее осядут на дно, а очень мелкие долго будут находиться во взвешенном состоянии в виде суспензии. При отстаивании твердые частицы суспензии осаждаются на стенках и дне сосуда. Взвешенные в жидкости частицы могут быть отделены от нее фильтрованием.

Рис. 60. Приготовление бетона — суспензии песка и цемента в воде

Суспензия мела в воде широко используется при побелке. Различные краски, строительные растворы для штукатурных работ или кладки кирпича — глиняно-известковые, цементно-известковые — также представляют собой суспензии (рис. 60).

При смешивании нерастворимых друг в друге жидкостей образуется смесь, которая называется **эмульсией**. Самый простой пример эмульсии — смесь жира или масла с водой (рис. 61). После ее отстаивания отчетливо видны два слоя веществ — вода и масло. К водным эмульсиям относятся молоко, майонез, самые разнообразные косметические и медицинские препараты, средства для защиты растений и борьбы с насекомыми. Большинство красок — эмульсии. У некоторых из них этот термин указан в названии — эмульсионная или водно-

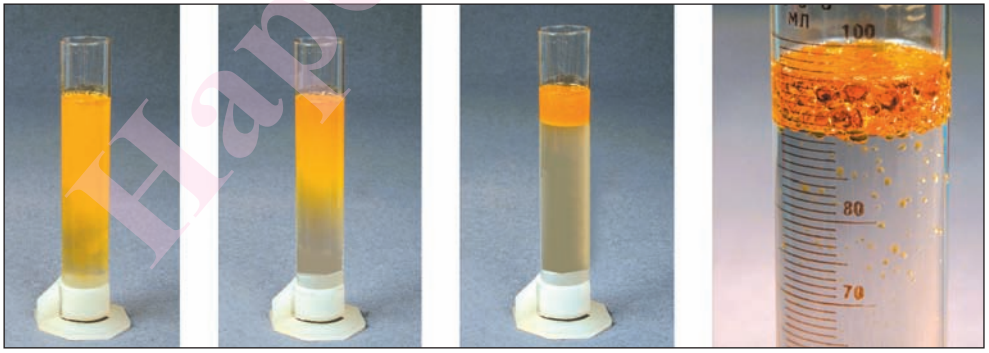


Рис. 61. Эмульсия — смесь растительного масла и воды

Правообладатель Народная асвета

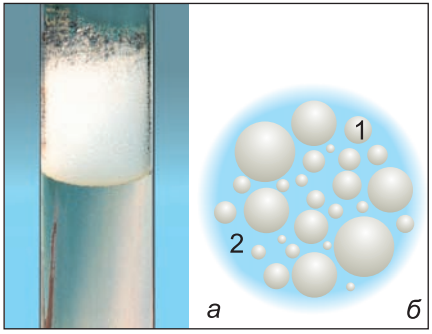


Рис. 62. Пена — взвесь газа в жидкости: *а* — внешний вид; *б* — строение пены (*1* — пузырьки газа; *2* — жидкость)

эмульсионная краска. Примером природной эмульсии является сок каучуконосных деревьев — латекс, из которого получают каучук. Эмульсии, в отличие от суспензий, более устойчивы, а некоторые из них могут сохраняться достаточно долго (например, крем, майонез и др.), особенно при добавлении специальных веществ — *эмульгаторов*.

При энергичном смешивании жидкостей и газов, например при продувании воздуха через воду или падении воды с большой высоты в водопадах, образуется **пена**. Она представляет собой взвесь газа в жидкости (рис. 62). Вспомните про пенящиеся напитки: газированную воду, квас. Обычная пена не очень устойчива и довольно быстро разрушается. Гораздо более стабильной является пена, образующаяся при растворении мыла или стирального порошка в воде. Частицы этих моющих средств укрепляют стенки пузырьков, позволяя им существовать достаточно долго. Пены различных веществ широко используются на практике, например при тушении пожаров. Использование пены при обогащении руд позволяет отделять пустую породу от минералов.

Твердые пены имеют жесткий твердый пленочный каркас. Их получают путем вдувания газа в расплавленную вязкую массу (например, стекло) или нагревания смеси пластичного вещества с пенообразователем. Разлагаясь, пенообразующее вещество выделяет газ, который разрыхляет вещество, образуя в нем ячейки.

!? В 1999 г. был получен пеноалюминий — металл с пористой структурой. Он образуется при добавлении в расплав алюминия порошка карбоната кальция, который при высокой температуре разлагается с выделением углекислого газа. Выделяющийся газ образует пузыри в расплаве. При его охлаждении получается пористая структура затвердевшего алюминия. Предполагается, что он может стать материалом с интересными механическими свойствами, так как его плотность составляет всего 0,19 г/см^3.

Твердые пены широко применяются для получения высокопористых строительных материалов с малой массой и высокой тепло- и звукоизолирующей способностью: пенопласты, пористые резины, пеногазобетоны, пеностекло, пеногипс, керамзит и даже пенометаллы (рис. 63).

Правообладатель Народная асвета

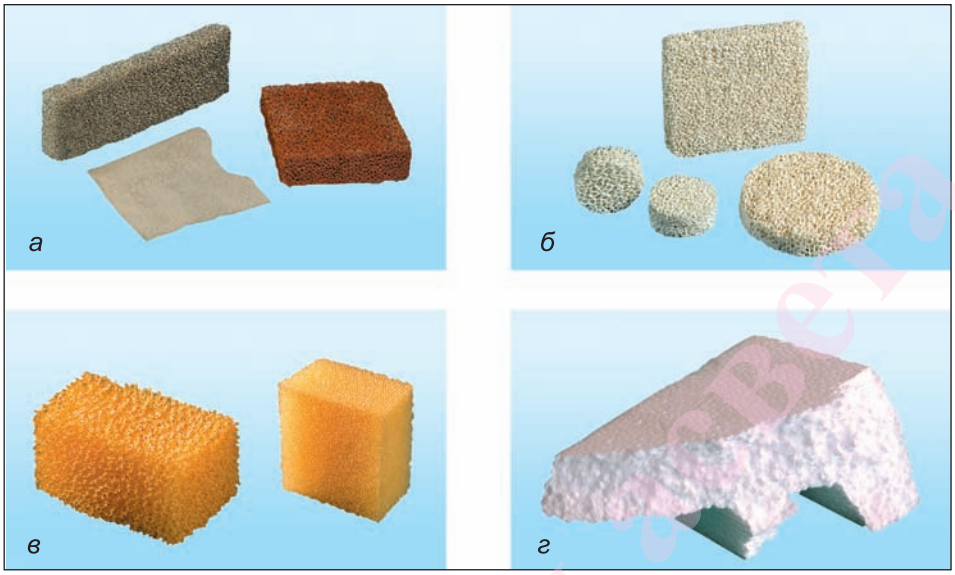


Рис. 63. Высокопористые материалы: *а* — пенометаллы; *б* — пенокерамика; *в* — пенополимер; *г* — пенопласт

Ученые Белорусского государственного университета и Института порошковой металлургии разработали уникальный способ получения пористых металлических и керамических материалов на основе уже имеющейся пористой структуры органического вещества (например, поролона и т. п.). Сначала на его поверхность с помощью различных химических и электрохимических процессов наносят слой металла или керамической массы. Затем органическая основа удаляется при высокой температуре. Оставшийся металл или керамика в точности повторяют пористую структуру органической матрицы. Таким образом можно получить прочные материалы с высокой пористостью. Этот метод получил название «метод химического дублирования». Образцы полученных материалов показаны на рисунке 63, *а*, *б*.

Смешивание твердых или жидких частиц с газом приводит к образованию тумана, пыли и дыма. Когда частицы жидкие — это *туман*, когда твердые — *пыль*, когда смешанные — *дым*. Часто туман, пыль и дым объединяют под общим названием — **аэрозоли** (в дословном переводе «воздушные растворы») (рис. 64).

Рис. 64. Образование аэрозоля — дыма при запуске ракеты

Правообладатель Народная асвета

С помощью аэрозолей можно активно воздействовать на облака с целью регулирования осадков. Например, если ввести в выхлопные газы самолета мелкие частицы иодида серебра AgI или иодида свинца(II) PbI_2, то при охлаждении на этих частицах начинается конденсация паров воды и выпадает дождь.

Рис. 65. Продукция в аэрозольных упаковках

Большое распространение в повседневной жизни получили аэрозольные баллоны, наполненные различными веществами с газом под давлением. Многие медицинские препараты, средства для отпугивания и уничтожения насекомых, лакокрасочные материалы, составы парфюмерно-косметического назначения выпускают в аэрозольных упаковках (рис. 65).

Классификация и примеры неоднородных смесей приведены в таблице 14.

Таблица 14. **Неоднородные смеси**

Смесь	Агрегатное состояние компонентов	Пример смеси
Твердые смеси	тв—тв	Гранит
Суспензии	тв—ж	Взвесь мела в воде
Эмульсии	ж—ж	Молоко
Пены	г—ж тв—г	Пена шампуня Пенопласт
Аэрозоли	тв—г ж—г	Пыль Туман

Смеси веществ бывают однородными и неоднородными.

Неоднородные смеси могут образовывать между собой вещества, находящиеся как в одном, так и в разных агрегатных состояниях.

Среди неоднородных смесей различают суспензии, эмульсии, пены и аэрозоли.

Вопросы и задания

1. Назовите три чистых вещества, с которыми вы встречались в кабинете химии. Почему их можно назвать чистыми?

2. Укажите, что относится к чистым веществам, а что — к смесям: ртуть, молоко, сера, воздух, железо, чугун, азот, вода.

Правообладатель Народная асвета

3. Из перечисленных признаков выделите характерные для смесей: а) могут быть разделены на компоненты физическими методами; б) соотношение химических элементов в них постоянно; в) при их образовании протекают химические реакции; г) соотношение веществ в них может изменяться в достаточно широких пределах.

4. Приведите примеры однородных и неоднородных смесей, известных вам из повседневной жизни.

5. Дайте определения следующих понятий: суспензия, эмульсия, пена, аэрозоли. Что объединяет все эти понятия?

6. Составьте уравнения реакций согласно схеме превращений:

$$Ba \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3.$$

7. Вода массой 400 г и карбонат кальция массой 250 г образуют суспензию. Рассчитайте химическое количество и массовую долю карбоната кальция в суспензии.

8. В воде объемом 1 дм^3 растворен кислород объемом 0,112 дм^3. Определите массу полученного раствора кислорода в воде.

9. При кипячении раствора, содержащего сероводород массой 20 г, удалили 50 % массы всего содержащегося H_2S. Определите объем выделившегося газа.

Домашний эксперимент. Вы можете легко приготовить соус майонез, используемый в кулинарии, в домашних условиях. Для этого необходимо смешать в емкости 1 яйцо, 0,5 чайной ложки соли, 0,5 чайной ложки горчицы, 1 чайную ложку уксуса, 1 чайную ложку сахара, 2—3 дольки измельченного чеснока. Полученную смесь необходимо взбить (можно миксером) в течение 3—4 мин, затем, не переставая взбивать, тонкой струйкой влить стакан подсолнечного масла до образования плотной, устойчивой массы. *К какому виду смесей относится майонез?*

§ 25. Вода — универсальный растворитель. Растворы

Вода как универсальный растворитель

На нашей планете вода выступает как универсальный растворитель. Круговорот воды, ее постоянный контакт с самыми разными веществами приводит к тому, что абсолютно чистой воды в природе нет. Даже дождевая вода содержит растворенные газы воздуха вместе с теми загрязнениями, которые в нем есть. Их содержание, конечно, мало, но даже незначительное количество примесей позволяет говорить о том, что дождевая вода — раствор. Вода, побывавшая в контакте с почвой, минералами, горными породами, содержит самые разнообразные вещества. Достаточно вспомнить о минеральной и морской воде как примерах водных растворов с большим содержанием растворенных веществ (рис. 66).

Правообладатель Народная асвета

Рис. 66. Добыча соли на соляном озере

Большинство химических процессов в организмах живых существ протекают также в водных растворах. С чем же связана такая распространенность водных растворов? В чем заключаются особенности воды как растворителя? Для ответа на эти вопросы вспомним строение молекулы воды.

Строение молекулы воды

Как вам уже известно, в молекуле воды два атома водорода связаны одинарными ковалентными полярными связями с атомом кислорода. Эти связи образованы за счет обобществления неспаренных электронов атомов водорода и двух электронов атома кислорода (рис. 67). Каждая ковалентная связь в молекуле воды является *полярной*, так как атомы водорода и кислорода имеют разные электроотрицательности (ЭО). Общая электронная пара смещена к атому кислорода — у него выше ЭО. При этом на атоме кислорода возникает частичный отрицательный заряд, а на атоме водорода — такой же по величине частичный, но положительный заряд:

$$\overset{\delta+}{H} \longrightarrow \overset{\delta-}{O}.$$

Экспериментально установлено, что молекула воды *полярная*, имеет два противоположно заряженных полюса, т. е. представляет собой *диполь*. Это возможно только при условии, что молекула H_2O имеет угловое строение (рис. 68, *а*).

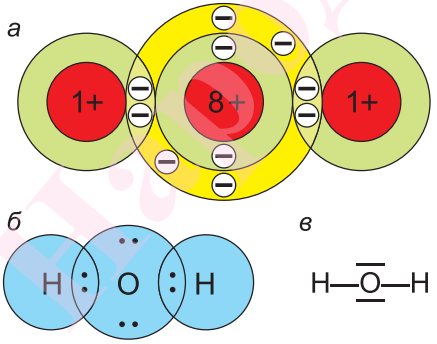


Рис. 67. Электронное строение молекулы воды: *а* — образование ковалентных связей; *б* — электронная формула; *в* — графическая формула

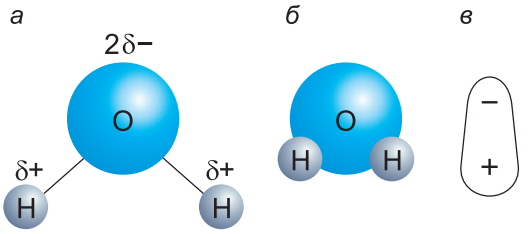


Рис. 68. Полярность молекулы воды: *а* — угловая структура молекулы; *б* — шаровая модель; *в* — диполь

Правообладатель Народная асвета

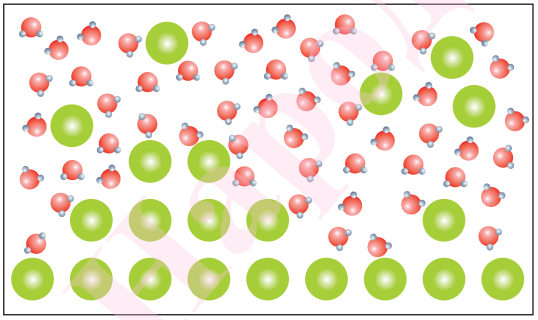
Молекулу воды часто изображают или в виде шаровой модели (рис. 68, *б*), или в виде *диполя* (рис. 68, *в*).

Растворение веществ в воде

Чтобы приготовить раствор какого-либо вещества, достаточно оставить это вещество в соприкосновении с растворителем в течение некоторого времени. При растворении твердых веществ в воде (если они растворимы) легко заметить, как постепенно происходит уменьшение количества твердого вещества, часто вплоть до его полного растворения. Очевидно, что кристаллики растворяемого вещества разрушились и частицы, составляющие его, распределились по всему объему раствора.

Являясь *полярным* растворителем, вода взаимодействует с растворяемым веществом, образуя с его частицами достаточно прочные связи, способствуя тем самым разрушению структуры вещества (рис. 69).

Разрушение структуры вещества при его растворении связано с разрывом химических связей между отдельными частицами вещества. На это требуется затрата энергии. Кроме того, затрата энергии необходима и для диффузии образовавшихся частиц по всему объему раствора. Поэтому не удивительно, что при растворении некоторых веществ температура раствора понижается, например при растворении $CaCl_2$ (рис. 70, *а*).



— частица вещества

— молекула воды

Рис. 69. Разрушение структуры вещества при растворении в воде

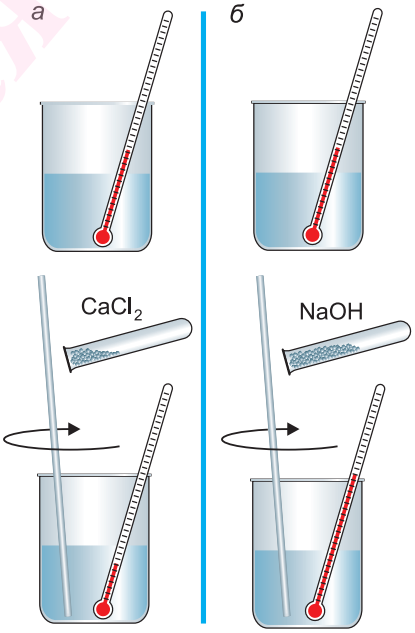


Рис. 70. Изменение температуры при растворении в воде хлорида кальция (*а*) и гидроксида натрия (*б*)

Правообладатель Народная асвета

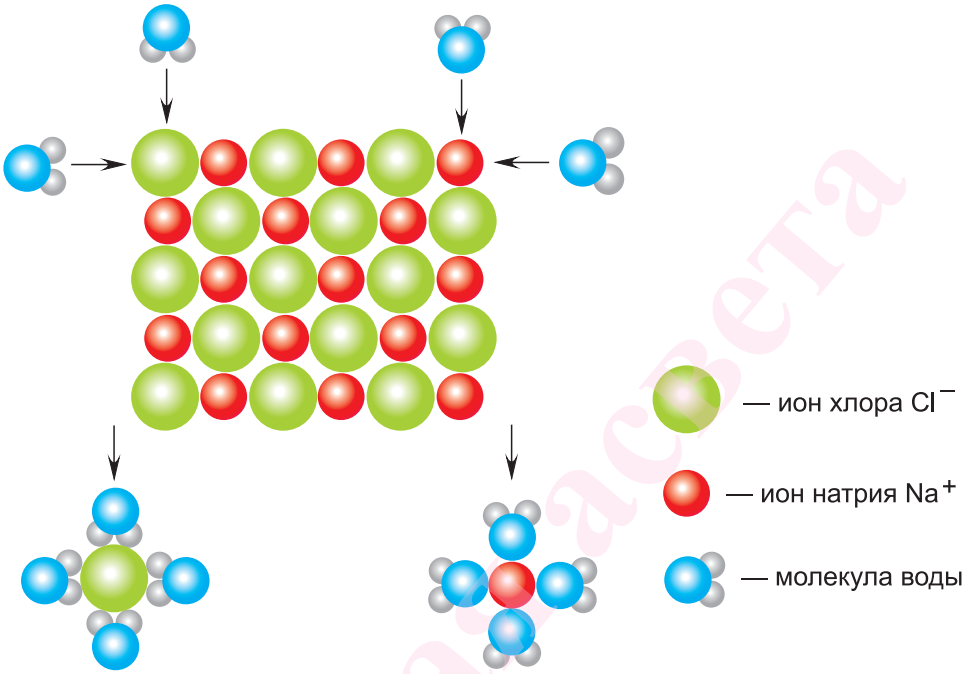


Рис. 71. Образование связи между частицами растворенного вещества и молекулами воды

Однако существует немало веществ, при растворении которых выделяется теплота. Примерами таких веществ являются серная кислота H_2SO_4, гидроксид натрия NaOH (рис. 70, *б*). Вам известно, что выделение энергии (в том числе и теплоты) происходит при образовании химических связей. Очевидно, что при растворении происходит образование химических связей между частицами растворяемого вещества и молекулами воды (рис. 71).

Следовательно, *растворение веществ в воде является сложным процессом. Он включает в себя как разрушение структуры растворяемого вещества и диффузию образовавшихся частиц в объеме раствора (физическая часть процесса), так и химическое взаимодействие между частицами растворяемого вещества и молекулами воды*. Выделение или поглощение теплоты при растворении данного вещества определяется тем, вклад какой из двух составляющих процесса больше.

Правообладатель Народная асвета

Растворы

Растворы — это самые распространенные смеси веществ, для которых характерны *однородность* и *устойчивость*.

Однородность означает, что в растворе невозможно различить частицы растворенного вещества и частицы растворителя даже под микроскопом при большом увеличении. Это свидетельствует о том, что частицы растворенного вещества настолько малы (порядка размеров молекул, атомов или ионов), что их невозможно увидеть. Однородность — это свойство растворов, которое роднит их с чистыми веществами. Но, в отличие от последних, состав растворов может быть различным: они могут содержать большую или меньшую массу вещества. Непостоянство состава растворов приближает их к неоднородным смесям, однако растворы резко отличаются от них своей однородностью.

Растворы невозможно разделить на составные части (компоненты) фильтрованием или отстаиванием. Другими словами, они являются **устойчивыми** системами.

! Растворы — это однородные устойчивые системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов.

Любой раствор состоит из **растворителя** и **растворенного** вещества.

Раствор

Растворенное вещество	Растворитель

Таким образом, общая масса раствора представляет собой сумму масс его компонентов:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{растворителя}).$$

Растворитель обычно находится в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор. Например, если раствор водный, то растворитель — вода. Если оба компонента находятся в одном агрегатном состоянии, то растворителем, как правило, считается тот, которого в растворе больше.

Среди жидких растворов различают **водные** и **неводные** растворы, т. е. однородные системы, у которых растворителем обычно является вода или какой-нибудь другой жидкий растворитель (например, спирт, ацетон или бензин).

Мы с вами будем рассматривать дальше только водные растворы, так как они являются наиболее распространенными в природе, быту, промышленности, сельском хозяйстве и других областях жизни и деятельности человека.

Правообладатель Народная асвета

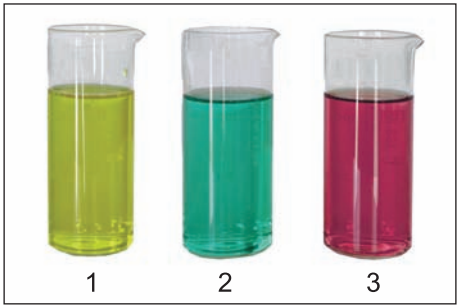


Рис. 72. Растворы веществ различной окраски: *1* — K_2CrO_4; *2* — $Ni(NO_3)_2$; *3* — $CoSO_4$

Водные растворы могут быть бесцветными или иметь самую различную окраску, но всегда являются прозрачными жидкостями (рис. 72).

В водных растворах содержатся сложные агрегаты, которые состоят из частиц растворяемого вещества и связанных с ними молекул воды. Такие агрегаты называются **гидратами**, а сам процесс их образования — **гидратацией**.

В растворах молекулы воды иногда настолько прочно связываются с частицами растворенного вещества, что при выделении этих веществ из растворов часть воды входит в состав кристаллов, и образуются **кристаллогидраты**. Состав кристаллогидратов выражают формулой, в которой указывают соотношение химических количеств растворенного вещества и воды, например $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

!? Часто кристаллогидраты имеют собственные, исторически сложившиеся названия, например: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — медный купорос, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — кристаллическая сода (рис. 73), $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — глауберова соль и др. Многие кристаллогидраты широко распространены в природе в виде различных минералов (рис. 74).
Кристаллогидраты применяют в промышленности и сельском хозяйстве. Медный купорос используют для покрытия металлов медью, а также в составе препарата, который называют «бордосская жидкость», для борьбы с вредителями растений, для приготов-

Рис. 73. Кристаллическая сода $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (*1*) и медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (*2*)

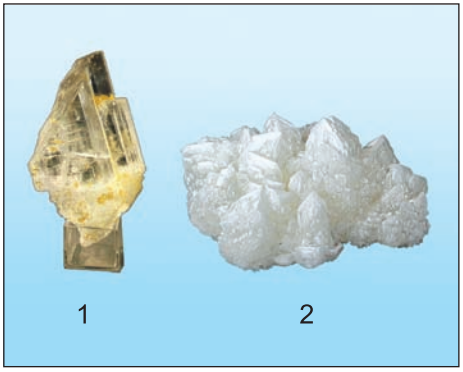


Рис. 74. Минералы-кристаллогидраты: *1* — мирабилит (глауберова соль) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$; *2* — гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

Правообладатель Народная асвета

ления некоторых минеральных красок. Железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ применяется для консервирования древесины, приготовления чернил, в красильном деле, в сельском хозяйстве как средство для борьбы с вредителями растений, в фотографии. Гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ применяется для изготовления отливочных форм и слепков с различных предметов, в качестве вяжущего материала для штукатурки стен и потолков. В хирургии гипс используется для изготовления гипсовых повязок при переломах костей.

Растворение является сложным физико-химическим процессом, включающим в себя как разрушение структуры растворяемого вещества, так и химическое взаимодействие между частицами растворяемого вещества и молекулами воды.

Однородные устойчивые системы переменного состава называют растворами.

Основными компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество.

Вопросы и задания

1. Что такое раствор? Чем растворы отличаются от механических смесей, а чем — от химических соединений?

2. Почему разные минеральные воды имеют различный вкус?

3. В чем заключается сущность процесса растворения? Опишите этот процесс.

4. Почему при растворении одних веществ температура раствора понижается, а других — повышается?

5. Зимой для посыпания дорог применяется поваренная соль NaCl в смеси с песком. При этом ледяной покров тает. Выделяется или поглощается теплота при растворении поваренной соли в воде?

6. В воде массой 150 г растворили поваренную соль массой 20 г. Чему равна масса раствора?

7. Масса раствора хлорида калия равна 220 г. После полного выпаривания воды образуется сухой остаток массой 40 г. Определите массу воды в исходном растворе.

8. Карбонат натрия массой 32 г растворили в воде и получили раствор массой 220 г. Определите массу воды в растворе.

9. Вычислите молярную массу кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Чему равна массовая доля воды в кристаллической соде?

10*. Рассчитайте массу воды, образующейся при прокаливании кристаллогидрата сульфата меди(II) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ химическим количеством 3 моль.

Правообладатель Народная асвета

§ 26. Растворимость веществ в воде

Со времен алхимии известно «золотое правило» — *подобное растворяется в подобном*. Это значит, что растворение зависит прежде всего от **природы растворяемого вещества** и **растворителя**. Поскольку вода является полярным растворителем, то в ней лучше будут растворяться вещества с ковалентными полярными или ионными связями. Но разные вещества растворяются в воде не одинаково.

Качественные и количественные характеристики растворимости веществ

По способности растворяться все вещества делятся на три группы: а) хорошо растворимые; б) малорастворимые; в) нерастворимые. На втором форзаце учебника приведена *таблица растворимости* различных неорганических веществ в воде.

К хорошо растворимым, кроме тех, которые указаны в таблице, относятся и некоторые органические вещества: сахар, глюкоза, спирт и др. Малорастворимыми веществами, помимо указанных, являются большинство простых газов (кислород, азот и др.), различные минералы, многие органические вещества. Большинство металлов, песок, стекло, масла, керосин, бензин относятся к нерастворимым в воде веществам.

Однако *абсолютно нерастворимых* в воде веществ нет. Например, серебро относится к нерастворимым веществам, но вы уже знаете о целебных свойствах воды, хранящейся в серебряных сосудах, которая содержит небольшое количество серебра. Вода, долгое время находившаяся в другой металлической посуде, также приобретает «металлический» привкус.

Из жизненного опыта вам известно, что растворимость веществ далеко не безгранична. Даже хорошо растворимые вещества имеют предел растворимости. Например, при 20 °C в воде массой 100 г можно растворить сахар массой не более 215 г или поваренную соль массой 36 г.

Способность растворяться в воде количественно характеризуется с помощью величины, которую называют *растворимостью*.

Растворимость — максимальная масса растворенного вещества в граммах, которое образует насыщенный раствор в воде массой 100 г при данной температуре.

Своеобразным рекордсменом по растворимости в воде является хлорид сурьмы(III) $SbCl_3$ — вещество, известное средневековым алхимикам как сурьмяное масло. При обычных условиях в 100 г воды можно растворить почти 1000 г $SbCl_3$. Еще один впечатляющий пример — фторид цезия CsF: при 0 °C в 100 г воды растворяется более 500 г этого вещества.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 75. Растворение медного купороса при комнатной температуре (*1*) и при нагревании (*2*)

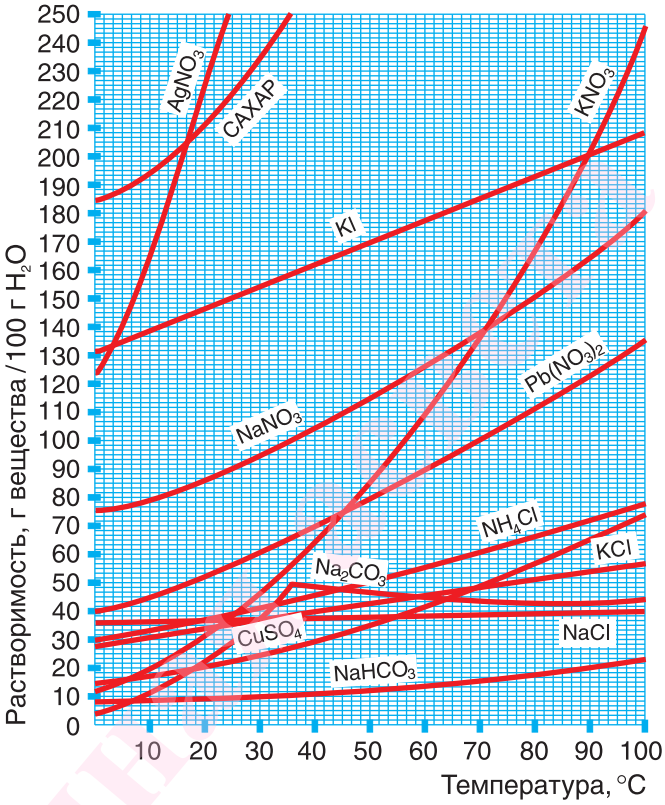


Рис. 76. Зависимость растворимости твердых веществ от температуры

Растворимость большинства веществ в воде существенно зависит от **температуры**: как правило, с повышением температуры она увеличивается (рис. 75). Поэтому на практике для ускорения процесса растворения часто рекомендуют подогреть раствор. На рисунке 76 графически с помощью *кривых растворимости* показано, как изменяется растворимость некоторых *твердых* веществ с изменением температуры. По кривым растворимости можно определить растворимость вещества при различной температуре, выбрав соответствующую точку. Например, растворимость нитрата калия KNO_3 при 70 °C составляет 130 г в воде массой 100 г.

Растворимость *жидкостей* также обычно увеличивается с повышением температуры. А вот растворимость *газов*, в отличие от твердых и жидких веществ, с повышением температуры, как правило, уменьшается (рис. 77). В этом мы ежедневно убеждаемся при кипячении воды: вместе с парами воды выделяются пузырьки растворенных газов — кислорода, углекислого газа. В воде, лишенной растворенного кислорода, невозможна жизнь животных и растений.

Правообладатель Народная асвета

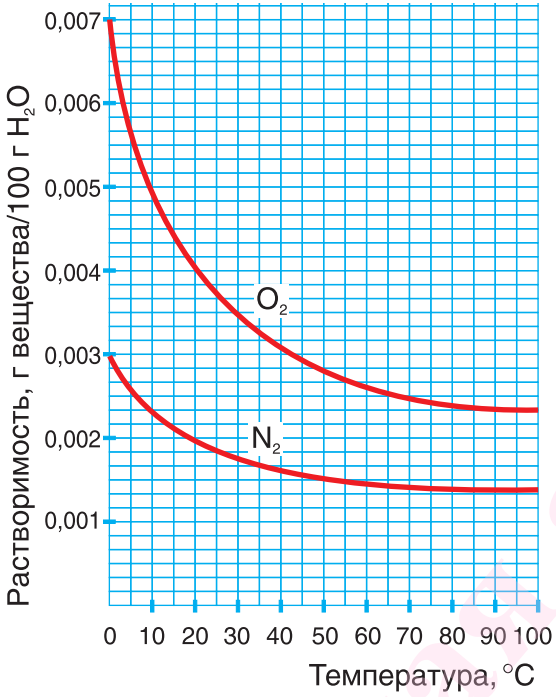
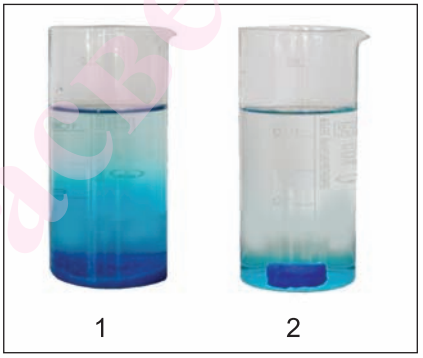


Рис. 77. Зависимость растворимости газов от температуры

Рис. 78. Растворение в воде порошка (*1*) и кристаллов (*2*) медного купороса одинаковой массы



!? В северных морях, где температура воды ниже, чем в теплых морях, гораздо больше рыбы, так как содержание кислорода в воде выше.

Давление практически не оказывает влияния на растворимость твердых и жидких веществ, а вот *растворимость газов в воде при повышении давления возрастает*. Это свойство газов используют при приготовлении газированных напитков: углекислый газ растворяют в воде при повышенном давлении. Когда вы открываете бутылку с газированной водой, давление уменьшается, растворимость углекислого газа падает и он выделяется в виде пузырьков. Таким образом, *растворимость веществ в воде зависит от их химической природы, температуры и давления (для газов)*.

Ускорение процесса растворения твердых веществ в воде зависит от степени их **измельчения**. Если взять для растворения большие кристаллы, например медного купороса, и порошок этого вещества точно такой же массы, то можно легко убедиться, что порошок растворится быстрее (рис. 78). Площадь *поверхности соприкосновения* порошка с водой гораздо больше, чем у кристаллов, и растворение порошка происходит быстрее. Поэтому на практике для ускорения процесса растворения растворяемые вещества *измельчают*. Для ускорения процесса диффузии растворенного вещества растворы *перемешивают*.

Правообладатель Народная асвета

По способности растворяться в воде все вещества делятся на три группы: а) хорошо растворимые; б) малорастворимые; в) практически нерастворимые. Абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Растворимость зависит от природы растворителя, природы растворяемого вещества, температуры и давления (для газов).

Для ускорения процесса растворения растворяемое вещество измельчают, а раствор перемешивают и нагревают.

Вопросы и задания

1. Пользуясь таблицей растворимости веществ в воде, приведите по три примера растворимых и нерастворимых веществ.

2. Составьте формулы веществ: сульфат калия, сульфат кальция, нитрат меди(II), карбонат магния, сульфат магния, гидроксид натрия, гидроксид железа(II), гидроксид кальция, серная кислота, кремниевая кислота. Распределите указанные вещества по группам: а) растворимые; б) нерастворимые; в) малорастворимые.

3. Какие факторы влияют на растворимость твердых веществ в воде?

4. Как можно ускорить процесс растворения в воде затвердевшей поваренной соли?

5. Растворимость какого вещества — KNO_3 или NaCl — при температуре 20 °C большая?

6. Как можно увеличить растворимость большинства твердых веществ в воде?

7. Каким образом можно получить сильногазированную минеральную воду?

8. Почему для жизни рыб в аквариуме непригодна свежекипяченая вода?

9. Почему процесс выделения газа из газированной воды усиливается при нагревании и открывании бутылки?

10. Пользуясь графиком, приведенным на рисунке 76, определите массу сахара, который можно растворить в воде массой 200 г при температуре 10 °C. Рассчитайте массу поваренной соли, которую можно растворить в воде такой же массы при данных условиях.

11. С помощью кривой растворимости, приведенной на рисунке 76, вычислите массу воды, необходимой для полного растворения нитрата калия массой 20 г при 50 °C.

12. В воде массой 100 г приготовили раствор иодида калия при 20 °C. Раствор нагрели до 60 °C. Пользуясь данными графика, приведенного на рисунке 76, определите массу иодида калия, который можно дополнительно растворить в нагретом растворе при данной температуре.

Правообладатель Народная асвета

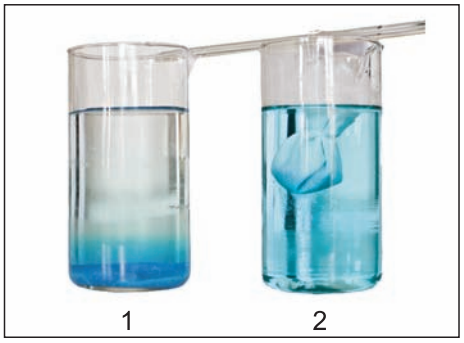


Рис. 79. Растворение соли (медного купороса) в воде: *1* — растворяемое вещество на дне сосуда; *2* — растворяемое вещество в объеме воды

Домашний эксперимент. В стакан насыпьте две чайные ложки поваренной соли и, не перемешивая, залейте ее холодной водой. Такое же количество соли заверните в чистую хлопчатобумажную ткань и подвесьте над другим стаканом с водой так, чтобы соль находилась в воде, как показано на рисунке 79. В каком из стаканов соль растворилась быстрее? Как вы думаете почему?

§ 27. Качественные характеристики состава растворов

Важнейшей особенностью растворов является то, что их состав может изменяться в достаточно широком интервале. В растворах одного и того же вещества могут содержаться разные его массы.

Насыщенные и ненасыщенные растворы

При растворении вещества при постоянной температуре наступает момент, когда оно в воде больше не растворяется. *Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют* **насыщенным**, *а раствор, в котором при данной температуре еще может раствориться дополнительное количество данного вещества*, — **ненасыщенным**. Так, раствор, полученный растворением в воде массой 100 г при 20 °С поваренной соли массой 30 г, будет являться ненасыщенным. Но если мы попытаемся растворить при такой же температуре в воде массой 100 г поваренную соль массой 50 г, то часть соли не растворится и останется на дне сосуда. Раствор над слоем нерастворившейся соли будет насыщенным.

В начале процесса растворения преобладает переход растворяемого вещества в раствор. Однако при увеличении массы растворяемого вещества в какой-то момент наступает насыщение раствора веществом и при его избытке происходит выпадение осадка. Это связано с тем, что раствор уже насытился веществом, а дальнейшее растворение при данной температуре невозможно.

Для образования насыщенных растворов различных веществ требуются разные массы данных веществ. Например, такое твердое вещество, как фторид

Правообладатель Народная асвета

кальция CaF_2, считается практически нерастворимым (рис. 80), но все же некоторая, совершенно незначительная часть соли при ее контакте с водой переходит в раствор. При обычных условиях в воде массой 100 г максимально растворяется 0,0016 г данной соли, и такой раствор является насыщенным. А вот хлорида кальция $CaCl_2$ в таких же условиях для образования насыщенного раствора требуется 29,2 г.

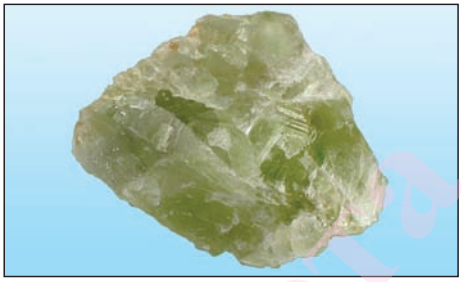


Рис. 80. Кристалл фторида кальция CaF_2

Вследствие разной растворимости газов в воде, их содержание в насыщенных растворах может сильно различаться. Так, например, для получения насыщенных при 0 °С растворов в воде массой 100 г нужно растворить аммиак массой 87,5 г, а водород — объемом всего лишь 2,15 $см^3$ (0,00019 г).

Некоторые жидкие вещества могут в воде растворяться безгранично, т. е. они в принципе не образуют насыщенные растворы. К ним можно отнести уксусную кислоту, спирт, серную кислоту. О растворении таких веществ говорят, что они смешиваются с водой в любых соотношениях.

Понятия «насыщенный» и «ненасыщенный» растворы тесно связаны с температурой. Один и тот же раствор при одной температуре может быть ненасыщенным, а при другой — насыщенным. Это касается как твердых веществ, так и жидких и газообразных.

Добавляя растворитель (воду), насыщенный раствор мы превращаем в раствор ненасыщенный, и тогда в нем может раствориться еще дополнительное количество вещества. Существуют и другие способы изменения содержания веществ в растворах. Ненасыщенные растворы твердых веществ можно перевести в насыщенные:

а) охлаждением раствора;

б) выпариванием воды из раствора;

в) растворением дополнительного количества вещества.

Разбавленные и концентрированные растворы

Для качественной характеристики растворов широко используются понятия **концентрированный раствор** и **разбавленный раствор** (рис. 81).

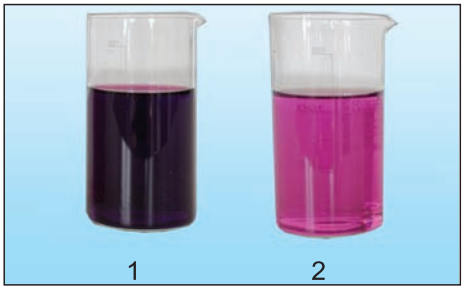


Рис. 81. Концентрированный (*1*) и разбавленный (*2*) растворы перманганата калия

Правообладатель Народная асвета

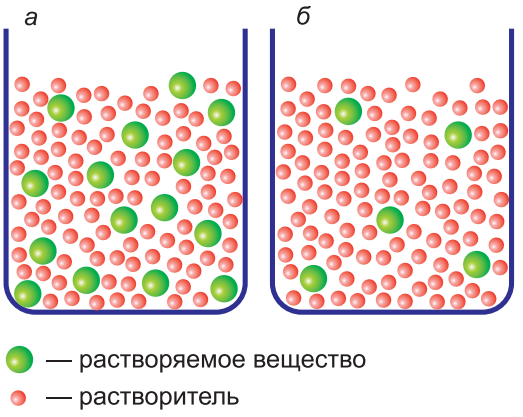


Рис. 82. Модели концентрированного (*а*) и разбавленного (*б*) растворов

Раствор, в котором содержится относительно много растворенного вещества, называется концентрированным (рис. 82, *а*) (слово «концентрация» в переводе с латинского языка означает «сосредоточение»). Концентрированным является, например, раствор, в котором в воде массой 100 г растворен сахар массой 200 г.

Раствор, в котором содержится мало растворенного вещества и много растворителя, называется разбавленным (рис. 82, *б*).

В обычной жизни, как и в химической лаборатории, часто возникает необходимость изменения содержания растворенного вещества (как уменьшения, так и увеличения) в растворе. Этого можно достичь четырьмя способами, показанными на рисунке 83. Труднее всего осуществить удаление части растворенного вещества. Но если сильно охладить концентрированный раствор, то

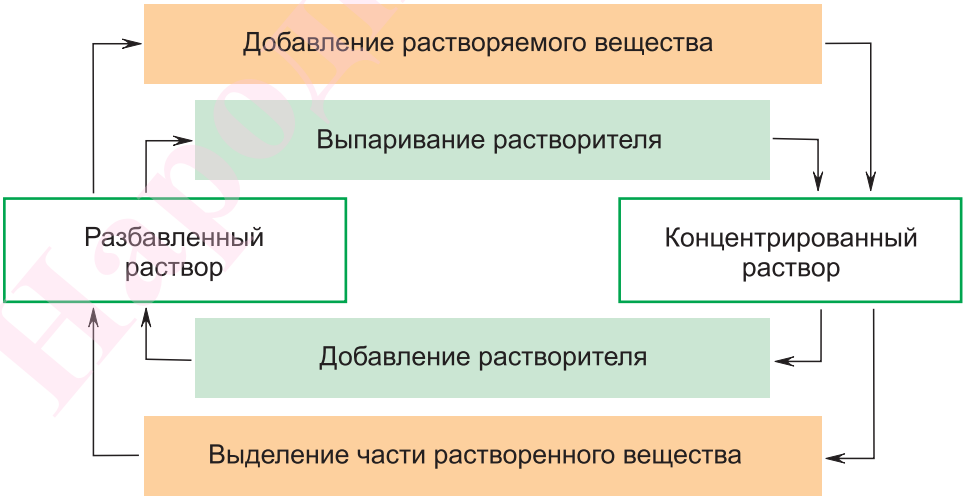


Рис. 83. Способы изменения содержания растворенного вещества в растворе

Правообладатель Народная асвета

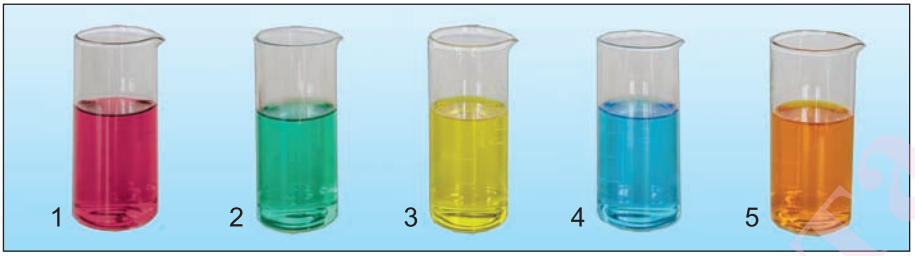


Рис. 84. Растворы различных солей: *1* — $CoSO_4$; *2* — $Ni(NO_3)_2$; *3* — K_2CrO_4; *4* — $Cu(NO_3)_2$; *5* — $K_2Cr_2O_7$

часть растворенного вещества может выпасть в осадок из-за уменьшения растворимости этого вещества при более низкой температуре.

Концентрированный раствор не обязательно должен быть всегда насыщенным, а разбавленный — ненасыщенным. Например, раствор сахара массой 150 г в воде массой 100 г при 30 °C, конечно, считается концентрированным, но ему еще далеко до насыщенного (около 215 г сахара на 100 г воды). С другой стороны, насыщенный раствор сульфата кальция $CaSO_4$ при 20 °C содержит в воде массой 100 г соль массой всего 0,2 г, а насыщенный раствор карбоната кальция $CaCO_3$ еще меньше — 0,00013 г. Это, конечно, очень разбавленные растворы. Примеры растворов различных солей показаны на рисунке 84.

Разбавленные и концентрированные растворы находят широкое применение во всех сферах деятельности человека. Однако только качественная характеристика растворов не может удовлетворить потребности практики, медицины, агротехники и обыкновенных потребителей самых разнообразных продуктов и изделий, находящихся в виде растворов. Здесь необходимы более точные, количественные характеристики, о которых мы расскажем в следующем параграфе.

Растворы бывают насыщенными и ненасыщенными.

Раствор, в котором содержится много растворенного вещества, называется концентрированным, а раствор, в котором содержится мало растворенного вещества, — разбавленным.

Вопросы и задания

1. Какие растворы называются концентрированными? Приведите примеры таких растворов.

2. Какими способами можно изменить содержание растворенного вещества в растворе?

Правообладатель Народная асвета

3. Укажите два способа превращения насыщенного раствора в раствор ненасыщенный.

4. К разбавленному раствору поваренной соли в воде при постоянной температуре добавляли соль до тех пор, пока она не перестала растворяться. Дайте характеристику полученному раствору.

5. Приготовленный при 60 °С раствор охлаждали до выпадения кристаллов соли. Насыщенным или ненасыщенным будет оставшийся раствор над кристаллами соли?

6. Как вы понимаете выражение: «Вещество неограниченно растворяется в воде»? Можно ли приготовить насыщенный раствор уксуса в воде?

7. Найдите и прокомментируйте правильные окончания фразы: «К насыщенному при 20 °С раствору соли добавили воду, …»:

а) раствор стал более насыщенным;
б) увеличилась масса растворителя;
в) увеличилась масса раствора;
г) раствор стал разбавленным;
д) раствор стал менее концентрированным;
ж) раствор стал ненасыщенным.

8. К некоторому разбавленному раствору добавили дополнительное количество вещества. Можно ли утверждать, что раствор стал насыщенным? Как на практике проверить достоверность данного утверждения?

9. Насыщенный при 5 °С раствор хлороводорода (соляная кислота) прокипятили. Каким — более концентрированным или менее концентрированным — будет полученный раствор?

10. Составьте уравнения химических реакций для выполнения следующих химических превращений:

$$CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2.$$

Укажите уравнение реакции, протекающей с выделением газа.

11. Насыщенный раствор хлорида марганца(II) образуется при растворении 73,9 г этой соли в 100 г воды при обычных условиях. Определите массу насыщенного раствора хлорида марганца(II), если раствор готовился в 250 г воды.

§ 28. Количественные характеристики состава растворов. Массовая доля растворенного вещества

При использовании растворов в химических лабораториях, в медицине, на производстве, в быту всегда необходимо представлять, сколько растворенного вещества находится в данной порции раствора. Понятий «насыщенный» или «ненасыщенный», «разбавленный» или «концентрированный» раствор недостаточно для точной характеристики состава раствора.

Правообладатель Народная асвета

Массовая доля растворенного вещества

Точный количественный состав растворов можно выразить различным образом. Одним из наиболее распространенных способов количественной характеристики растворов является определение *массовой доли* растворенного вещества.

Массовая доля растворенного вещества — это величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})},$$

где w (вещества) — массовая доля растворенного вещества;

m(вещества) — масса растворенного вещества;

m(раствора) — масса раствора.

Из курса химии 7-го класса вам уже знакомо понятие «массовая доля химического элемента». Массовая доля растворенного вещества так же, как и массовая доля элемента, является отношением однотипных величин, поэтому не имеет размерности. Она обычно выражается в долях единицы или в процентах, показывая, какую долю от общей массы раствора составляет масса растворенного вещества.

Например, если в растворе массой 200 г содержится соль нитрат калия KNO_3 массой 40 г, то массовая доля растворенного вещества в таком растворе равна:

$$w(KNO_3) = \frac{40\ \text{г}}{200\ \text{г}} = 0{,}2,\ \text{или } 20\%.$$

Фактически, **массовая доля (в %) показывает массу (в г) растворенного вещества, содержащегося в растворе массой 100 г.**

Например, если в водном растворе серной кислоты H_2SO_4 ее массовая доля равна 40 %, то это означает, что в растворе массой 100 г содержится кислота массой 40 г и вода массой 60 г (100 г – 40 г = 60 г).

Раствор ($H_2SO_4 + H_2O$)
100 г (100 %)

$m(H_2SO_4) = 40$ г $w(H_2SO_4) = 0{,}4$ (или 40 %)	$m(H_2O) = 60$ г $w(H_2O) = 0{,}6$ (или 60 %)

Правообладатель Народная асвета

Так как масса раствора равна сумме масс растворителя m(растворителя) и растворенного вещества m(вещества), то формулу для расчета массовой доли можно записать более детально:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{растворителя}) + m(\text{вещества})}.$$

Рассмотрим несколько примеров расчетов с использованием массовой доли растворенного вещества.

Пример 1. В растворе массой 500 г содержится нитрат натрия $NaNO_3$ массой 25 г. Определите массовую долю нитрата натрия в этом растворе.

Дано:
$m(\text{раствора}) = 500$ г
$m(NaNO_3) = 25$ г

$w(NaNO_3)$ — ?

Решение

Вариант I

Вычислим массовую долю нитрата натрия в растворе:

$$w = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})};$$

$$w(NaNO_3) = 25 \text{ г} : 500 \text{ г} = 0{,}05, \text{ или } 5\ \%.$$

Вариант II

Определим массу растворенного вещества в растворе массой 100 г на основе рассуждения:

в растворе массой 500 г содержится $NaNO_3$ массой 25 г
в растворе массой 100 г содержится $NaNO_3$ массой x г

$$\frac{500}{100} = \frac{25}{x};\ 500 \cdot x = 100 \cdot 25, \text{ откуда } x = 5 \text{ (г)}.$$

Масса растворенного вещества (в г), содержащегося в растворе массой 100 г, соответствует массовой доле этого вещества (в %).

Следовательно, $w(NaNO_3) = 5\ \%$.

Ответ: массовая доля нитрата натрия в растворе равна 5 %.

Пример 2. В воде массой 40 г растворили сахар массой 10 г. Определите массовую долю сахара в этом растворе.

Дано:
$m(H_2O) = 40$ г
$m(\text{сахара}) = 10$ г

$w(\text{сахара})$ — ?

Решение

1. Определим массу полученного раствора:

$$m(\text{раствора}) = m(H_2O) + m(\text{сахара}) = 40 \text{ г} + 10 \text{ г} = 50 \text{ г}.$$

Правообладатель Народная асвета

2. Вычислим массовую долю сахара в растворе:

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{раствора})} = \frac{10\ \text{г}}{50\ \text{г}} = 0{,}2,\ \text{или } 20\ \%.$$

Ответ: $w(\text{сахара}) = 20\ \%$.

Пример 3. Рассчитайте массы хлорида калия KCl и воды, которые необходимо взять для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей растворенного вещества 10 %.

Дано:

$m(\text{раствора}) = 300$ г

$w(\text{KCl}) = 10\ \% = 0{,}1$

$m(\text{KCl})$ — ?

$m(\text{H}_2\text{O})$ —?

Решение

Вариант I

Вычислим массу соли KCl, необходимой для приготовления раствора:

$$w(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{раствора})};$$

$$m(\text{KCl}) = w(\text{KCl}) \cdot m(\text{раствора});$$

$$m(\text{KCl}) = 0{,}1 \cdot 300\ \text{г} = 30\ \text{г}.$$

Вариант II

1. Массовая доля растворенного вещества равна 10 %. Это означает, что в растворе массой 100 г содержится растворенное вещество массой 10 г, следовательно:

в растворе массой 100 г содержится KCl массой 10 г

в растворе массой 300 г содержится KCl массой x г

$$\frac{100}{300} = \frac{10}{x};\ 100 \cdot x = 300 \cdot 10,\ \text{откуда } x = 30\ \text{г (KCl)}.$$

2. Вычислим массу воды, необходимой для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{KCl});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 300\ \text{г} - 30\ \text{г} = 270\ \text{г}.$$

Ответ: для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей KCl 10 % необходимо взять соль массой 30 г и воду массой 270 г.

Пример 4. Рассчитайте массу воды, которую необходимо добавить к раствору гидроксида калия массой 200 г с массовой долей растворенного вещества 12 % для приготовления раствора с массовой долей гидроксида калия 5 %.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Дано:

m_1(раствора) = 200 г
w_1(KOH) = 12 % = 0,12
w_2(KOH) = 5 % = 0,05

$m(H_2O)$ — ?

Решение

1. Вычислим массу KOH, содержащегося в первом растворе:

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{раствора});$$
$$m(\text{KOH}) = 0{,}12 \cdot 200 \text{ г} = 24 \text{ г}.$$

2. Поскольку эта же масса KOH (24 г) будет содержаться и во втором растворе, вычислим массу этого раствора:

$$m_2(\text{раствора}) = \frac{m(\text{вещества})}{w_2(\text{вещества})};$$

$$m_2(\text{раствора}) = \frac{m(\text{KOH})}{w_2(\text{KOH})} = \frac{24 \text{ г}}{0{,}05} = 480 \text{ г}.$$

3. Узнаем массу воды, которую необходимо добавить к первому раствору для получения раствора массой 480 г:

$$m(H_2O) = m_2(\text{раствора}) - m_1(\text{раствора}) = 480 \text{ г} - 200 \text{ г} = 280 \text{ г}.$$

Ответ: для разбавления раствора массой 200 г с массовой долей растворенного вещества 12 % до образования раствора с массовой долей 5 % необходимо добавить воду массой 280 г.

Пример 5*. Найдите массы гидроксида натрия и его раствора с массовой долей NaOH, равной 0,4, при смешивании которых образуется раствор массой 350 г с массовой долей растворенного вещества, равной 0,5.

Дано:

w_1(NaOH) = 0,4
m_2(раствора) = 350 г
w_2(NaOH) = 0,5

m_1(раствора) — ?
m(NaOH) — ?

Решение

1. Определим массу гидроксида натрия, содержащегося в приготовленном растворе:

$$m_2(\text{NaOH}) = m_2(\text{раствора}) \cdot w_2(\text{NaOH}) =$$
$$= 350 \text{ г} \cdot 0{,}5 = 175 \text{ г}.$$

2. Обозначим массу первого раствора как x, тогда масса гидроксида натрия в этом растворе равна:

$$m_1(\text{NaOH}) = m_1(\text{раствора}) \cdot w_1(\text{NaOH}) = x \text{ г} \cdot 0{,}4 = 0{,}4x \text{ г}.$$

3. Найдем массу гидроксида натрия, который необходимо добавить в первый раствор:

$$m_{\text{доб}}(\text{NaOH}) = m_2(\text{NaOH}) - m_1(\text{NaOH}) = (175 - 0{,}4x) \text{ г}.$$

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

4. Найдем значение x. Исходим из того, что масса второго раствора равна сумме масс исходного раствора и добавленного NaOH:

$$m_2(\text{раствора}) = m_1(\text{раствора}) + m_{доб}(\text{NaOH});$$
$$350 = x + (175 - 0{,}4x), \text{ отсюда } x = 291{,}7 \text{ г};$$
$$m_1 = 291{,}7 \text{ г.}$$

5. Найдем массу гидроксида натрия, который необходимо добавить в первый раствор:

$$m_{доб}(\text{NaOH}) = 175 - 0{,}4x = 175 - 0{,}4 \cdot 291{,}7 = 58{,}3 \text{ г}; \; m(\text{NaOH}) = 58{,}3 \text{ г.}$$

Ответ: необходимо взять 58,3 г NaOH и 291,7 г раствора NaOH с массовой долей 0,4.

Массовая доля растворенного вещества — это величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

Массовая доля (в %) соответствует массе (в г) растворенного вещества, содержащегося в растворе массой 100 г.

Вопросы и задания

1. Что показывает массовая доля растворенного вещества?
2. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при растворении вещества массой 8 г в воде массой 12 г.
3. Рассчитайте массу нитрата натрия, содержащегося в растворе массой 50 г, если массовая доля соли в нем равна 0,20.
4. При выпаривании раствора хлорида натрия массой 150 г получили твердый остаток массой 30 г. Какова была массовая доля NaCl в растворе?
5. Какова масса воды, содержащейся в растворе массой 1 кг с массовой долей соли, равной 0,15?
6. Рассчитайте массу соли, необходимой для приготовления водного раствора массой 300 г с массовой долей сульфата калия, равной 15 %.
7. Рассчитайте массу уксусной кислоты, содержащейся в столовом уксусе массой 500 г, если массовая доля кислоты в нем равна 6 %.
8. Рассчитайте массовую долю I_2 в «иодной настойке», полученной при растворении иода массой 4,74 г в этиловом спирте массой 158 г.
9. Раствор сульфата натрия массой 200 г с массовой долей соли, равной 0,225, разбавили водой массой 250 г. Чему равна массовая доля сульфата натрия в новом растворе?
10. Из раствора сульфата меди(II) массой 340 г с массовой долей соли, равной 12 %, выпарили воду массой 140 г. Чему равна массовая доля соли (%) в полученном растворе?

Правообладатель Народная асвета

11. Предложите два способа получения из раствора хлорида натрия массой 400 г с массовой его долей 20 % нового раствора с массовой долей соли 30 %. Как изменится масса раствора в каждом случае?

12. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при смешивании двух растворов: первого — массой 250 г с массовой долей кислоты 0,3 и второго — массой 320 г с массовой долей кислоты 0,15.

13*. Оксид бария массой 30,6 г растворили в горячей воде массой 120 г. Вычислите: а) массу полученного гидроксида бария; б) массовую долю гидроксида в образовавшемся растворе.

Практическая работа 1

Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества

Цель работы: познакомиться со способом приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества; закрепить знания о количественном выражении состава растворов; повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории.

Ход работы

Получите карточку с заданием, внимательно прочитайте его содержание.

1. Рассчитайте массы вещества и воды, необходимые для приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.

2. Приготовление раствора с заданной массовой долей вещества.

а) Взвесьте вещество рассчитанной массы и аккуратно всыпьте его в колбу.

б) Отмерьте мерным цилиндром воду нужного объема, ориентируясь по нижнему краю мениска жидкости. Поскольку плотность воды равна 1 г/см^3, то объем воды (см^3) численно будет равен ее массе (г).

в) В колбу с приготовленной навеской медленно влейте воду отмеренного объема, постоянно перемешивая до полного растворения вещества.

3. Разбавление приготовленного раствора.

а) Отмерьте мерным цилиндром воду объемом 50 см^3 (это будет 50 г) и прилейте к ранее приготовленному раствору. Увеличилась или уменьшилась при этом массовая доля растворенного вещества в растворе?

б) Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в растворе после его разбавления.

4. Сделайте отчет о проделанной работе по плану:

1) название работы;

2) цель работы;

3) использованное оборудование;

Правообладатель Народная асвета

4) расчет массы (объема) воды и массы вещества, необходимых для приготовления раствора;

5) название каждого этапа работы с краткой записью результатов, соответствующими рисунками, поясняющими подписями и ответами на поставленные вопросы;

6) общий вывод.

§ 29. Электролиты и неэлектролиты

Еще в начале XIX в. ученые сделали важное наблюдение: электрический ток могут проводить не только металлы, но и растворы многих веществ.

Электропроводность раствора можно установить с помощью прибора, изображенного на рисунке (рис. 85). Два металлических или угольных электрода помещают в раствор и соединяют с источником тока. Если раствор проводит электрический ток, то цепь замыкается, о чем свидетельствует показание гальванометра в цепи или загорание лампочки.

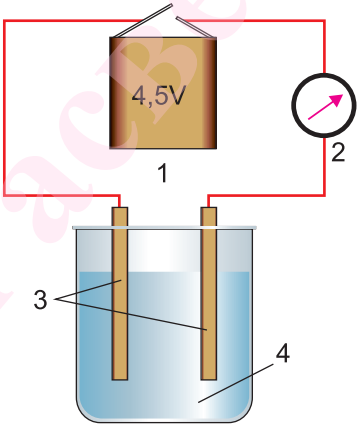


Рис. 85. Схема прибора для определения электропроводности раствора: *1* — источник тока; *2* — гальванометр или лампочка; *3* — электроды; *4* — исследуемый раствор

При погружении электродов в дистиллированную воду лампочка не загорается. Чистая вода не проводит электрический ток (рис. 86, *а*). Не проводит ток и сухая поваренная соль NaCl (рис. 86, *б*), если в нее погрузить электроды. А вот водный раствор этой же соли проводит электрический ток (рис. 86, *в*). Точно так же

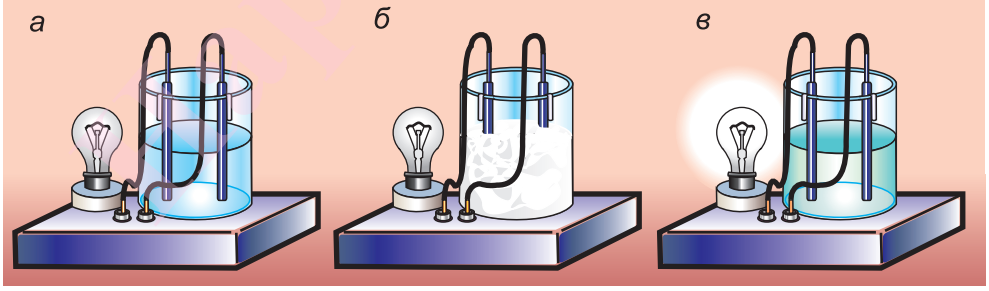


Рис. 86. Определение электропроводности различных сред: *а* — дистиллированной воды; *б* — сухой соли NaCl; *в* — водного раствора NaCl

Правообладатель Народная асвета

ведут себя и другие соли, многие основания и кислоты. Безводные кислоты — очень плохие проводники, но водные растворы кислот хорошо проводят ток. Исследования показали, что расплавы солей и щелочей также проводят электрический ток.

Если мы подвергнем испытанию на электропроводность растворы таких веществ, как сахароза, глюкоза, спирт, то увидим, что лампочка в приборе, изображенном на рисунке 86, не загорается. Значит, водные растворы этих веществ не проводят электрический ток.

Результаты испытаний по определению электропроводности веществ в их исходном (твердом, жидком или газообразном) состоянии и их водных растворов отражены в таблице 15, в которой негорящая лампочка означает, что вещество не проводит электрический ток, а горящая лампочка показывает, что вещество электрический ток проводит.

Таблица 15. **Электропроводность некоторых веществ и их растворов**

Вещества	$CuSO_4$ (тв.)	NaCl (тв.)	NaOH (тв.)	$Ba(OH)_2$ (тв.)	H_2SO_4 (конц.)	HCl (газ)	H_2O (дист.)	Спирт
В исходном состоянии								
В растворе								
	ЭЛЕКТРОЛИТЫ						НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ	

Известный английский физик Майкл Фарадей предложил разделить все вещества по их способности проводить электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии на *электролиты* и *неэлектролиты*.

Майкл Фарадей

(1791—1857)

Английский физик и химик. Талантливый экспериментатор, основатель учения об электрическом поле. Обнаружил химическое действие электрического тока. Исследовал связь между электрическими и магнитными явлениями. Доказал тождественность различных видов электричества.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называют электролитами.

К электролитам относятся соединения с ионным типом связи. Это соли ($NaCl$, KNO_3, $AlBr_3$, $CuSO_4$ и др.), основания ($NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$, $LiOH$). Кристаллы этих веществ построены из ионов, закономерно расположенных в узлах кристаллической решетки и удерживаемых в таком положении электростатическими силами притяжения. Естественно, что при растворении этих электролитов в воде ионы должны переходить в раствор как самостоятельные частицы.

Электролитами являются и многие кислоты — вещества, образованные молекулами с ковалентными полярными связями (HCl, HNO_3, H_2SO_4, HI и др.).

Вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называют неэлектролитами.

Неэлектролитами является большинство органических веществ, таких, как сахароза, спирт, глицерин, простые вещества неметаллов и др. Они существуют в виде неполярных или малополярных молекул. При растворении в воде они распадаются на отдельные молекулы, которые распределяются между молекулами воды.

Почему же растворы и расплавы электролитов проводят электрический ток? Как вы хорошо знаете, переносчиками электрического заряда в металлах являются электроны. Какие же частицы являются переносчиками электрических зарядов в растворах? Ответы на эти вопросы вы найдете в следующем параграфе.

Все вещества по способности проводить электрический ток в растворах и расплавах делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролиты — это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Электролитами являются кислоты, основания и соли.

Вопросы и задания

1. На какие две группы делятся соли, основания и кислоты по способности проводить электрический ток?

2. Какие вещества называются электролитами? Неэлектролитами? Чем различаются эти вещества по своему строению?

Правообладатель Народная асвета

3. Какие из перечисленных веществ являются электролитами: а) раствор сульфата калия; б) хлороводород; в) расплавленный гидроксид калия; г) раствор хлороводорода; д) раствор глюкозы; е) водный раствор кислорода?

4. Проводит ли электрический ток вода: а) дистиллированная; б) родниковая; в) колодезная; г) дождевая; д) морская; е) минеральная? Ответ поясните.

5. Из предложенных формул и названий веществ выпишите сначала неэлектролиты, а затем электролиты с ионной связью и электролиты с ковалентной полярной связью: $Ba(OH)_2$, Na_2SO_4, $AgNO_3$, глицерин, $FeCl_2$, HI, O_2, спирт, H_2O, KI, H_2SO_4, уксусная кислота, H_3PO_4, Br_2, KOH, $Al_2(SO_4)_3$, $ZnCl_2$.

6. Что вы будете наблюдать, если погрузите электроды, связанные с источником постоянного тока: а) в раствор серной кислоты; б) в безводную серную кислоту?

7. Как вы считаете, почему в аккумуляторах находится не дистиллированная вода, а раствор серной кислоты?

8. К раствору массой 2000 г с массовой долей хлорида натрия, равной 0,075, добавили воду массой 120 г. Рассчитайте массовую долю соли в новом растворе.

§ 30. Электролитическая диссоциация

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов электролитов шведский ученый Сванте Аррениус в 1887 г. выдвинул теорию, которая получила название *теории электролитической диссоциации*.

Теория электролитической диссоциации

Согласно этой теории, при растворении в воде или при расплавлении электролиты распадаются (**диссоциируют**) на ионы — положительно и отрицательно заряженные частицы.

Распад электролитов на ионы в водных растворах или расплавах называется электролитической диссоциацией.

Сванте Август Аррениус

(1859—1927)

Шведский химик. Автор теории электролитической диссоциации. Основатель учения о скорости химической реакции. Лауреат Нобелевской премии (1903).

Правообладатель Народная асвета

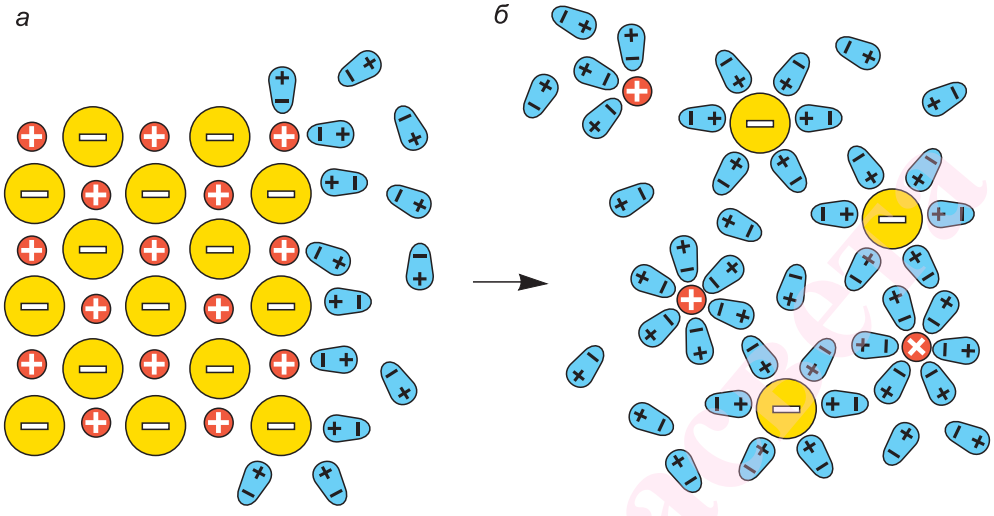


Рис. 87. Схема диссоциации ионного соединения в водном растворе

При диссоциации электролитов образуются как *простые ионы*, состоящие из одного атома — (K^+, Na^+, Mg^{2+}, Cl^-, S^{2-} и др.), так и *сложные ионы*, состоящие из нескольких атомов (NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-} и др.). Запомните, что знаки зарядов ионов записывают справа вверху после арабской цифры, указывающей значение заряда (в отличие от обозначения степеней окисления элементов: $\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{S}$).

Слово «ион» в переводе с греческого языка означает «странствующий». В растворах ионы непрерывно перемещаются («странствуют») в различных направлениях.

Главной причиной электролитической диссоциации в водных растворах является **взаимодействие молекул воды с электролитами**.

При погружении кристалла ионного соединения в воду полярные молекулы воды (диполи) притягиваются к ионам, находящимся на поверхности кристалла: к положительно заряженным ионам своими отрицательными полюсами, а к отрицательно заряженным ионам — положительными полюсами (рис. 87). Под действием молекул воды кристаллическая структура соединения разрушается с образованием отдельных ионов, окруженных диполями воды. Такие ионы называются *гидратированными ионами*.

Правообладатель Народная асвета

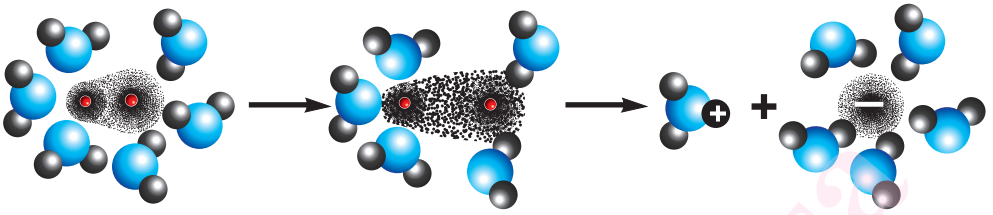


Рис. 88. Схема диссоциации вещества молекулярного строения (HCl) в водном растворе

Обычно в уравнениях электролитической диссоциации не указывают формулы молекул воды, связанных с ионами в растворе:

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}.$$

При составлении уравнений электролитической диссоциации руководствуются следующими *правилами*. В левой части уравнения электролитической диссоциации записывается формула вещества, в правой части — формулы ионов, на которые данное вещество диссоциирует. Если в формуле вещества указано два, три или более простых или сложных ионов, столько же ионов будет и в растворе. Их количество указывается коэффициентом:

$$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^{+} + CO_3^{2-};$$
$$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^{-};$$
$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^{-}.$$

В молекулах с ковалентным типом связей нет готовых ионов. Поэтому при растворении большинства таких веществ происходит только разрыв слабых межмолекулярных связей и распределение образовавшихся гидратированных молекул по всему объему раствора. Но если ковалентная связь в молекуле сильно полярная, как, например, в молекуле хлороводорода HCl, то под действием диполей воды связь разрывается с образованием гидратированных ионов водорода и хлора, которые переходят в раствор (рис. 88):

$$HCl \rightarrow H^{+} + Cl^{-}.$$

Если молекулы растворяемых веществ образованы из атомов за счет ковалентных неполярных или малополярных химических связей, то диссоциации этих веществ в водных растворах не происходит. Поэтому такие вещества являются неэлектролитами, например: O_3, P_4, PH_3.

Следовательно, *электролитами могут быть только вещества с ионным и ковалентным полярным типом химической связи*.

Правообладатель Народная асвета

Распад электролита на ионы в водном растворе или расплаве называется электролитической диссоциацией.

Главной причиной электролитической диссоциации в растворе является взаимодействие молекул воды с электролитом.

Общая сумма положительных зарядов ионов равна сумме отрицательных зарядов ионов, так как растворы (расплавы) в целом электронейтральны.

Вопросы и задания

1. Дайте определение электролитической диссоциации. Какова роль воды при диссоциации?

2. Объясните процесс диссоциации ионных соединений. Почему электролиты с ионной связью диссоциируют лучше других веществ?

3. Что показывает уравнение: $LiCl \rightarrow Li^+ + Cl^-$? Как осуществить этот процесс в обычных условиях?

4. Составьте уравнения электролитической диссоциации сульфата калия, нитрата кальция, гидроксида калия, хлорида железа(III).

5. Чем отличается процесс диссоциации ковалентных полярных соединений от процесса диссоциации ионных?

6. Составьте уравнения электролитической диссоциации азотной и иодоводородной кислот.

7. Укажите формулы веществ с ковалентной неполярной связью, которые не подвергаются электролитической диссоциации в водных растворах: $CaCl_2$, HBr, N_2, KI, O_2, H_2, $AlCl_3$, P_4. Почему эти вещества очень мало или практически не растворяются в воде?

8. Вычислите суммарное число молей ионов H^+ и SO_4^{2-}, образующихся в результате диссоциации в воде серной кислоты химическим количеством 0,25 моль.

9. Вычислите число гидроксид-ионов (OH^-), которые содержатся в растворе массой 220 г с массовой долей гидроксида бария 0,2.

10*. При некоторых заболеваниях в кровь вводят физиологический раствор, представляющий собой водный раствор с массовой долей поваренной соли NaCl, равной 0,9 %. Вычислите: а) массу соли и массу воды, которые необходимо взять для приготовления физиологического раствора массой 10 кг; б) массу соли, которая вводится в организм человека при вливании физиологического раствора массой 200 г; в) массу ионов хлора в физиологическом растворе массой 200 г.

Правообладатель Народная асвета

§ 31. Ионы в растворах электролитов. Сильные и слабые электролиты

Ионы в растворах электролитов

Ионы, на которые диссоциируют электролиты в водном растворе, отличаются по своим свойствам от нейтральных атомов и молекул, из которых они образовались. При растворении поваренной соли в воде, как вы уже знаете, ионы натрия и хлора переходят из кристаллической решетки соли в раствор:

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}.$$

Сравним свойства атомов и ионов натрия (табл. 16).

Таблица 16. **Отличия атомов натрия Na^0 от ионов Na^+**

Атомы Na^0	Ионы Na^+
1. Содержат 1 электрон на внешнем (третьем) слое, слой не завершен	1. Не содержат электронов на третьем слое, второй слой завершен
2. Условный радиус *R*	2. Условный радиус меньше *R*
3. Не имеют заряда, т. е. электронейтральные	3. Имеют заряд 1+
4. Входят в состав простого вещества натрия	4. Входят в состав сложных веществ — ионных соединений
5. Реагируют с водой с образованием щелочи	5. Не реагируют с водой

Высокая химическая активность атома натрия обусловлена тем, что у него на внешнем электронном слое находится всего один электрон. При взаимодействии с другими атомами атом натрия освобождается от этого электрона и превращается в гораздо более устойчивую частицу — ион Na^+ (рис. 89). Так, атомы

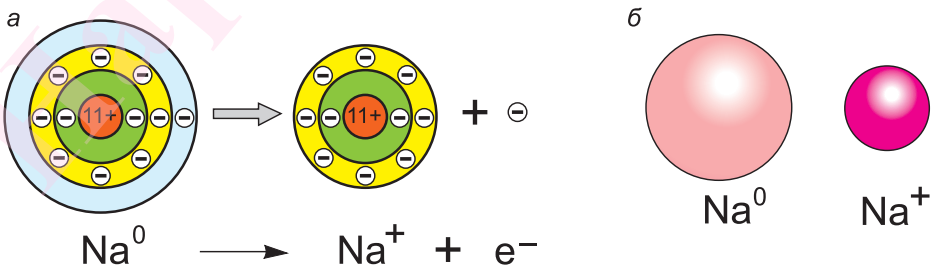


Рис. 89. Схема электронного строения атома и иона натрия: *а* — превращение атома в ион; *б* — сравнительные размеры атома и иона

Правообладатель Народная асвета

натрия взаимодействуют с водой, вытесняя из нее водород, а при растворении поваренной соли в воде водород не выделяется.

Свойства ионов хлора Cl^- также будут отличаться от свойств атомов хлора Cl (табл. 17).

Таблица 17. **Отличия атомов хлора Cl^0 от ионов хлора Cl^-**

Атомы Cl^0	Ионы Cl^-
1. Содержат 7 электронов на внешнем (третьем) слое, слой не завершен	1. Содержат 8 электронов на внешнем (третьем) слое; слой завершен
2. Условный радиус *R*	2. Условный радиус больше *R*
3. Не имеют заряда, т. е. электронейтральные	3. Имеют заряд 1–
4. Входят в состав простого вещества хлора	4. Входят в состав сложных веществ — ионных соединений
5. Реагируют с водой с образованием новых веществ	5. Не реагируют с водой

Химическая активность атома хлора вызывается нехваткой одного электрона на внешнем электронном слое для его завершения (рис. 90). Этот электрон атом хлора присоединяет при взаимодействии с атомами металлов, превращаясь при этом в устойчивый ион хлора Cl^-.

Атомы хлора Cl могут соединяться друг с другом ковалентной неполярной связью, образуя молекулу Cl_2. Свободный хлор Cl_2 — ядовитый газ с зеленоватой окраской и характерным запахом, а ионы хлора Cl^- бесцветны и не имеют запаха. Раствор поваренной соли, как и сама соль, широко используется при приготовлении пищи, не причиняя вреда организму.

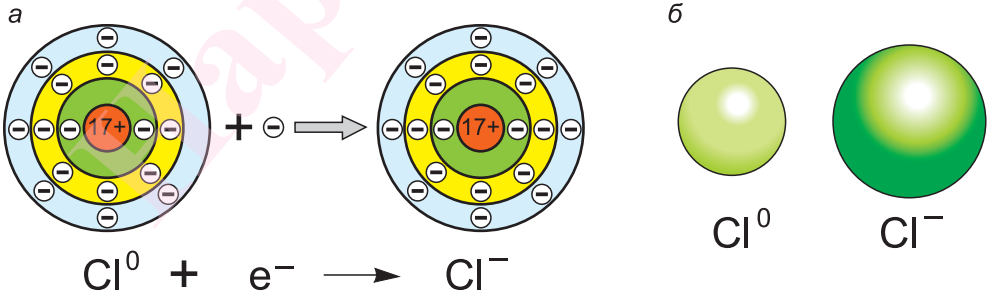


Рис. 90. Схема электронного строения атома и иона хлора: *а* — превращение атома в ион; *б* — сравнительные размеры атома и иона

Правообладатель Народная асвета

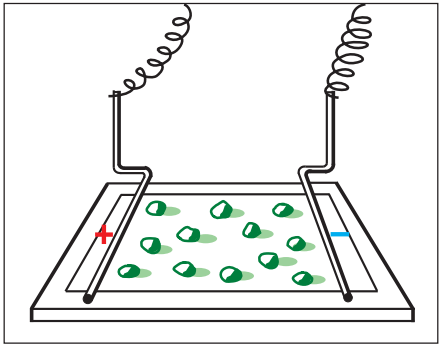


Рис. 91. Движение ионов в электрическом поле

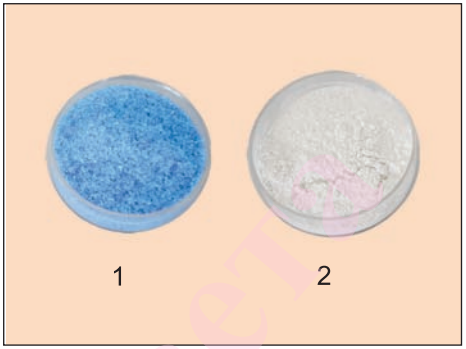


Рис. 92. Медный купорос (*1*) и безводный сульфат меди (*2*)

Аналогичным образом различаются свойства атомов водорода H, молекулярного водорода H_2 и ионов водорода H^+. Молекулярный водород H_2 — это газ, который почти не растворяется в воде и горит на воздухе. Ионы водорода H^+, напротив, в воде могут находиться в очень большом количестве.

Таким образом, *различия в свойствах атомов и ионов одного и того же элемента объясняются разным электронным строением этих частиц.*

В растворе ионы находятся в хаотическом движении. Но если опустить в раствор электролита электроды и подать на них электрическое напряжение, то ионы приобретут направленное движение: положительно заряженные ионы будут перемещаться к *катоду* (отрицательному электроду), а отрицательно заряженные ионы — к *аноду* (положительному электроду). Поэтому положительно заряженные ионы получили название **катионы**, а отрицательно заряженные — **анионы**. Следы движения окрашенных ионов (например, Ni^{2+}) можно наблюдать на влажной фильтровальной бумаге, если на нее поместить крупинки соли $NiSO_4$ (рис. 91).

Свойства ионов в растворах во многом отличаются и от свойств этих же ионов в безводных веществах. Так, например, катионы меди Cu^{2+} в сульфате меди(II) практически бесцветны, а медный купорос (рис. 92) и раствор этой соли имеют голубой цвет. Это обусловлено прежде всего гидратацией катионов меди Cu^{2+}, т. е. их взаимодействием с молекулами воды.

Сильные и слабые электролиты

В зависимости от способности к диссоциации все электролиты условно делят на две группы — сильные и слабые. К **сильным электролитам** относят вещества, которые при растворении практически полностью диссоциируют на ионы: почти все соли, LiOH, KOH, NaOH и другие щелочи, HCl, H_2SO_4, HNO_3

Правообладатель Народная асвета

и ряд других кислот, которые так и называются *сильные кислоты*. Диссоциацию таких электролитов записывают в виде уравнения распада со стрелкой в одном направлении:

$$KI \rightarrow K^+ + I^-;$$
$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-};$$
$$LiOH \rightarrow Li^+ + OH^-.$$

К **слабым электролитам** относят вещества, диссоциирующие при растворении на ионы в незначительной степени. Например, в растворах таких кислот, как H_2S, H_2CO_3, HNO_2 (азотистая кислота) и др., наряду с ионами содержатся недиссоциированные молекулы. У слабых электролитов процесс диссоциации *обратимый*. Это означает, что одновременно в растворе происходят два противоположных процесса: распад молекул на ионы (*диссоциация*) и соединение ионов в молекулы (*ассоциация*). Диссоциацию таких электролитов (например, азотистой кислоты HNO_2) записывают в виде уравнения с двумя стрелками такого вида $\rightleftharpoons$:

$$HNO_2 \underset{\text{ассоциация}}{\overset{\text{диссоциация}}{\rightleftharpoons}} H^+ + NO_2^-.$$

Чистая вода является слабым электролитом, она очень незначительно диссоциирует на ионы водорода и гидроксид-ионы:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-.$$

Содержание этих ионов в воде чрезвычайно мало, поэтому диссоциацией воды обычно пренебрегают, а среда в дистиллированной воде является нейтральной.

Различия в свойствах атомов и ионов одного и того же элемента объясняются разным электронным строением этих частиц.

Положительно заряженные ионы называются катионами, а отрицательно заряженные — анионами.

По способности диссоциировать в водных растворах электролиты делятся на сильные и слабые.

Вопросы и задания

1. Как называются и чем отличаются между собой частицы, изображенные символами: а) Cl, Cl^-, Cl_2; б) Na, Na^+; в) H, H^+, H_2?

2. Составьте электронные формулы ионов Cl^-, Na^+, Ca^{2+}, S^{2-}. Атомы каких химических элементов имеют такое же электронное строение, как каждый из ионов?

Правообладатель Народная асвета

3. В растворе какой кислоты — азотной или сероводородной — с одинаковой массовой долей кислоты лампочка прибора для определения электропроводности жидкостей будет гореть ярче? Почему?

4. Процесс диссоциации каких электролитов является обратимым? Как вы это понимаете?

5. Какие из указанных ионов являются катионами, а какие — анионами: Ba^{2+}, Li^{+}, Sr^{2+}, Mn^{2+}, Pb^{2+}, PO_4^{3-}, F^{-}?

6. Составьте уравнения электролитической диссоциации сначала сильных электролитов, а затем слабых электролитов: $Cu(NO_3)_2$, HNO_3, H_2CO_3, K_2SO_4, H_2O, NaOH, H_2S, Cl_2, $Al_2(SO_4)_3$, HNO_2.

7. В водопроводной воде обнаруживаются ионы: Na^{+}, Ca^{2+}, Fe^{3+}, Cl^{-}, SO_4^{2-}, HCO_3^{-}. Напишите формулы возможных веществ, находящихся в этой воде.

8. Какие вещества находятся в морской воде, если в ней обнаруживаются следующие ионы: Ca^{2+}, Na^{+}, Mg^{2+}, Br^{-}, Cl^{-}, SO_4^{2-}, HCO_3^{-}?

9. Расположите формулы следующих веществ — $AlCl_3$, NaCl, $CaCl_2$ — в ряд по мере увеличения числа ионов, образующихся при диссоциации 1 моль соли.

§ 32. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей

На основании теории электролитической диссоциации химические соединения классифицируют и по их состоянию в растворах.

Из курса химии 7-го класса вы знаете, что химические вещества можно разделить на основные классы: оксиды, кислоты, основания, соли.

Так, например, водные растворы кислот имеют некоторые общие свойства. Для них характерны кислый вкус, способность окрашивать лакмус в красный цвет, взаимодействовать с некоторыми металлами с выделением водорода. Точно так же некоторые общие свойства имеют водные растворы всех щелочей, растворы солей одной и той же кислоты или солей одного и того же металла. Причину общности свойств надо искать в особенностях электролитической диссоциации указанных соединений.

Кислоты диссоциируют в водных растворах на ионы водорода H^{+} и анионы кислотных остатков, например:

$$HCl \rightarrow H^{+} + Cl^{-};$$
$$HNO_3 \rightarrow H^{+} + NO_3^{-}.$$

Молекулы кислот могут содержать разное количество атомов водорода. Число атомов водорода в молекуле кислоты, способное замещаться атомами метал-

Правообладатель Народная асвета

ла с образованием соли, определяет **основность** кислоты. Так, например, HCl и HNO_3 — одноосновные кислоты, H_2SO_4 и H_2CO_3 — двухосновные, H_3PO_4 — трехосновная.

Уравнения диссоциации многоосновных сильных кислот обычно записывают в одну стадию:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

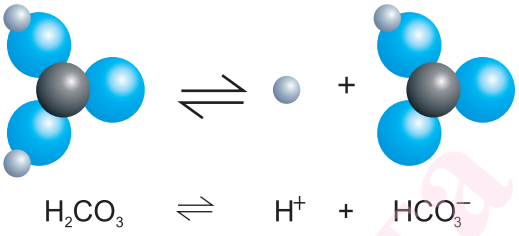


Рис. 93. Схема диссоциации угольной кислоты по первой ступени

Диссоциация многоосновных слабых кислот протекает сложнее, чем сильных. В водных растворах слабых кислот наряду с ионами водорода и анионами кислотного остатка присутствуют и нераспавшиеся на ионы молекулы. Наличие молекул определяет некоторые свойства таких растворов. Например, специфический запах сероводородной кислоты H_2S связан с наличием в растворе молекул, не диссоциировавших на ионы.

Разберем более подробно диссоциацию слабой угольной кислоты H_2CO_3. Ионы водорода отщепляются от молекулы угольной кислоты не одновременно, как в случае сильных кислот, а последовательно. На первой ступени диссоциации H_2CO_3 образуются катионы водорода и анионы HCO_3^- (рис. 93):

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \text{ (первая ступень).}$$

Анионы HCO_3^- называются гидрокарбонат-ионами. Гидрокарбонат-ионы также диссоциируют (рис. 94):

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$$

(вторая ступень).

При этом диссоциация кислоты по второй ступени происходит гораздо слабее.

Таким образом, в растворе любой кислоты содержатся ионы **водорода** H^+, которые и обусловливают общие свойства водных растворов кислот: их кислый вкус, способность окрашивать лакмус в красный цвет, взаимодействовать с некоторыми металлами с выделением водорода.

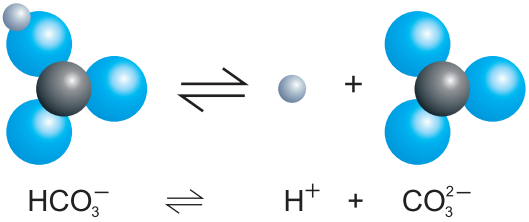


Рис. 94. Схема диссоциации гидрокарбонат-иона

У газа хлороводорода HCl так же, как и у безводной серной кисло-

Правообладатель Народная асвета

ты, кислотные свойства отсутствуют. Эти свойства проявляются только в водных растворах указанных веществ.

Следовательно, можно дать такое определение кислот: **кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода**.

Растворимые в воде основания называются *щелочами*. **При диссоциации щелочей** образуются катионы металлов и гидроксид-ионы:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-;$$
$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-;$$
$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-.$$

Мыльность растворов щелочей на ощупь, способность окрашивать лакмус в синий цвет, их едкое действие — результат присутствия в водном растворе **гидроксид-ионов OH^-**.

Поэтому можно дать такое определение оснований: **основания — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы**.

Вместе с тем и кислоты, и основания обладают индивидуальными свойствами, зависящими от природы аниона или катиона соответственно. Некоторые свойства серной кислоты (например, образование осадка с раствором хлорида бария) обусловлены свойствами ее аниона SO_4^{2-} (рис. 95).

Соли в водных растворах **диссоциируют на катионы, обычно металлов, и анионы кислотных остатков**:

$$NaI \rightarrow Na^+ + I^-;$$
$$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-;$$
$$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-};$$
$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-.$$

Рис. 95. Образование осадка в реакции серной кислоты H_2SO_4 и хлорида бария $BaCl_2$

Свойства растворов солей также обусловлены свойствами всех ионов, которые образуются в процессе диссоциации. Так, например, соленый вкус поваренной соли обусловлен наличием в растворе ионов хлора.

Деление веществ на кислоты и основания связано с содержанием ионов H^+ и OH^- в их водных растворах. Раствор, в котором находятся одинаковые количества ионов H^+ и OH^-, как в чистой воде, называют *нейтральным*. Если в растворе содер-

Правообладатель Народная асвета

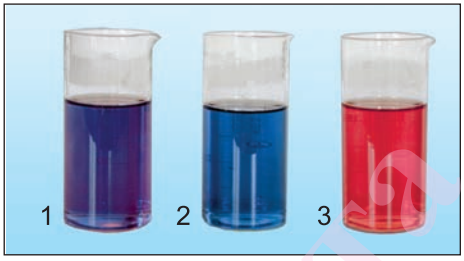


Рис. 96. Окраска лакмуса в нейтральной (*1*), щелочной (*2*) и кислой (*3*) среде

жится больше ионов H^+, такой раствор называют *кислым*, а раствор, в котором больше ионов OH^-, — *щелочным*. Обнаружить ионы H^+ и OH^- в растворах можно при помощи индикаторов (рис. 96).

Лабораторный опыт 3

Обнаружение катионов водорода и гидроксид-ионов в растворах

1. В пробирку с раствором серной кислоты (или соляной кислоты) прилейте 1—2 капли лакмуса (или метилоранжа). Обратите внимание на изменение окраски индикатора. Данный раствор является кислым или щелочным?
2. В пробирку с раствором гидроксида натрия внесите 2—3 капли фенолфталеина. Появление малиновой окраски является свидетельством наличия в растворе гидроксид-ионов. Повторите опыт обнаружения гидроксид-ионов в растворе щелочи при помощи лакмуса или метилоранжа. Результаты опытов можете оформить в виде таблицы.

Ион	Окраска индикатора		
	лакмуса	метилоранжа	фенолфталеина
H^+			
OH^-			

Свойства водных растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, образующихся при диссоциации этих электролитов.

Кислоты — электролиты, в водных растворах которых в качестве катионов образуются только ионы водорода.

Основания — электролиты, в водных растворах которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Соли — электролиты, в водных растворах которых образуются катионы металла и анионы кислотного остатка.

Если содержание ионов H^+ в растворе большее, чем содержание ионов OH^-, такой раствор называют кислым, а раствор, в котором содержание ионов OH^- большее, чем H^+, — щелочным.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Дайте определения кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

2. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) иодоводородной кислоты HI; б) сернистой кислоты H_2SO_3; в) гидроксида бария $Ba(OH)_2$; г) нитрата меди(II) $Cu(NO_3)_2$; е) хлорида кальция $CaCl_2$.

3. Укажите, в каких предложениях говорится о HCl газообразном, а в каком — о его водном растворе: а) помещенная в него сухая лакмусовая бумажка краснеет; б) образуется в реакции хлора с водородом; в) заполняет собой весь объем сосуда; д) может иметь плотность большую, чем плотность воды. Как называют водный раствор хлороводорода?

4. Какие из оснований, формулы которых NaOH, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, растворимы в воде? Как называются эти основания? Запишите уравнения их диссоциации.

5. Определите химическое количество ионов, которые образуются при диссоциации: а) фосфата натрия Na_3PO_4 химическим количеством 2 моль; б) сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ химическим количеством 3 моль.

6. Напишите формулы веществ, в растворах которых содержатся ионы: а) Al^{3+} и Cl^-; б) Ba^{2+} и NO_3^-; в) Na^+ и CO_3^{2-}; г) Fe^{3+} и SO_4^{2-}.

7. Определите число катионов, которые образуются в растворе, содержащем сульфат железа(III) массой 220 г.

8. Вычислите массу сульфата натрия в растворе, если известно, что в нем содержатся ионы SO_4^{2-} химическим количеством 0,2 моль.

9. Вычислите, какое суммарное химическое количество ионов содержится в растворе, полученном при растворении в воде хлороводорода HCl: а) объемом (н. у.) 1,12 дм^3; б) массой 73 г. Диссоциацией воды можно пренебречь.

§ 33. Реакции ионного обмена

Познакомившись с диссоциацией солей, кислот и щелочей в водных растворах, мы узнали, что сильные электролиты существуют в растворах только в виде ионов. Следовательно, все реакции, которые происходят между электролитами в растворах, являются реакциями между ионами, или *ионными реакциями*.

Ионными реакциями называются реакции, протекающие в водных растворах с участием ионов электролитов.

Многие реакции, протекающие в растворах, относятся к реакциям **обмена**. Напомним, что к этому типу относятся реакции между сложными веществами,

Правообладатель Народная асвета

в результате которых эти вещества обмениваются своими составными частями. Такими составными частями веществ в электролитах являются ионы.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если в результате взаимодействия между ионами образуются **малорастворимые, газообразные** либо **малодиссоциирующие вещества** (вода или другие слабые электролиты).

Рассмотрим примеры таких процессов.

Реакция ионного обмена с образованием слабого электролита

Вы уже хорошо знаете, что *реакция между кислотой и основанием называется реакцией нейтрализации*. В результате такого процесса образуются соль и вода:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O.$$

Уравнение реакции, записанное в такой форме, обычно называют **молекулярным** (или уравнением в *молекулярном виде*). *Молекулярным уравнением* может изображаться любая реакция.

За ходом нейтрализации удобно следить с помощью индикатора, изменение окраски которого свидетельствует об окончании реакции между кислотой и щелочью.

Три из четырех участников рассматриваемой реакции (HCl, NaOH и NaCl) являются сильными электролитами, т. е. находятся в растворе в виде ионов (рис. 97). Вода — слабый электролит, практически не диссоциирующий на ионы. Поэтому ионное уравнение данной реакции можно записать следующим образом:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O.$$

Такая запись процесса называется **полным ионным уравнением**. В ионном уравнении все сильные электролиты записываются в виде формул их ионов. Твердые и газообразные вещества, слабые электролиты (включая воду) — в виде молекулярных формул или формульных единиц.

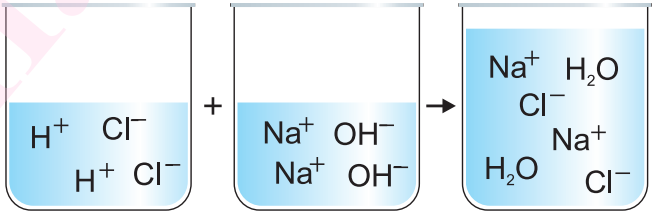


Рис. 97. Схема реакции нейтрализации

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

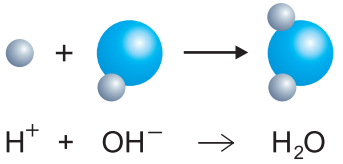


Рис. 98. Схема сокращенного ионного уравнения реакции нейтрализации

Если в полном ионном уравнении в правой и левой его частях исключить (*сократить*) одинаковые по химическому составу и числу ионы (Na^+ и Cl^-), то получим **сокращенное ионное уравнение** (рис. 98):

$$H^+ + OH^- = H_2O.$$

В уравнении такого вида обычно сначала записывается катион, а потом — анион.

Последнее уравнение показывает, что реакция нейтрализации сводится к *взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами* с образованием малодиссоциирующего вещества, каким является вода.

Составьте самостоятельно все три формы уравнений реакции нейтрализации между азотной кислотой и гидроксидом калия. Вы убедитесь в том, что любая реакция между сильной кислотой и щелочью сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами. Поэтому одно и то же сокращенное ионное уравнение может описывать несколько реакций ионного обмена с участием различных веществ, и ему будут соответствовать несколько уравнений в молекулярном виде.

Реакции ионного обмена с образованием осадка

Взаимодействие между водными растворами сульфата натрия Na_2SO_4 и хлорида бария $BaCl_2$ — пример процесса образования нерастворимого вещества:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

Полное ионное уравнение такой реакции имеет вид:

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-.$$

Если в этом уравнении исключить одинаковые ионы в правой и левой частях (это означает, что *такие ионы не участвуют в процессе*), то получим уравнение в сокращенном ионном виде:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

Такое уравнение показывает, что при взаимодействии раствора сульфата натрия с раствором хлорида бария происходит связывание ионов бария Ba^{2+} с сульфат-ионами SO_4^{2-} с образованием осадка сульфата бария

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

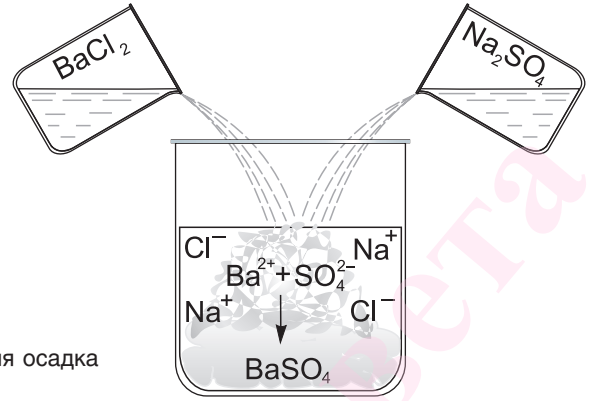


Рис. 99. Схема реакции образования осадка сульфата бария $BaSO_4$

(рис. 99). Точно такое же сокращенное ионное уравнение получится, если вместо хлорида бария взять, например, нитрат бария $Ba(NO_3)_2$, а вместо сульфата натрия — сульфат калия K_2SO_4 или серную кислоту H_2SO_4. Таким образом, одному и тому же сокращенному ионному уравнению будут соответствовать несколько уравнений в молекулярном виде.

При составлении уравнений реакций обмена с образованием осадка необходимо пользоваться *таблицей растворимости* (см. форзац II), в которой указана растворимость электролитов в воде.

Например, необходимо определить, будет ли выпадать осадок при сливании растворов нитрата кальция $Ca(NO_3)_2$ и карбоната калия K_2CO_3. Записываем уравнение реакции:

$$Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2KNO_3.$$

Для определения растворимости карбоната кальция $CaCO_3$ в таблице растворимости находим столбец катиона Ca^{2+} и строку аниона CO_3^{2-}. В месте их пересечения стоит буква «н». Это означает, что карбонат кальция нерастворим в воде и при смешивании растворов нитрата кальция и карбоната калия выпадает в осадок.

Аналогичным образом определяем, что нитрат калия KNO_3 в воде растворим. Значит, уравнение реакции:

$$Ca^{2+} + 2NO_3^- + 2K^+ + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + 2K^+ + 2NO_3^-,$$

а в сокращенном ионном виде:

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow.$$

Правообладатель Народная асвета

Рис. 100. Выделение углекислого газа в реакции раствора соды Na_2CO_3 и серной кислоты H_2SO_4

Прочерк в таблице растворимости означает, что вещество не существует или разлагается водой.

Реакции ионного обмена с выделением газа

Связывание ионов приводит и к образованию газообразного продукта, выделяющегося из раствора.

Например, если к раствору соды Na_2CO_3 прилить раствор серной кислоты, то будет наблюдаться выделение пузырьков углекислого газа (рис. 100):

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O.$$

В полной ионной форме это уравнение записывается следующим образом:

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + CO_2\uparrow + H_2O.$$

Сокращенное ионное уравнение реакции в этом случае такое:

$$2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O.$$

Таким образом, реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают полностью («до конца»), если соблюдается одно из следующих условий:

1) образуется осадок;
2) выделяется газообразное вещество;
3) образуется вода или другой слабый электролит.

С точки зрения теории электролитической диссоциации это означает, что в реакции образуются вещества, полученные в результате связывания ионов в осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Многие реакции между растворами электролитов являются реакциями обмена между ионами, т. е. ионными реакциями.

Реакции ионного обмена происходят только в том случае, если в результате образуются малорастворимые, газообразные или малодиссоциирующие вещества.

Уравнения реакций, отражающие взаимодействие между ионами в растворе, называются ионными уравнениями — полными или сокращенными.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Укажите условия протекания реакций ионного обмена в растворах.

2. По каким признакам можно определить, что реакция ионного обмена протекает до конца?

3. Укажите порядок составления уравнений реакций ионного обмена.

4. Укажите отличия сокращенного ионного уравнения от полного ионного уравнения.

5. Расставьте коэффициенты и, пользуясь таблицей растворимости, составьте полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:

а) $KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$;

б) $K_2CO_3 + HCl \rightarrow KCl + H_2O + CO_2$;

в) $NaOH + Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 + NaNO_3$;

г) $Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + KNO_3$;

д) $FeCl_3 + KOH \rightarrow Fe(OH)_3 + KCl$;

е) $FeCl_2 + AgNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + AgCl$.

6. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между растворами:

а) хлорида калия и нитрата серебра(I);

б) гидроксида натрия и сульфата меди(II);

в*) сульфата алюминия и хлорида бария;

г) нитрата бария и сульфата калия.

7. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения возможных реакций между попарно сливаемыми растворами солей: Na_2CO_3 и $BaCl_2$; $AgNO_3$ и Na_3PO_4.

8. Составьте молекулярные уравнения реакций, выраженных сокращенными ионными уравнениями:

а) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$;

б) $Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mg + 2H_2O$.

9. Определите массу раствора серной кислоты с массовой долей кислоты 20 %, необходимой для нейтрализации раствора гидроксида натрия массой 200 г с массовой долей щелочи 0,1.

10. Составьте максимально возможное число уравнений реакций между ионами Cu^{2+}, Fe^{3+}, OH^-, NO_3^-, S^{2-}, H^+, SO_4^{2-}, Cl^-, Ba^{2+}. К трем из них подберите молекулярные уравнения реакций.

Практическая работа 2

Реакции ионного обмена между растворами электролитов

Цель работы: закрепить знания о реакциях ионного обмена в растворах электролитов; научиться пользоваться таблицей растворимости.

Правообладатель Народная асвета

1. Установите возможность протекания химических реакций между растворами электролитов:

а) карбоната натрия и соляной кислоты;

б) сульфата меди(II) и гидроксида натрия;

в) хлорида натрия и серной кислоты.

2. Подберите реактивы, при помощи которых можно образовать осадки с анионами солей: CO_3^{2-}, SO_4^{2-}.

3. Проведите реакцию нейтрализации раствора серной (соляной) кислоты в присутствии индикатора.

Уравнения возможных реакций запишите в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах.

§ 34. Примеры расчетов по теме «Растворы»

Изучение темы «Растворы» связано с разными по сложности количественными расчетами. Для расчетов часто используются такие величины, как массовая доля растворенного вещества w, масса раствора m(раствора), масса вещества m(вещества).

Эти величины связаны между собой формулой:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}.$$

Вещества в растворах взаимодействуют друг с другом в определенных массовых или мольных отношениях. Эти отношения устанавливаются по уравнениям реакций, протекающих в растворах.

Можно вычислить *массу* или *химическое количество продукта реакции*, если для его получения взят раствор с определенной *массовой долей растворенного исходного вещества*. Можно вычислить *массовую долю* в растворе или *химическое количество исходных веществ*, если известны *массы* или *объемы продуктов реакции*.

При всех подобных расчетах зачастую сделать нужный вывод, провести вычисления легче, если сравнивать не массы или объемы веществ, а их химические количества.

Пример 1. Определите массовую долю хлороводорода в соляной кислоте, полученной при растворении хлороводорода объемом 56 дм^3 в воде объемом 0,2 дм^3. Плотность воды равна 1 г/см^3.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Дано:
$V(HCl) = 56$ дм^3
$V(H_2O) = 0{,}2$ дм^3
$\rho = 1$ г/см^3

$w(HCl)$ — ?

Решение

1. Определим массу воды:

$$1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3; \quad 0{,}2 \text{ дм}^3 = 200 \text{ см}^3;$$
$$m(H_2O) = V \cdot \rho = 200 \text{ см}^3 \cdot 1{,}00 \text{ г/см}^3 = 200 \text{ г}.$$

2. Определим химическое количество и массу хлороводорода:

$$n = \frac{V}{V_m};$$

$$n(HCl) = \frac{V(HCl)}{V_m} = \frac{56 \text{ дм}^3}{22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 2{,}5 \text{ моль};$$

$$m = n \cdot M; \; m(HCl) = 2{,}5 \text{ моль} \cdot 36{,}5 \text{ г/моль} = 91{,}25 \text{ г}.$$

3. Определим массу раствора:

$$m\,(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{воды}) = 91{,}25 \text{ г} + 200 \text{ г} = 291{,}25 \text{ г}.$$

4. Определим массовую долю хлороводорода в растворе.

$$w(HCl) = \frac{m(HCl)}{m(\text{раствора})} = \frac{91{,}25 \text{ г}}{291{,}25 \text{ г}} = 0{,}31, \text{ или } 31\%.$$

Ответ: массовая доля хлороводорода в соляной кислоте равна 31%.

Пример 2. В раствор хлорида железа(III) массой 200 г добавили раствор щелочи. В результате выпал осадок гидроксида железа(III) массой 32,1 г. Определите массовую долю соли в первоначальном растворе.

Дано:
$m(\text{раствора}) = 200$ г
$m(Fe(OH)_3) = 32{,}1$ г

$w(FeCl_3)$ — ?

Решение

1. Значения молярных масс:

$$M(FeCl_3) = 162{,}5 \text{ г/моль};$$
$$M(Fe(OH)_3 = 107 \text{ г/моль}.$$

2. Химическое количество гидроксида железа(III):

$$n(Fe(OH)_3) = 32{,}1 : 107 = 0{,}3 \text{ (моль)}.$$

3. Так как расчеты производятся только на основе соединений железа, не имеет значения, раствор какой щелочи был взят для реакции. Предположим, это гидроксид натрия.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Составим уравнение реакции и определим химическое количество и массу хлорида железа(III), вступившего в реакцию:

$$\underset{1\ \text{моль}}{\overset{x\ \text{моль}}{FeCl_3}} + 3NaOH = \underset{1\ \text{моль}}{\overset{0{,}3\ \text{моль}}{Fe(OH)_3\downarrow}} + 3NaCl,$$

отсюда $x = 0{,}3$ моль;

$$m(FeCl_3) = 0{,}3 \cdot 162{,}5 = 48{,}75\ (г).$$

4. Рассчитаем массовую долю соли в исходном растворе:

$$w(FeCl_3) = \frac{m(FeCl_3)}{m(\text{раствора})} = \frac{48{,}75\ г}{200\ г} = 0{,}24.$$

Ответ: массовая доля соли в первоначальном растворе равна 0,24.

Пример 3. К раствору массой 200 г с массовой долей серной кислоты 4,9 % прибавили раствор гидроксида натрия массой 400 г с массовой долей щелочи 0,04. Какая будет окраска индикатора лакмуса в растворе после реакции?

Дано:

$m(\text{раствора } H_2SO_4) = 200$ г
$w(H_2SO_4) = 4{,}9\ \% = 0{,}049$
$m(\text{раствора NaOH}) = 400$ г
$w(NaOH) = 0{,}04$

Окраска лакмуса — ?

Решение

1. Значения молярных масс веществ:

$M(NaOH) = 40$ г/моль;
$M(H_2SO_4) = 98$ г/моль.

2. Массы веществ в растворе:

$$m(H_2SO_4) = 200 \cdot 0{,}049 = 9{,}8\ (г);$$

$$m(NaOH) = 400 \cdot 0{,}04 = 16\ (г).$$

3. Химические количества веществ:

$$n(NaOH) = \frac{16}{40} = 0{,}4\ (\text{моль});$$

$$n(H_2SO_4) = \frac{9{,}8}{98} = 0{,}1\ (\text{моль}).$$

4. Составим уравнение реакции и определим химическое количество гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации серной кислоты в растворе:

$$\underset{2\ \text{моль}}{\overset{x\ \text{моль}}{2NaOH}} + \underset{1\ \text{моль}}{\overset{0{,}1\ \text{моль}}{H_2SO_4}} = Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Отсюда $x = 0{,}2$ моль, такое химическое количество гидроксида натрия необходимо для полной нейтрализации серной кислоты в растворе.

5. Сравним полученное число молей с данными задачи. Нам дано 0,4 моль гидроксида натрия, а для реакции необходимо 0,2 моль, следовательно, щелочь будет в избытке. Этот избыток определит щелочную среду раствора, в которой лакмус будет синего цвета.

Ответ: цвет лакмуса — синий.

Пример 4. Вычислите объем (н. у.) газа, который выделится в результате реакции избытка соляной кислоты с раствором карбоната натрия массой 212 г и массовой долей соли 0,2.

Дано:	Решение
m(раствора Na_2CO_3) = 212 г $w(Na_2CO_3) = 0{,}2$	1. Значение молярной массы вещества: $M(Na_2CO_3) = 106$ г/моль.
$V(CO_2)$ — ?	2. Масса вещества в растворе:

$$m(Na_2CO_3) = 212 \cdot 0{,}2 = 42{,}4 \text{ (г)}.$$

3. Химическое количество карбоната натрия:

$$n(Na_2CO_3) = \frac{42{,}4}{106} = 0{,}4 \text{ (моль)}.$$

4. Составим уравнение реакции и отметим химические количества углекислого газа и карбоната натрия:

$$\underset{1\text{ моль}}{\overset{0{,}4\text{ моль}}{Na_2CO_3}} + 2HCl = 2NaCl + H_2O + \underset{1\text{ моль}}{\overset{x\text{ моль}}{CO_2}}.$$

5. По уравнению реакции определим химическое количество углекислого газа, выделившегося в реакции карбоната натрия с соляной кислотой:

1 моль Na_2CO_3 — 1 моль CO_2

0,4 моль Na_2CO_3 — x моль CO_2

Отсюда $x = 0{,}4$ моль. Следовательно, 0,4 моль углекислого газа выделилось в результате реакции.

6. Объем углекислого газа равен:

$$V = V_m \cdot n(CO_2) = 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} \cdot 0{,}4 \text{ моль} = 8{,}96 \text{ дм}^3.$$

Ответ: 8,96 дм^3 углекислого газа выделилось в результате реакции.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. К раствору нитрата серебра(I) массой 10 г с массовой долей соли 30 % добавили раствор хлорида калия до прекращения выпадения осадка. Вычислите массу образовавшегося осадка.

2*. Рассчитайте массовую долю бромоводородной кислоты, полученной в результате растворения бромоводорода объемом (н. у.) 100 $дм^3$ в 1 $дм^3$ воды.

3. К раствору азотной кислоты массой 200 г с массовой долей кислоты 6,3 % прибавили раствор гидроксида натрия массой 200 г с массовой долей щелочи 0,04. Какая будет окраска лакмуса в растворе после реакции?

4. Хватит ли раствора хлорида бария массой 200 г с массовой долей соли 20,8 % для полного осаждения сульфат-ионов из раствора серной кислоты массой 200 г с массовой долей кислоты 0,208?

5. Рассчитайте массу раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 0,4 и массу воды, которые понадобятся для получения раствора массой 500 г с массовой долей кислоты 0,25.

6. Раствор карбоната натрия массой 300 г обработали соляной кислотой до прекращения выделения газа, объем (н. у.) которого составил 4,48 $дм^3$. Определите массовую долю соли в первоначальном растворе.

7*. Рассчитайте, хватит ли раствора карбоната натрия массой 220 г с массовой долей соли 0,3 для полного осаждения ионов кальция из раствора массой 200 г с массовой долей хлорида кальция 25 %. Чему равна масса образовавшегося осадка?

8*. К раствору сульфата меди(II) массой 40 г, массовая доля соли в котором 10 %, прибавили раствор гидроксида калия KOH с массовой долей щелочи 5 % до прекращения выпадения осадка. Вычислите массу образовавшегося осадка и массу добавленного раствора щелочи.

§ 35. Вода и растворы в жизнедеятельности человека

Вода — одно из самых важных веществ на Земле. Наряду с воздухом и почвой она является главной составной частью среды, в которой живет человек. С участием воды происходят практически все основные химические и биологические процессы в животных и растительных организмах. Клеточный сок, который заполняет клетки живых организмов, представляет собой раствор различных питательных и биологически активных веществ. В этом растворе и происходят все важнейшие химические реакции, которые обеспечивают жизнедеятельность организмов.

Геологические процессы, почвообразование также невозможны без воды. Огромное количество воды расходуют промышленность и сельское хозяйство.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 101. Айсберг — источник пресной воды

Рис. 102. Минеральная вода из различных источников

По оценкам ученых, в мире ежедневно расходуется более 5 $м^3$ воды на человека: сюда входят расходы на личные нужды, в сельском хозяйстве и промышленности.

Вода в природе встречается в виде соленой (морской) и пресной. Доля пресной воды составляет всего 2,7 %, из которых более 2 % сосредоточено в полярных льдах и ледниках. В связи с нехваткой пресной воды разработаны проекты транспортировки айсбергов (рис. 101) из районов Северного и Южного полюсов непосредственно к потребителям воды. Однако эти проекты пока не реализованы.

Все природные воды являются растворами. Они имеют огромное значение для природы и жизни человека. Из природных водных растворов образовались горные породы и почвы. Растения берут все необходимые для них вещества из почвы только в виде растворов. Усвоение пищи животными также осуществляется через растворенное состояние. Химические реакции как в лаборатории, так и на производстве быстрее всего протекают, когда реагирующие вещества находятся в растворенном состоянии.

Природные воды по содержанию в них растворенных солей (*минерализации*) делятся на *пресные* (питьевые), *минеральные* и *рассолы*. В пресной воде минерализация не должна превышать 0,1 %. У минеральных вод (рис. 102) содержание растворенных солей доходит до 4 %. Минерализация вод рассолов достигает нескольких десятков процентов.

В нашей республике имеется более 100 источников минеральных вод. Рассолы Припятского прогиба хранят под землей громадные запасы водных растворов солей различных металлов, в том числе и очень редких. Это весьма пер-

Правообладатель Народная асвета

спективный источник промышленного получения самых разных ценных веществ, прежде всего брома и иода.

Проблема качества воды

Запасы пресной воды в природе ограничены. Ее уже не хватает даже в самых обеспеченных водой регионах мира. Пригодность воды для питья зависит от ее качества, определяемого такими показателями, как прозрачность, окраска, вкус, запах, электропроводность, жесткость, наличие различных примесей. К сожалению, вода в природе все больше загрязняется самыми различными отходами жизнедеятельности человека. На рисунке 103 показаны основные пути загрязнения водоемов и источников пресной воды. Твердые отходы делают воду непрозрачной для солнечного света, что приводит к нарушению процесса фотосинтеза. Избыточное содержание в воде нитратов и фосфатов вызывает усиленный рост в водоемах простейших водорослей (рис. 104). В конечном счете это приводит к нарушению экологического равновесия в водоемах.

Многие из отходов, загрязняющих водоемы, являются весьма токсичными веществами, способными накапливаться в организмах животных,

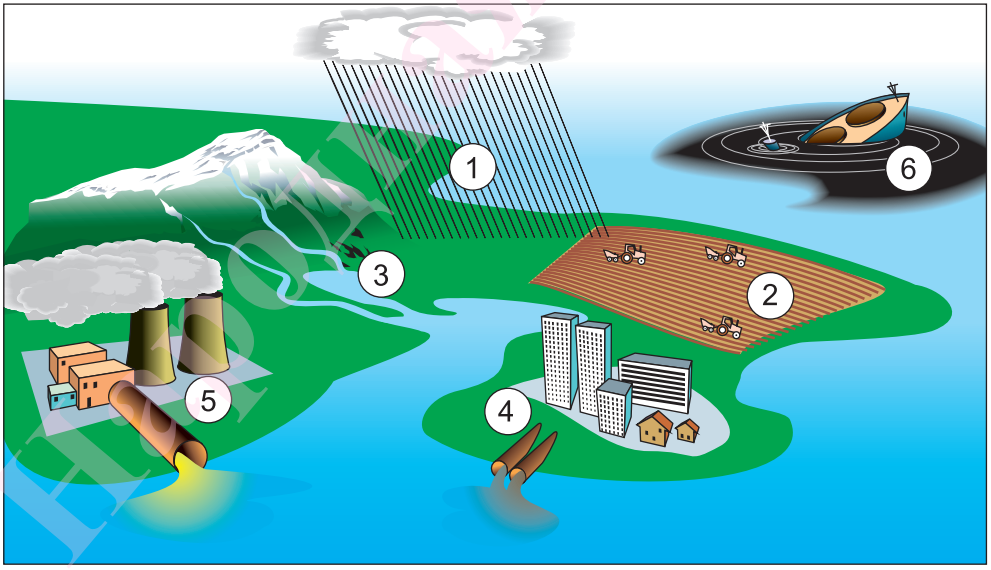


Рис. 103. Основные источники загрязнения воды: *1* — дожди, содержащие вредные вещества; *2* — использование минеральных удобрений, средств защиты растений; *3* — отвалы горных пород и отходов производств, свалки мусора; *4* — канализационные стоки; *5* — стоки промышленных предприятий; *6* — катастрофы нефтеналивных судов

Правообладатель Народная асвета

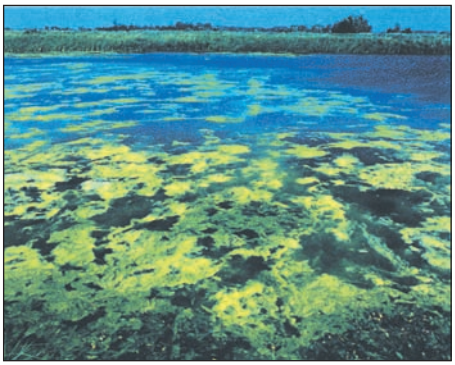


Рис. 104. Водоросли на поверхности водоема, загрязненного азотными удобрениями

Рис. 105. Сооружения для очистки воды

а затем по цепи питания попадать и к человеку. Превышение допустимого уровня нитратов в питьевой воде может приводить к возникновению онкологических заболеваний. Поэтому каждый должен помнить о необходимости экономии воды, заботиться о чистоте и сохранении источников чистой воды.

Для того чтобы экономить воду, не допускать ненужных ее трат, ученые разрабатывают различные способы сокращения ее расхода в сельском хозяйстве, промышленности, в быту. Для этого на производстве создают замкнутые циклы использования воды, улучшают способы ее очистки (рис. 105), совершенствуют технологии экономичного использования.

Жесткость воды

Даже самая чистая вода не перестает быть раствором. Природную воду, содержащую значительное количество ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}, называют *жесткой*. Эти ионы реагируют с мылом, образуя нерастворимые вещества. Поэтому в такой воде мыло плохо пенится. При взаимодействии с синтетическими моющими средствами нерастворимых осадков не образуется, но указанные ионы неблагоприятно сказываются на эффективности действия стиральных порошков. В жесткой воде трудно развариваются овощи.

В повседневной жизни чаще всего мы встречаемся с так называемой карбонатной, или временной, жесткостью воды. При кипячении такой воды, содержащей $Ca(HCO_3)_2$ и $Mg(HCO_3)_2$, в водонагревательных устройствах (в том числе и в чайниках) образуются минеральные нерастворимые отложения $CaCO_3$ и $MgCO_3$ — *накипь*.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 106. Накипь в водонагревательных устройствах

Это происходит за счет того, что соли, обусловливающие жесткость воды, разлагаются:

$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t}{=} CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

и образуют нерастворимый осадок карбонатов. Накипь (рис. 106) плохо проводит теплоту, вызывает увеличение расхода топлива и ускоряет изнашивание паровых котлов и котельных установок.

Устранение избытка катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} называется *умягчением воды*. Умягчение может достигаться в определенной степени обычным кипячением воды:

$$Mg(HCO_3)_2 \overset{t}{=} MgCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

или обработкой различными реагентами (например, содой). При этом ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} удаляются в виде нерастворимых солей $CaCO_3$ и $MgCO_3$:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl;$$
$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow.$$

!? Ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} можно также удалить из воды с помощью *катионитов*. Катионитами называют сложные вещества, совершенно не растворимые в воде, способные обменивать свои катионы (например, Na^+) на катионы Ca^{2+} и Mg^{2+}.
Если обозначить общую формулу такого катионита, как Na_2R, где R — сложный кислотный остаток, то схему такого удаления ионов из воды в сокращенном ионном виде можно записать так:

$$Ca^{2+} + Na_2R = 2Na^+ + CaR.$$

Ионы Ca^{2+} переходят из раствора в катионит, а ионы Na^+ — в раствор. Они не влияют на жесткость воды. Такой обмен ионами между катионитом и раствором называется *ионообменным*.

Неводные растворы

Кроме воды, в качестве растворителей используют бензин, спирт, ацетон и другие жидкости, с которыми вы уже сталкивались в быту. Например, жир не растворяется в воде, но растворяется в бензине и легко удаляется с ткани в виде раствора в бензине. Поэтому жирные пятна с ткани удаляют («выводят») бензином. Кристаллический иод в воде также не растворяется, поэтому известный вам аптечный раствор иода готовят растворением его в спирте. Органические

Правообладатель Народная асвета

растворители применяются при производстве лакокрасочных материалов. Правда, в последнее время они все чаще заменяются водно-эмульсионными красками. Это во многом связано с тем, что органические растворители в процессе высыхания красок испаряются в атмосферу, загрязняя при этом окружающую среду.

В медицине неводные растворители используют при приготовлении лекарственных средств, например различных спиртовых настоек.

Органические растворители широко применяют для выделения масел из семян растений. Получаемое таким образом рапсовое масло в последние годы начинают использовать в качестве альтернативного топлива в двигателях внутреннего сгорания.

Лабораторный опыт 4

Уменьшение жесткости воды

1. В две пробирки наберите жесткой (водопроводной или колодезной) воды объемом 1—2 $см^3$. К воде в первой пробирке добавьте примерно такой же объем раствора соды. Обратите внимание на небольшое помутнение раствора.
2. Профильтруйте полученную взвесь и отфильтрованную (умягченную) воду объемом 1—2 $см^3$, перелейте в чистую пробирку.
3. Осторожно выпарите $\frac{3}{4}$ объема воды в обеих пробирках — с мягкой и жесткой водой. Отметьте, в какой из пробирок на стенках накипи будет больше. Почему?

Вода занимает важнейшее место в природе и жизни человека.

Запасы пресной воды в природе ограничены, поэтому воду надо беречь, экономно расходовать и не допускать ее загрязнения.

Вода, содержащая ионы Ca^{2+} и Mg^{2+}, называется жесткой.

Жесткость воды уменьшают кипячением, обработкой различными химическими веществами.

Вопросы и задания

1. Какую роль играет вода в природе и жизни человека?
2. Известно, что продолжительное употребление дистиллированной воды вредно для организма. Объясните почему.
3. Рассчитайте потери воды в квартире за сутки, если из неплотно закрытого крана вытекает вода объемом 1 $дм^3$ в минуту.

Правообладатель Народная асвета

4. Какая вода называется жесткой? В чем проявляется жесткость воды в быту и промышленности?

5. Что такое умягчение воды? Приведите способы умягчения воды на примере соли $Mg(HCO_3)_2$.

6. Рассчитайте, сколько воды вы должны получать с пищей в день, если для сохранения водного баланса человеку необходима вода массой 40 г на 1 кг массы тела. Выполните такие расчеты для всех членов вашей семьи.

7. Приведите примеры водных и неводных растворов, применяемых в повседневной жизни.

8. Составьте уравнение реакции, протекающей по схеме:

$$MgCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + NaCl,$$

в полном и сокращенном ионном виде.

9. Для удаления накипи применяют соляную кислоту. Составьте уравнение реакции $CaCO_3$ как основного компонента накипи с соляной кислотой в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Домашний эксперимент. Проведите учет воды, израсходованной вами на личные нужды примерно в течение двух дней (с учетом воды на питание). Попробуйте определить способы экономии воды за это время. Рассчитайте, какой объем воды можно таким образом сэкономить за месяц, год.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Глава 5

Металлы

Вы познакомитесь с основными металлами и сплавами; изучите их физические и химические свойства, способы получения и области применения; научитесь определять ионы металлов в их соединениях.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

§ 36. Металлы в периодической системе элементов

Человек познакомился с металлами еще на заре цивилизации и вплоть до середины XVIII в. имел дело с семью основными металлами (золото Au, серебро Ag, ртуть Hg, олово Sn, свинец Pb, медь Cu, железо Fe). Но уже в начале XIX в. было известно более 30 металлов. Сейчас широко используется более 75 металлов, а также несколько тысяч сплавов на их основе и десятки тысяч самых разнообразных соединений, в состав которых входят металлы.

Металлы составляют большинство химических элементов: 95 из 118 известных на сегодняшний день. В таблице периодической системы металлы и неметаллы обычно разделяются жирной ступенчатой линией, идущей от водорода H к элементу с атомным номером 118 (см. форзац I). Эта граница достаточно условна, так как элементы, расположенные вдоль нее (кремний Si, германий Ge, мышьяк As, сурьма Sb, теллур Te), могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства. Эти элементы иногда называют *полуметаллами*.

Металлическая связь

Главная отличительная особенность атомов металлов связана с их электронным строением. Как уже отмечалось в § 19, атомы металлов могут сравнительно легко отдавать электроны, которые в металлическом кристалле переходят в общее пользование. При этом атомы превращаются в положительно заряженные *катионы*, которые удерживаются вместе за счет притяжения к электронам, перемещающимся по всему объему кристалла металла.

Металлическая связь имеет как общие черты с ионной и ковалентной связью, так и отличия. Металлическая связь определяет физические и химические свойства простых веществ металлов.

Металлы групп А

Из элементов групп А (главных групп) металлами являются все элементы групп IA (кроме водорода) и IIA, а также часть элементов групп IIIA—VIA, расположенных ниже условной границы.

Атомы металлов IA—IIIA-групп имеют на внешнем электронном слое от одного до трех электронов (рис. 107), которые легко отдают при образовании химической связи. Одновременно атомы этих металлов (Me) превращаются в положительно заряженные ионы — катионы, например:

$$Me^0 - ne^- = Me^{n+}, \text{ где } n = 1, 2, 3.$$

В IA-группе периодической системы находятся активные *щелочные металлы: литий* Li, *натрий* Na, *калий* K, *рубидий* Rb, *цезий* Cs и *фран-*

Правообладатель Народная асвета

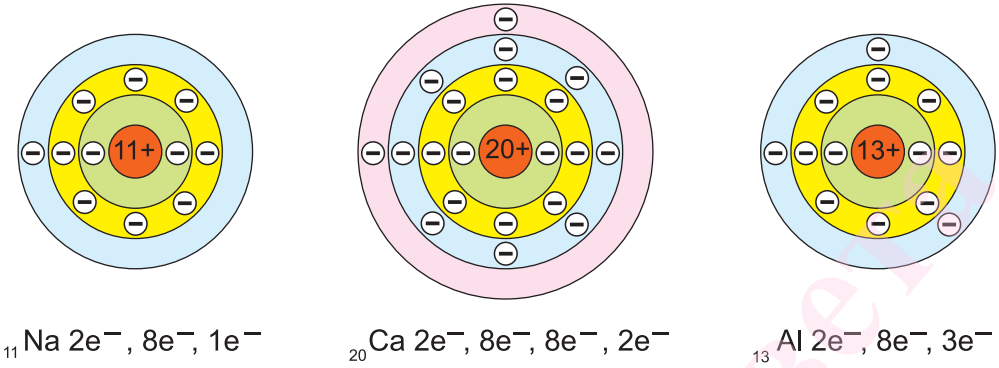


Рис. 107. Электронные схемы строения атомов некоторых металлов

ций Fr. Радиусы атомов щелочных металлов возрастают от лития к франциюю, электрон на внешнем электронном слое располагается все дальше от ядра атома. Химическая активность щелочных металлов по группе сверху вниз увеличивается.

В IIA-группе периодической системы расположены *бериллий* Be, *магний* Mg, *кальций* Ca, *стронций* Sr, *барий* Ba и *радий* Ra. Все они, кроме бериллия, являются элементами с ярко выраженными металлическими свойствами. Наибольшее сходство в химических свойствах наблюдается у *щелочноземельных металлов:* кальция, стронция и бария.

!? Твердый остаток, получаемый при прокаливании известняка $CaCO_3$, алхимики называли «землей». При действии «земли» на воду получали щелочной раствор, отсюда и возникло название «щелочная земля». В XVIII в. было известно несколько «щелочных земель», и, когда в 1808 г. англичанин Г. Дэви выделил из них металлы, они получили название *щелочноземельные металлы*.

Металлические свойства атомов элементов IIA-группы возрастают с увеличением радиуса атомов, т. е. по группе сверху вниз.

К металлам относится часть элементов IIIA-группы от алюминия Al и ниже. *Алюминий* — наиболее распространенный металл на Земле.

Металлы групп B

К металлам относятся все элементы групп B периодической системы. Эти элементы часто называют **переходными**, поскольку в больших периодах периодической системы они отделяют элементы IA- и IIA-групп от элементов IIIA—VIIIA-групп. Металлами групп B являются такие распространенные элементы, как *железо* Fe, *медь* Cu, *цинк* Zn, *хром* Cr, *никель* Ni.

Правообладатель Народная асвета

В IIIB-группе периодической системы, кроме *скандия* Sc, *иттрия* Y, *лантана* La и *актиния* Ac, содержатся еще 14 элементов *лантанидов* и 14 элементов *актинидов*. В периодической системе лантаниды и актиниды обычно располагаются ниже основной таблицы.

Большинство элементов в периодической системе химических элементов относится к металлам.

Химическая связь между атомами и ионами металла посредством обобществленных электронов называется металлической связью.

У атомов большинства металлов на внешнем электронном слое находится от 1 до 3 электронов. Отдавая эти электроны, атомы превращаются в положительно заряженные ионы — катионы.

Вопросы и задания

1. Сколько из известных в настоящее время химических элементов относится к металлам? Какое место в периодической системе элементов занимают металлы?

2. Какие металлы названы в честь планет?

3. Изобразите электронные схемы атомов следующих элементов: Be, Ar, Ca, S, Na. Какие из этих элементов относятся к металлам? Почему?

4*. Укажите общие черты и различия: а) металлической и ковалентной связи; б) металлической и ионной связи.

5. Как изменяются радиусы атомов металлов, расположенных в IA-группе? Почему?

6. Изобразите электронные схемы атомов и ионов: а) калия; б) алюминия. Как отличаются атомы и ионы по электронному строению?

7. Пользуясь периодической таблицей химических элементов, запишите по три примера металлов: а) А-групп; б) В-групп; в) лантанидов; г) актинидов. Укажите их химические символы и атомные номера.

8. Определите химическое количество металлического натрия, если его масса равна: а) 4,6 г; б) 0,92 г.

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $K \rightarrow KOH \rightarrow KCl$;

б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2$.

10*. Рассчитайте химическое количество ионов натрия, которые содержатся в растворе поваренной соли массой 200 г с массовой долей хлорида натрия, равной 5,85 %.

Правообладатель Народная асвета

§ 37. Физические свойства металлов

Физические свойства простых веществ металлов обусловлены как их природой, так и особенностями строения их кристаллов.

При обычных условиях все металлы, кроме ртути Hg, — *твердые непрозрачные кристаллические вещества*.

Для металлов (рис. 108) в слитках или в крупных кристаллах характерен **металлический блеск**, связанный со способностью поверхности металлов отражать световые лучи, а не пропускать их, как стекло, и не поглощать, как сажа. Большинство металлов в тонко измельченном состоянии имеют темно-серый или черный цвет, медь Cu — красного цвета (рис. 109), золото Au — желтого.

!? Обычно все металлы разделяют на черные — железо и его сплавы, цветные — медь, никель и др. Название «черные металлы» возникло из-за того, что в необработанном виде железо и его сплавы покрыты черной пленкой оксида железа $FeO \cdot Fe_2O_3$. Такое название сохранилось с тех пор, когда в технике применяли только сплавы железа и меди.

Для металлов характерны высокие **теплопроводность** и **электропроводность.** Они обусловлены легкостью перемещения электронов в кристаллической решетке металлов.

При обычных условиях самая высокая тепло- и электропроводность у серебра Ag. Если принять теплопроводность серебра за единицу, то наименьшей

Рис. 108. Образцы некоторых металлов: *1* — олово; *2* — алюминий; *3* — медь; *4* — железо; *5* — серебро; *6* — цинк; *7* — молибден

Рис. 109. Металлы в порошкообразном состоянии: *1* — цинк; *2* — алюминий; *3* — железо; *4* — медь; *5* — титан; *6* — магний

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

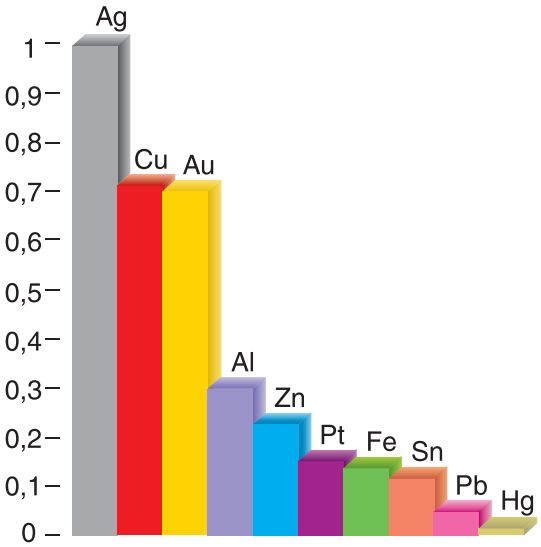


Рис. 110. Диаграмма относительной теплопроводности металлов

относительной теплопроводностью из приведенных на диаграмме (рис. 110) веществ будет обладать ртуть Hg. Но даже при этом теплопроводность ртути в 10 раз выше теплопроводности стекла.

По электропроводности металлы располагаются в том же порядке, что и по теплопроводности. Из-за высокой электропроводности и относительной дешевизны в качестве материалов для электрических проводов обычно применяют медь Cu и алюминий Al.

При сравнении **твердости** различных веществ более твердым считается то вещество, которое оставляет след на другом при царапании. Наибольшей твердостью из металлов обладают хром Cr и вольфрам W, щелочные металлы наиболее мягкие. Из металлов, имеющих широкое применение, наиболее мягкими являются олово Sn и свинец Pb.

!? В древности для письма и рисования использовали свинцовые или серебряные палочки. До наших дней сохранились серебряные рисунки гениальных художников Леонардо да Винчи, Альбрехта Дюрера, Лукаса Кранаха.

Характерное свойство металлов — **пластичность** — проявляется в их ковкости. Многие металлы могут быть расплющены в тонкие полупрозрачные листы или вытянуты в тонкую проволоку. Чемпионом по пластичности является золото Au, которое можно расплющить до такой малой толщины, что оно станет практически прозрачным. Толщина такого золотого листа составляет 0,001 мм, а одним килограммом золотой фольги можно покрыть поверхность площадью более 500 м^2 (рис. 111).

Из остальных физических свойств металлов наиболее важны в практическом отношении **плотность** и **температура плавления** (табл. 18).

По плотности металлы разделяют на *легкие* (с плотностью ниже 5,0 г/см^3) и *тяжелые*.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 111. Золоченый купол собора

Рис. 112. Самолет из алюминиевых сплавов

К легким металлам относятся широко используемые в самолетостроении алюминий Al (рис. 112), магний Mg, титан Ti. Самый тяжелый металл — осмий Os.

Таблица 18. **Некоторые физические свойства металлов**

Металл	Химический символ	Плотность, г/см^3	Температура плавления, °C
Литий	Li	0,53	181
Калий	K	0,86	64
Натрий	Na	0,97	98
Кальций	Ca	1,55	839
Магний	Mg	1,74	649
Алюминий	Al	2,70	660
Галлий	Ga	5,90	30
Цинк	Zn	7,13	420
Олово	Sn	7,30	232
Железо	Fe	7,87	1535
Медь	Cu	8,96	1083
Серебро	Ag	10,49	962

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Продолжение

Металл	Химический символ	Плотность, г/см^3	Температура плавления, °C
Свинец	Pb	11,34	327
Ртуть	Hg	13,55	–39
Золото	Au	19,32	1064
Вольфрам	W	19,32	3410
Осмий	Os	22,59	3045

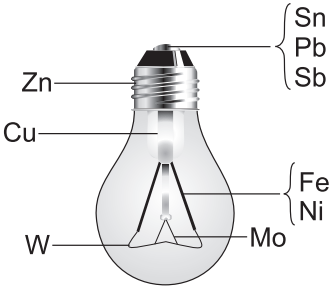


Рис. 113. Металлы, используемые при изготовлении электрической лампочки

Температуры плавления металлов изменяются в широких пределах. Самый легкоплавкий металл — ртуть Hg. Она затвердевает при температуре почти на 39 градусов ниже нуля. Наиболее тугоплавким металлом является вольфрам W (температура плавления 3410 °C), из которого изготавливают нити накаливания для электрических лампочек. Кроме вольфрама, в лампочке можно обнаружить еще 8 металлов (рис. 113): железо, никель, цинк, медь, молибден, олово, свинец и сурьму.

Свойства металлов обусловлены как их природой, так и особенностями строения металлических кристаллов.

Общими физическими свойствами металлов как простых веществ являются характерный металлический блеск, высокая тепло- и электропроводность, пластичность.

Вопросы и задания

1. Какое агрегатное состояние характерно для металлов при обычных условиях?
2. Какой из металлов обладает самой высокой и какой — самой низкой тепло- и электропроводностью?
3. Почему говорят «быстрый, как ртуть»?
4. Пользуясь данными таблицы 18, укажите самый легкий и самый тяжелый, самый тугоплавкий и самый легкоплавкий металлы.

Правообладатель Народная асвета

5. Из приведенного списка выпишите в тетрадь свойства, характерные для большинства металлов: высокая температура плавления, блеск, запах, электропроводность, текучесть, эластичность, теплопроводность, прочность, низкая температура плавления, пластичность, жидкое состояние, газообразное состояние, твердое состояние, ковкость, непрозрачность, прозрачность.

6. Какой из металлов можно расплавить на руке человека?

7. Почему металлы хорошо проводят электрический ток?

8. Пользуясь данными таблицы 18, рассчитайте массу куба с длиной ребра, равной 10 см, изготовленного из: а) алюминия; б) золота; в) железа. Какому химическому количеству металла отвечает данная масса?

9. Рассчитайте химическое количество меди в образце металла массой 128 г.

10*. Рассчитайте массу металлического свинца, взятого в таком же химическом количестве, как и металлический литий массой 70 г.

Домашний эксперимент. Найдите дома кусочки алюминиевой проволоки, медной проволоки, тонкий железный гвоздь. Попробуйте при помощи молотка расплющить эти образцы в пластинку. Сделайте вывод о ковкости рассматриваемых металлов.

§ 38. Сплавы

В расплавленном состоянии многие металлы, например олово Sn и свинец Pb, золото Au и серебро Ag, медь Cu и цинк Zn, обычно смешиваются между собой, образуя однородную жидкую смесь — *расплав*. При застывании однородного расплава получают твердую массу, которую называют *сплавом*.

Сплав — это однородная система, состоящая из двух или более металлов или из металлов и неметаллов.

Сплавы обладают характерными металлическими свойствами: блеском, высокой тепло- и электропроводностью. Между атомами и ионами металлов в сплавах осуществляется металлическая связь.

Физические свойства сплавов отличаются от свойств составляющих их веществ. Например, сплав меди Cu и цинка Zn — *латунь* значительно тверже, чем отдельно взятые металлы. К серебру или золоту, которые в чистом виде очень мягкие, для придания им твердости добавляют медь, хотя она в чистом виде также значительно мягче полученного сплава.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 114. Изделия из сплавов на основе алюминия

!? Для производства золотых изделий используют сплавы золота с медью. В зависимости от массовой доли в них золота различают пробы: 960 (на 960 массовых частей золота приходится 40 массовых частей меди) — высшая проба, 920 — ювелирный металл, 880—750 — монетный сплав, 750—375 — сплав для ювелирных изделий, 360 — сплав для корпусов часов. Проба золота может быть выражена и в каратах. В этом случае она показывает, сколько каратов (1 карат = 0,2 г) чистого золота содержится в 24 каратах сплава. Проба при этом выражается числами 22, 18 и 14. Само слово «карат» происходит от названия зерен субтропического дерева, которые использовались для взвешивания золота и драгоценных камней.

Температура плавления большинства сплавов ниже температуры плавления наиболее легкоплавкого из металлов, образующих сплав. Сопоставьте, например, температуру плавления сплава олова Sn и свинца Pb — *припоя* (табл. 19), равную 180 °C, с температурами плавления чистых металлов, приведенными в таблице 18.

Комбинируя разные металлы в разных количественных соотношениях, можно получить большое число сплавов с важными техническими свойствами: легкие, кислотоустойчивые, сверхтвердые и т. д. Названия наиболее распространенных сплавов, их состав и области применения приведены в таблице 19, а образцы изделий из сплавов на рисунках 114 и 115.

Рис. 115. Памятник, изготовленный из бронзы

Правообладатель Народная асвета

Таблица 19. **Сплавы металлов**

Название сплава	Примерный состав	Свойства	Применение
Бронза	80—92 % меди, 2 % цинка, 6 % олова	Твердость	Детали машин, приборы, художественные отливки
Монель-металл	65—70 % никеля, 30 % меди, добавки железа и марганца	Коррозионная стойкость, устойчивость к истиранию	Лопатки турбин, химическая, судостроительная, нефтяная, медицинская промышленность, изготовление монет
Латунь	50—96 % меди, 4—50 % цинка	Коррозионная стойкость	Машиностроение, химическая промышленность, производство бытовых товаров
Мельхиор	70—80 % никеля, 18—30 % меди, добавки железа и марганца	Коррозионная стойкость, красивый внешний вид	Медицинская техника, изготовление бытовой посуды, художественных изделий
Припой	50—70 % олова, 30—50 % свинца и др.	Низкая температура плавления (180 °C)	Пайка металлических изделий
Дюралюминий	80—95 % алюминия, 1,3—1,5 % меди, 0,5 % магния, 0,5 % марганца и др.	Высокая прочность, легкость	Авиастроение, детали велосипедов и др.
Нержавеющая сталь	60—80 % железа, 10—20 % хрома, 8—20 % никеля и др.	Механическая прочность, коррозионная стойкость	Хирургические инструменты, кухонная посуда, раковины и др.

В состав сплавов могут входить не только металлы, но и неметаллы. Так, например, *чугун* представляет собой сплав железа Fe с углеродом C. Содержание углерода в чугуне составляет 2—4 % по массе, что приводит к его хрупкости.

Чугун используют как сырье при производстве другого распространенного сплава железа — *стали*. В стали содержится менее 2 % углерода

Правообладатель Народная асвета

Рис. 116. Прокатка стального изделия

по массе. В отличие от чугуна сталь можно ковать, штамповать, прокатывать (рис. 116).

Для придания сталям определенных свойств в их состав вводят другие металлы, бор и кремний. Такие стали называются *легированными*. Например, сталь, легированная вольфрамом, отличается высокой твердостью, поэтому она применяется для изготовления режущих инструментов. Легирование молибденом приводит к повышению твердости и прочности стали, повышению ее износоустойчивости, а сталь, легированная кобальтом, используется для изготовления постоянных магнитов.

Сплав — это однородная система, состоящая из двух или более металлов или из металлов и неметаллов.

Физические свойства сплавов отличаются от свойств составляющих их металлов.

Чугун и сталь — наиболее распространенные сплавы железа.

Вопросы и задания

1. Назовите сплавы, знакомые вам из повседневной жизни. Почему в народном хозяйстве сплавы используют чаще, чем чистые металлы?

2. Как изменяются при переходе от металлов к сплавам их твердость и температура плавления? Приведите примеры.

3. Пользуясь данными таблицы 19, выпишите названия сплавов, в которых выше массовая доля: а) меди; б) цинка; в) никеля.

4. Пользуясь данными таблицы 19, рассчитайте массу цинка в бронзе массой 200 г.

5. Определите массу сплава мельхиора, содержащего металлический никель массой 170 г. Массовую долю никеля в сплаве примите равной 75 %.

6. Приведите примеры сплавов, в состав которых входит неметалл. Что вы знаете об использовании этих сплавов?

7. Рассчитайте химическое количество меди в монель-металле массой 100 г, если массовая доля этого металла в сплаве составляет 30 %.

Правообладатель Народная асвета

8*. В химических лабораториях часто используют легкоплавкий ($t_{пл.}$ = = 68 °C) сплав Вуда, содержащий (по массе) 50 % висмута, 25 % свинца, а также олово и кадмий. Рассчитайте химическое количество свинца в сплаве, который приходится на 1 моль висмута.

9. Сплавы металлов так же, как и индивидуальные металлы, хорошо проводят электрический ток. Как вы можете это объяснить?

10*. В соляной кислоте растворили сплав алюминия с медью массой 4,8 г. Масса металла, который не растворился, составила 2,1 г. Определите массовую долю каждого металла в сплаве.

§ 39. Общие химические свойства металлов. Взаимодействие с неметаллами

Несмотря на разнообразие химических реакций металлов, все эти реакции являются окислительно-восстановительными и относятся к реакциям соединения или замещения. В химических реакциях атомы металлов отдают электроны внешнего электронного слоя, т. е. *окисляются*, выступая при этом в качестве *восстановителей*. В образующихся соединениях атомы металлов проявляют положительные степени окисления. В общем виде это можно показать схемой:

$$Me^0 - ne^- = Me^{n+}.$$

Состав продуктов взаимодействия металлов с другими веществами зависит от природы этих веществ и условий проведения реакции.

Взаимодействие металлов с неметаллами

С *кислородом* взаимодействуют практически все металлы, кроме золота Au и платины Pt, образуя при этом оксиды.

Щелочные и *щелочноземельные металлы* при обычной температуре легко окисляются на воздухе, поэтому их хранят в закрытых сосудах под слоем керосина или масла (рис. 117):

$$2\overset{0}{Ca} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O}.$$

На поверхности некоторых металлов (*алюминий* Al, *цинк* Zn, *свинец* Pb) уже при обычной температуре образуется

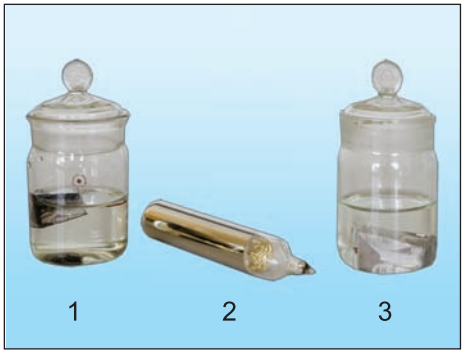


Рис. 117. Хранение щелочных металлов: *1* — литий; *2* — цезий; *3* — натрий

Правообладатель Народная асвета

тонкая плотная пленка оксида, которая защищает их от дальнейшего окисления:

$$4\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{O_2} = 2\overset{+3}{Al}_2\overset{-2}{O_3}.$$

Многие металлы взаимодействуют с кислородом при нагревании: *медь* при нагревании на воздухе чернеет, так как покрывается пленкой черного оксида меди(II):

$$2\overset{0}{Cu} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O},$$

а при горении *железа* образуется *окалина* — оксид железа(II,III) $FeO \cdot Fe_2O_3$ (или Fe_3O_4):

$$3\overset{0}{Fe} + 2\overset{0}{O_2} \xrightarrow{t} Fe_3O_4\,(\overset{+2}{Fe}\overset{-2}{O} \cdot \overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O_3}).$$

Магний при поджигании на воздухе сгорает с яркой вспышкой, образуя оксид магния:

$$2\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t} 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}.$$

Лабораторный опыт 5

Взаимодействие меди с кислородом

Из свежезачищенной медной проволоки сделайте небольшую спираль, обмотав проволоку вокруг карандаша или ручки. Обратите внимание на красный цвет меди. Закрепите спираль в держателе для пробирок и внесите в пламя спиртовки. Нагревайте 1—2 мин, затем охладите и рассмотрите, изменился ли цвет спирали. Какого цвета образовавшийся оксид меди(II)? Составьте уравнение реакции окисления меди при нагревании.

Вы уже знакомы с реакцией железа с *серой*:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} \xrightarrow{t} \overset{+2}{Fe}\overset{-2}{S}.$$

Аналогичным образом взаимодействуют с серой и другие металлы. Если смешать небольшое количество порошка алюминия с порошком серы и нагреть сверху смесь пламенем лучинки, то в результате бурной реакции (рис. 118) образуется сульфид алюминия:

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Рис. 118. Взаимодействие алюминия с серой

Рис. 119. Взаимодействие алюминия с иодом

$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{S} \overset{t}{=} \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{S_3}.$$

Металлы взаимодействуют с *галогенами — фтором, хлором, бромом* и *иодом* — с образованием солей. В вытяжном шкафу можно продемонстрировать взаимодействие *алюминия* Al с иодом I_2 (рис. 119). Реакция начинается, если к смеси порошков алюминия и иода добавить одну каплю воды. В результате реакции образуется иодид алюминия:

$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{0}{I_2} = 2\overset{+3}{Al}\overset{-1}{I_3}.$$

Металлы могут взаимодействовать и с другими неметаллами.

В химических реакциях простые вещества металлы окисляются, выступая в качестве восстановителей.

Простые вещества металлы взаимодействуют с неметаллами: кислородом, серой, галогенами и др.

Вопросы и задания

1. Приведите примеры получения 2 — 3 оксидов металлов в результате реакций металлов с кислородом.

2. Какие простые вещества надо взять для получения следующих соединений: оксида магния, сульфида цинка, иодида кальция? Запишите уравнения реакций получения данных веществ.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

3. Какой из металлов — натрий или калий — будет более энергично реагировать с хлором? Почему?

4. Составьте уравнения реакций алюминия с хлором и бромом. Определите массу алюминия, который полностью прореагирует с хлором объемом (н. у.) 13,44 $дм^3$.

5. При взаимодействии алюминия с иодом образовался иодид алюминия массой 128 г. Рассчитайте химическое количество алюминия, вступившего в реакцию.

6. Какой объем (н. у.) хлора необходим для полного взаимодействия с железом массой 84 г с образованием хлорида железа(III) $FeCl_3$?

7. В каком случае — при окислении магния массой 1 г или кальция такой же массы — для реакции потребуется больший объем (н. у.) кислорода?

8*. Составьте самостоятельно задачу, в которой необходимо определить массу оксида меди(II), получаемого из заданного химического количества меди.

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaSO_4.$$

10*. Нагрели смесь порошков алюминия массой 56,7 г и серы массой 96 г. Какие вещества и в каких химических количествах будут в смеси после окончания реакции?

§ 40. Ряд активности металлов. Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами

Металлы как простые вещества активно взаимодействуют со сложными веществами. Способность металла вступать в окислительно-восстановительные реакции в водных растворах можно оценить, зная положение металла в ряду активности.

Ряд активности металлов

Из курса химии 7-го класса вы знаете, что химическая активность металлов в реакциях с кислотами зависит от положения металла в **ряду активности**, или *вытеснительном ряду металлов*. Рассмотрим ряд активности металлов детальнее.

Восстановительные свойства металлов

←

K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb (H_2) Cu Hg Ag Pt Au

Правообладатель Народная асвета

В этот ряд вместе с металлами включен и единственный неметалл — водород, который так же, как и металлы, способен образовывать положительно заряженные ионы.

Чем ближе к началу ряда расположен металл, тем легче его атомы отдают электроны, участвуя в окислительно-восстановительных процессах в водных растворах. Другими словами, в ряду активности справа налево восстановительные свойства простых веществ металлов повышаются.

Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами

Активность металлов при их взаимодействии с разбавленными кислотами зависит от положения металла в ряду активности. Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, способны вытеснять его из разбавленных растворов многих **кислот** (соляной, серной и др.):

$$\overset{0}{Mg} + \overset{+1}{H_2}SO_4(\text{разб.}) = \overset{+2}{Mg}SO_4 + \overset{0}{H_2}\uparrow.$$

Металл в данной реакции выступает в качестве *восстановителя*, а ионы водорода — в качестве *окислителя*.

Металлы же, стоящие в ряду активности после водорода, к такому взаимодействию не способны:

$$Cu + HCl\ (\text{разб.}) \neq \text{не взаимодействуют.}$$

Лабораторный опыт 6

Взаимодействие металлов с растворами кислот

1. В две пробирки налейте по 2 см^3 соляной (или раствора серной) кислоты.
2. В одну из пробирок опустите кусочек цинка, во вторую — меди.
3. Пронаблюдайте за изменениями, происходящими в пробирках. Запишите свои наблюдения в тетради. Приведите необходимые уравнения реакций.
4. Сделайте вывод об активности данных металлов в реакции с соляной (серной) кислотой.

Химические свойства металлов зависят от их положения в ряду активности металлов.

Простые вещества металлы, стоящие в ряду активности до водорода, взаимодействуют с разбавленными кислотами.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Какую информацию об окислительно-восстановительных свойствах простого вещества металла можно получить на основании его положения в ряду активности металлов?

2*. Почему в ряд активности металлов включают водород?

3. На основании положения в ряду активности сравните способность отдавать электроны атомами:

а) магния и железа;

б) алюминия и меди;

в) натрия и серебра.

4. При взаимодействии металлического железа с разбавленной соляной кислотой образуется хлорид железа(II) и выделяется водород. Запишите уравнение реакции. Укажите вещество окислитель и вещество восстановитель.

5. Запишите уравнения реакций с раствором серной кислоты: а) железа; б) цинка; в) магния. В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

6*. Два ученика проводили эксперимент, внося в пробирки с разбавленным раствором серной кислоты разные металлы. Результаты эксперимента они представили в виде таблицы.

Металл	Выделяющийся газ	Другие изменения
Магний	Водород	Магний быстро растворяется, образуется бесцветный раствор
Железо	Газ не выделяется	Железо медленно растворяется, образуется раствор бледно-зеленого цвета
Цинк		Цинк растворяется, образуется бесцветный раствор

Дополните таблицу, заполнив пустое место. Одна из записей в таблице сделана неправильно, определите какая. Как доказать, что выделяющийся газ является водородом?

7. Для полного растворения алюминия понадобился раствор серной кислоты массой 200 г с массовой долей кислоты, равной 9,8 %. Рассчитайте объем (н. у.) выделившегося водорода.

8. Железо химическим количеством 1 моль полностью растворилось в соляной кислоте. Найдите массу соли, которая при этом образовалась.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

9*. К раствору серной кислоты определенной массы добавили цинк: а) массой 20 г; б) химическим количеством 0,5 моль. Как изменится масса раствора в результате реакции? Ответ подтвердите расчетом.

10*. Определите массовую долю соли в растворе, полученном после добавления магния массой 24 г к раствору серной кислоты объемом 1 дм^3 с массовой долей кислоты, равной 10 %. Плотность полученного раствора примите равной 1 г/см^3.

§ 41. Взаимодействие металлов с водой и растворами солей других металлов

Положение металла в ряду активности определяет и его поведение при взаимодействии с водой и растворами солей других металлов.

Взаимодействие металлов с водой

Наиболее активные *щелочные* и *щелочноземельные* металлы (*калий* K, *натрий* Na, *кальций* Ca, *барий* Ba), стоящие в начале вытеснительного ряда, способны эффективно взаимодействовать с *водой*.

Например, если натрий поместить в емкость с водой, то он будет двигаться по поверхности воды, бурно реагируя с ней. При этом выделяется водород и образуется гидроксид натрия. Если добавить в полученный раствор фенолфталеин, то раствор окрасится в малиновый цвет (рис. 120):

$$\overset{0}{2Na} + 2H_2O = \overset{+1}{2NaOH} + \overset{0}{H_2}\uparrow, \quad \left[\overset{2\cdot 1e^-}{\downarrow}\right]$$

Металлический натрий в приведенной реакции выступает в качестве восстановителя, а вода — в качестве окислителя.

Магний Mg и *алюминий* Al после удаления с их поверхности пленки оксида также способны взаимодействовать с водой с выделением водорода. Некоторые металлы, стоящие в ряду активности до водорода, например *цинк* Zn и *железо* Fe, взаимодействуют с водой при нагревании.

Металлы, стоящие в ряду активности после водорода, не вытесняют его из воды ни при каких условиях.

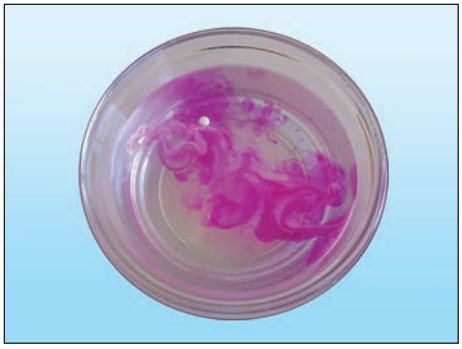


Рис. 120. Взаимодействие натрия с водой

Правообладатель Народная асвета

Взаимодействие металлов с растворами солей других металлов

Напомним, что более активный металл способен вытеснять ионы другого металла из водных растворов его солей, например в уже известной вам реакции взаимодействия железа с раствором соли меди(II):

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{CuSO_4} \overset{2e^-}{\rightarrow} = \overset{+2}{FeSO_4} + \overset{0}{Cu}.$$

В этой реакции железо выступает в роли восстановителя, само при этом окисляясь. Атомы железа превращаются в ионы железа:

$$Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+}.$$

Сульфат меди(II) выступает в этой реакции как окислитель. Ионы меди Cu^{2+} восстанавливаются, превращаясь в атомы меди:

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0.$$

В результате окислительно-восстановительной реакции электроны от атомов железа переходят к ионам меди(II):

$$Fe^0 + Cu^{2+} \overset{2e^-}{\rightarrow} = Fe^{2+} + Cu^0.$$

Вы можете самостоятельно провести этот опыт, опустив железный гвоздь в водный раствор медного купороса.

Лабораторный опыт 7

Взаимодействие металлов с растворами солей

1. Медную проволоку опустите в пробирку с раствором сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$. Происходит ли химическая реакция? Есть ли ее видимые признаки?
2. Поместите тщательно зачищенную железную проволоку в пробирку с раствором сульфата меди(II). Через 1 мин извлеките проволоку из раствора. Опишите наблюдаемые изменения. Приведите уравнение химической реакции.
3. Какой вывод о сравнительной активности алюминия, железа и меди можно сделать на основании выполненного вами опыта?

Для того чтобы определить, какой металл будет вытеснять ионы другого металла из водных растворов его солей, необходимо знать положение металла в ряду активности. Металлы, расположенные в этом ряду, начиная с магния и

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Рис. 121. Сухие гальванические элементы

Рис. 122. Свинцовый аккумулятор

правее, способны вытеснять следующие за ними металлы из водных растворов их солей. Например:

$$\overset{0}{Zn} + \overset{+2}{CuSO_4} = \overset{+2}{ZnSO_4} + \overset{0}{Cu}.$$

Активные металлы способны бурно реагировать с водой с выделением водорода, поэтому их **нельзя** использовать для вытеснения менее активных металлов из водных растворов их солей.

Реакции вытеснения одного металла другим из раствора его солей можно осуществлять, не приводя в соприкосновение металл с раствором соли другого металла. Процессы окисления и восстановления пространственно разделены в *гальванических элементах*, где протекание химической реакции приводит к появлению электрического тока. Поэтому гальванические элементы являются *химическими источниками тока*. В качестве химических источников тока используются также батареи гальванических элементов (в быту — «батарейки») (рис. 121) и *аккумуляторы* (рис. 122). С работой всех этих устройств вы познакомитесь в старших классах.

Простые вещества металлы вступают в химические реакции с водой и растворами солей других металлов в зависимости от их положения в ряду активности.

Вопросы и задания

1. Назовите известные вам металлы, которые: а) вытесняют водород из воды; б) не вытесняют водород из воды; в) не вытесняют водород из растворов кислот.

Правообладатель Народная асвета

2. О чем свидетельствует малиновая окраска фенолфталеина, появляющаяся в водном растворе после реакции металлического натрия с водой? В какой цвет окрасится лакмус в этом случае?

3. Рассчитайте массу натрия, необходимого для вытеснения из воды водорода химическим количеством 3 моль.

4. Для опрыскивания садов с целью защиты от вредителей используют бордосскую жидкость, в состав которой входит раствор сульфата меди(II). Можно ли хранить раствор сульфата меди(II) в железном ведре? Дайте обоснованный ответ.

5. Почему нельзя воспользоваться натрием для вытеснения серебра из водного раствора нитрата серебра(I)?

6. В результате взаимодействия железа с раствором соли меди(II) выделилась металлическая медь массой 64 г. Рассчитайте химическое количество железа, которое вступило в реакцию.

7. Пользуясь рядом активности металлов, заполните таблицу, поставив в соответствующих графах «+» для возможных реакций и «–» для практически неосуществимых реакций.

Уравнение реакции	Возможность протекания реакции в водном растворе
$Zn + FeCl_2 = Fe + ZnCl_2$	
$Fe + 3AgNO_3 = 3Ag + Fe(NO_3)_3$	
$Cu + 2NaCl = CuCl_2 + 2Na$	
$Fe + CaCl_2 = Ca + FeCl_2$	

8*. Железную пластинку массой 84 г поместили в раствор, содержащий сульфат меди(II) химическим количеством 0,5 моль. На сколько граммов изменится масса пластинки после окончания реакции?

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

$$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO.$$

Домашний эксперимент. Ржавление железа. На следующем уроке мы будем рассматривать, как влияют условия внешней среды на процесс ржавления железа. Возьмите три бутылочки (можно из-под лекарств), тщательно их вымойте. Одну бутылочку просушите, положите в нее небольшой, предварительно промытый гвоздь, герметично закройте бутылочку пробкой. Во вторую бутылочку налейте на $\frac{1}{4}$ кипяче-

Правообладатель Народная асвета

ной воды (если есть возможность, лучше дистиллированной), опустите в нее гвоздь такой же величины, как и в первой бутылочке. Бутылочку можно накрыть кусочком картона. В третьей бутылочке все сделайте так же, как и во второй, только в воду насыпьте немного поваренной соли. Через 3—4 дня проверьте, какие изменения произошли с гвоздями. Расскажите о результатах исследования на уроке, продемонстрируйте их.

§ 42. Коррозия металлов и сплавов

Под действием находящихся в воздухе химических веществ, дождя, снега, почвенной влаги металлические материалы постепенно разрушаются, подвергаясь *коррозии* (лат. corrosio — разъедание). Особенно сильное разрушающее действии на металлы оказывают кислород и кислоты, растворенные в воде.

Коррозия — это разрушение металлов и сплавов под действием окружающей среды.

При коррозии металлов и сплавов протекают окислительно-восстановительные реакции, в результате которых атомы металла, взаимодействуя с компонентами окружающей среды, окисляются и переходят в ионы:

$$Fe^0 - 2e^- = Fe^{2+};$$
$$Cu^0 - 2e^- = Cu^{2+}.$$

Так, например, под действием воздуха и содержащихся в нем паров воды на поверхности медных и бронзовых изделий образуется зеленая пленка соединения меди сложного состава $(CuOH)_2CO_3$, называемая *патиной* (рис. 123). Это приводит к разрушению памятников, особенно заметному в городах с влажной атмосферой, находящихся на берегу моря.

Коррозии подвергаются различные металлы и сплавы, но наиболее часто приходится сталкиваться с коррозией самого распространенного металла — железа. Процесс коррозии железа часто называют *ржавлением*. Автомобили, сельскохозяйственные машины, стальные балки, кухонная посуда — все эти изделия, буду-

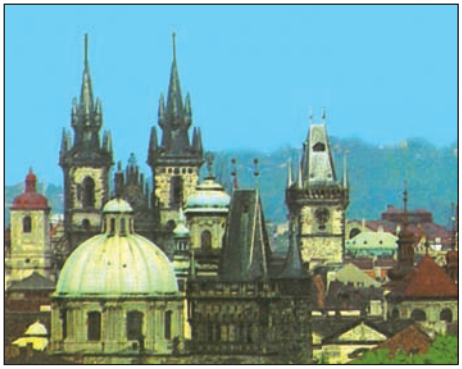


Рис. 123. Патина на поверхности медных и бронзовых изделий

Правообладатель Народная асвета

Рис. 124. Ржавчина на изделии из железа

чи новыми, имеют красивый вид и гладкую, блестящую поверхность. Но при хранении во влажной атмосфере и при недостаточном уходе они покрываются бурыми пятнами *ржавчины* (рис. 124), состав которой можно выразить обобщенной формулой $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.

(В домашнем эксперименте к предыдущему параграфу вам предлагалось исследовать влияние различных факторов на коррозию железа. Продемонстрируйте результаты ваших исследований.)

Состав продуктов коррозии металлов и ее скорость зависят не только от состояния окружающей среды, ее влажности и температуры, но и от наличия любых неоднородностей в составе металла (примесей; участков, отличающихся друг от друга температурой, плотностью, состоянием поверхности и др.).

!? Возле города Дели в Индии находится железная колонна с очень маленькими пятнышками ржавчины, хотя ее возраст почти 1700 лет. Это знаменитая Кутубская колонна высотой 7,3 м и массой 6,5 т. Согласно одной из гипотез, долговечность и коррозионная устойчивость колонны объясняются низкой влажностью, характерной для данной местности, и очень малым количеством различных примесей в железе.

Коррозия при контакте двух металлов

Если привести железо Fe в соприкосновение с оловом Sn, расположенным в ряду активности металлов правее железа, то коррозия железа резко усиливается (рис. 125, *а*).

При контакте железа Fe с металлом, стоящим в ряду активности левее, например цинком Zn, коррозия железа замедляется. Вместо ржавчины обна-

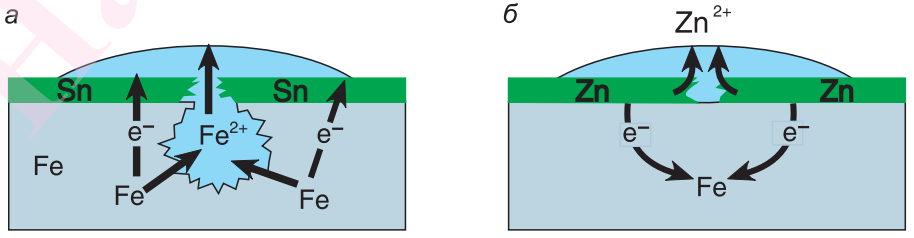


Рис. 125. Коррозия при контакте железа с оловом (*а*) и цинком (*б*)

Правообладатель Народная асвета

руживается вещество белого цвета, представляющее собой гидроксид цинка $Zn(OH)_2$ (рис. 125, *б*). В данном случае окисляется цинк как более активный металл.

Таким образом, коррозия металла усиливается при его соприкосновении с менее активным металлом и замедляется в контакте с более активным металлом.

Коррозия — это разрушение металлов и сплавов под действием окружающей среды.

При коррозии металлов и сплавов протекают окислительно-восстановительные реакции, в результате которых атомы металла, взаимодействуя с компонентами окружающей среды, окисляются.

Коррозия металла резко усиливается при соприкосновении его с менее активным металлом и замедляется, если металл соприкасается с металлом более активным.

Вопросы и задания

1. Приведите 2—3 уравнения реакций окисления железа при взаимодействии его с простыми и сложными веществами.

2*. Какое вещество играет главную роль в качестве окислителя при коррозии железа в водной среде?

3. Перечислите факторы, приводящие к ускорению коррозии металлов. При каких условиях коррозия железа протекает наиболее интенсивно?

4. При контакте железа с каким из металлов — медью или цинком — коррозия железа будет замедляться? Приведите примеры двух других металлов, использование которых приведет к замедлению коррозии железа.

5. Если в раствор соли серебра(I) поместить медную пластинку, предварительно очистив ее поверхность, то через некоторое время на ней вырастут красивые блестящие кристаллы. Объясните, что при этом происходит. Запишите уравнение соответствующей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

6. В литературе описан случай с очень дорогой яхтой, которая была обшита сплавом меди с никелем, используемым для изготовления монет, а в подводной части была железной. Яхта пришла в полную негодность, не успев побывать ни в одном плавании. Как вы можете объяснить этот случай?

7. Почему врачи-стоматологи не рекомендуют рядом со стальной ставить золотую зубную коронку?

8. Присутствие в воздухе больших концентраций оксидов серы и азота вызывает выпадение «кислотных дождей», которые приводят к коррозии

Правообладатель Народная асвета

металлов. Определите массу и химическое количество железа, которое может раствориться в растворе серной кислоты массой 3 кг с массовой долей H_2SO_4, равной 0,15 %.

9. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить следующие превращения:

а) $Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$;

б) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO$.

§ 43. Защита металлов от коррозии

Коррозия металлов приводит к большому экономическому ущербу. Огромные материальные потери связаны с коррозией нефте- и трубопроводов, деталей машин, морских судов и различного оборудования. По разным данным от 10 до 30 % произведенного в мире металла ежегодно теряется из-за коррозии.

В зависимости от природы металла, условий, а также от назначения металлических изделий применяют различные методы защиты металлов от коррозии. Одним из наиболее распространенных методов является **нанесение защитных покрытий** (рис. 126).

К неметаллическим покрытиям относят покрытия металлических изделий *лаками, красками, смазками, эмалями* (рис. 127). Лаки и краски препятствуют доступу к поверхности металла воды, кислорода и других окислителей, содержащихся в воздухе. Эмали — это покрытия на основе соединений кремния Si, для которых характерна высокая стойкость во влажной среде и при повышенной температуре.

Рис. 126. Нанесение защитного покрытия на корпус автомобиля

Рис. 127. Металлические изделия с защитными эмалевыми покрытиями

Правообладатель Народная асвета

Рис. 128. Изделия с металлическими покрытиями: *а* — хромированное; *б* — никелированное; *в* — оцинкованное

В 1617 г. в Англии был выдан патент № 4 на изобретение защиты доспехов — кольчуги и лат — от коррозии путем использования специального масла.

Еще одним способом защиты металлов от коррозии является нанесение на их поверхность оксидных пленок (*оксидирование*). Разновидностью химического оксидирования является *воронение* стали. Путем обработки поверхности стальных изделий различными окислителями можно получать оксидные пленки разного цвета (синего, черного, темно-коричневого). Часто проводят обработку поверхности металла растворами фосфорной кислоты или ее солей (*фосфатирование*).

Одним из важнейших методов защиты металлов от коррозии является нанесение на их поверхность слоя другого металла. В качестве материала для покрытия применяют как чистые металлы (хром, никель, цинк, олово, серебро и др.), так и различные сплавы (бронзы, латуни и др.). В повседневной жизни мы встречаемся с покрытиями железа как более активными металлами — цинком Zn (*цинкование*), так и менее активными металлами — оловом Sn (*лужение*), никелем Ni (*никелирование*), хромом (*хромирование*) (рис. 128).

Существенно понизить скорость коррозии можно путем **изменения свойств коррозионной среды**, например удалением кислорода из раствора электролита в результате кипячения.

В некоторых случаях для замедления коррозии используют вещества, ослабляющие ее, — **ингибиторы.** Введение ингибиторов коррозии в соляную кислоту позволяет хранить и перевозить ее в стальной таре. Соляная кислота с добавками ингибиторов нашла применение для очистки паровых котлов от накипи и удаления с поверхности металлов ржавчины и окалины. Накипь, ржавчина и оксиды металлов в кислоте растворяются, а металлы нет.

Состав ингибиторов коррозии часто становился профессиональным секретом мастеров, работающих с металлом. Так, например, дамасские мастера для снятия ржавчины с оружейного металла пользовались растворами серной кислоты с добавлением пивных дрожжей, муки, крахмала. А оружейники Урала готовили специальные «травильные супы» для борьбы с коррозией.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 129. Конструкции из нержавеющей стали

Одним из эффективных способов борьбы с коррозией является **создание коррозионно-стойких сплавов**. К ним относятся *нержавеющие стали* (рис. 129), содержащие добавки хрома и никеля. Причиной повышенной коррозионной стойкости нержавеющих сталей является образование на их поверхности прочной оксидной пленки, состоящей из оксидов хрома и железа.

Вещества, ослабляющие коррозию, называются ингибиторами коррозии.

Для защиты металлов от коррозии используют нанесение защитных покрытий, введение в растворы ингибиторов, создание коррозионно-стойких сплавов.

Вопросы и задания

1. Почему необходимо защищать металлы от коррозии? Перечислите известные вам методы защиты металлов от коррозии. С какими из них вы сталкиваетесь в повседневной жизни?

2. При цинковании на поверхность железных изделий наносят тонкий слой цинка. Какой металл будет при этом быстрее разрушаться? Ответ обоснуйте.

3. Почему при длительных стоянках в море или порту к бортам судна прикрепляют слитки из сплавов активных металлов — магния или цинка?

4*. Что будет происходить с изделием из железа, покрытым никелем, если нанести на поверхность глубокие царапины?

5. Какие неметаллические покрытия вы знаете? На чем основано их защитное действие?

6*. Предложите 2—3 варианта защиты металлов от коррозии путем изменения свойств коррозионной среды.

7. Что такое ингибитор коррозии?

8. Рассчитайте массу раствора сульфата меди(II) с массовой долей соли 10 %, необходимого для полного растворения металлического цинка химическим количеством 0,1 моль. Рассчитайте массу меди, которая при этом выделится.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$CuCl_2 \rightarrow Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO.$$

§ 44. Соединения металлов. Оксиды и гидроксиды

В результате взаимодействия металлов с простыми и сложными веществами образуются разнообразные соединения металлов: оксиды, сульфиды, гидроксиды, соли и др.

Оксиды металлов

Наиболее известные соединения металлов с кислородом — оксиды (рис. 130). Оксиды металлов широко распространены в природе. Многие из них используются в технике и имеют собственные названия, например CaO — *негашеная известь*, Fe_2O_3 — *гематит*, Al_2O_3 — *корунд* и др.

Оксиды большинства металлов можно получить при взаимодействии металлов с кислородом:

$$2\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}.$$

$2 \cdot 2e^-$

Образуются оксиды также при термическом разложении некоторых гидроксидов:

$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

или карбонатов:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2.$$

Оксиды металлов проявляют *основный* (оксид калия K_2O, оксид магния MgO, оксид кальция CaO, оксид железа(II) FeO и др.), *амфотерный* (оксид цинка ZnO, оксид алюминия Al_2O_3, оксид железа(III) Fe_2O_3 и др.) или *кислотный* (оксид марганца(VII) Mn_2O_7, оксид хрома(VI) CrO_3 и др.) характер.

Рис. 130. Оксиды металлов: *1* — Al_2O_3; *2* — CuO; *3* — PbO; *4* — Nd_2O_3; *5* — Cr_2O_3; *6* — Fe_2O_3

Правообладатель Народная асвета

Например, при взаимодействии с кислотами основные оксиды образуют соль и воду:

$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O.$$

Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов энергично реагируют с водой, образуя гидроксиды:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH;$$
$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Амфотерные свойства оксида цинка ZnO проявляются в его способности взаимодействовать как с кислотой, так и со щелочью.

Кислотные оксиды металлов взаимодействуют со щелочами и водой.

Гидроксиды металлов

Гидроксиды щелочных металлов — это твердые, белые, кристаллические вещества. Они хорошо растворяются в воде, способны поглощать влагу из воздуха, поэтому при хранении на воздухе расплываются (рис. 131). Водные растворы гидроксидов щелочных металлов LiOH, NaOH, KOH разъедают ткани, кожу, бумагу, поэтому их издавна называют *едкими щелочами*. При работе со щелочами необходимо соблюдать правила техники безопасности. При растворении в воде основные гидроксиды щелочных металлов полностью диссоциируют на катионы металлов и гидроксид-ионы:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-.$$

Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ относится к малорастворимым гидроксидам. Но при добавлении воды к $Ca(OH)_2$ та часть вещества, которая растворяется, диссоциирует полностью:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-.$$

Рис. 131. Гигроскопичность гидроксида калия: *1* — безводный KOH; *2* — KOH после пребывания на воздухе

Изменение окраски индикатора, например появление синего окрашивания в присутствии лакмуса (рис. 132), свидетельствует о наличии гидроксид-ионов в растворах гидроксида кальция. Следовательно, данное соединение является основным гидроксидом и сильным электролитом.

Нерастворимые гидроксиды металлов получают в результате взаимодействия солей металлов со щелочами:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl.$$

Правообладатель Народная асвета

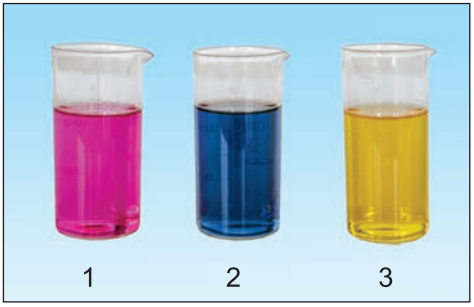


Рис. 132. Окраска индикаторов в растворе гидроксида кальция: *1* — фенолфталеина; *2* — лакмуса; *3* — метилоранжа

Рис. 133. Гашение извести

Для оксида кальция издавна известно название *негашеная известь*. Строители называют это соединение «кипелкой» за то, что при взаимодействии его с водой («гашении») выделяется много теплоты и вода закипает (рис. 133). Образующийся при этом пар разрыхляет известь, она распадается с образованием пушистого порошка. Отсюда и названия гидроксида кальция — *гашеная известь*, «пушонка». Гидроксид кальция в смеси с песком и водой применяется в качестве строительных растворов для кирпичной кладки и оштукатуривания стен. При большом количестве воды, добавляемой к оксиду кальция, получают *известковую воду*. Известковая вода в лабораториях используется для определения углекислого газа.

Если оксиды проявляют амфотерные свойства, то и соответствующие им гидроксиды также будут проявлять амфотерные свойства. Амфотерные гидроксиды алюминия, цинка и железа(III) способны взаимодействовать не только с кислотами, но и со щелочами (см. § 5).

Кислотным оксидам соответствуют гидроксиды — кислоты. Так, например, оксиду марганца(VII) Mn_2O_7 соответствует марганцевая кислота $HMnO_4$. С калиевой солью этой кислоты — перманганатом калия $KMnO_4$ (марганцовкой) мы часто сталкиваемся в быту.

Художники-живописцы часто используют минеральные краски, в состав которых входят оксиды и гидроксиды металлов (рис. 134). Синяя краска (кобальт) получается из смеси гидроксидов кобальта и алюминия, а изумрудная зелень — это в основном соединение оксидов хрома(III) Cr_2O_3 и бора B_2O_3.

Рис. 134. Изделия, окрашенные минеральными красками

Правообладатель Народная асвета

В результате взаимодействия металлов с простыми и сложными веществами образуются оксиды и гидроксиды.

Оксиды и гидроксиды металлов проявляют кислотный, основный и амфотерный характер.

Вопросы и задания

1. Запишите уравнение реакции бария с кислородом. Как доказать, что оксид бария обладает основными свойствами? Запишите уравнения соответствующих реакций.

2. Укажите, кислотный или основный характер проявляют следующие оксиды: MnO, Mn_2O_7, Cu_2O, CrO_3. Определите степени окисления атомов металлов в этих оксидах.

3. Приведите по два примера основных, кислотных и амфотерных оксидов. Запишите уравнение реакции амфотерного оксида с соляной кислотой.

4. Рассчитайте массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 25 %, которую необходимо взять для полного растворения оксида магния массой 8 г.

5. Запишите уравнения диссоциации гидроксидов: а) натрия; б) кальция.

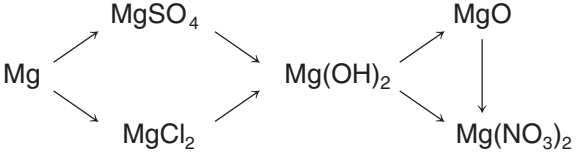
6. Какие индикаторы можно взять для того, чтобы обнаружить гидроксид-ионы в растворах щелочей? Как индикаторы изменят свою окраску?

7. Для побелки были приготовлены суспензия мела (карбоната кальция) и суспензия гашеной извести. Можно ли определить, что находится в каждом из ведер, пользуясь индикатором?

8. При помощи какого из веществ — сульфата натрия, серной кислоты, магния — можно нейтрализовать раствор гидроксида натрия?

9. К раствору, содержащему гидроксид натрия массой 10 г, прилили раствор, содержащий азотную кислоту массой 10 г. Какова реакция среды полученного раствора: кислая, нейтральная или щелочная? Ответ подтвердите расчетом.

10. Запишите уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения:



Правообладатель Народная асвета

§ 45. Соли металлов. Качественное обнаружение ионов металлов

Среди соединений металлов наибольшим разнообразием отличаются соли.

Соли металлов

Активные металлы и металлы в низких степенях окисления входят в состав солей в виде катионов. Так, щелочные и щелочноземельные металлы в свободном состоянии в природе не существуют вследствие их большой химической активности. Наиболее известны их соли: NaCl — *поваренная соль*, KCl — *калийная соль*, $CaCO_3$ — *мел, мрамор, известняк*, K_2CO_3 — *поташ*, $BaSO_4$ — *барит* и т. д.

Соли металлов можно получить разными способами. Например, при взаимодействии металлов с кислотами:

$$\overset{0}{Fe} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{H_2}\uparrow.$$

оксидов металлов с кислотами:

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O;$$

гидроксидов металлов с кислотами:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O;$$

солей с кислотами или другими солями:

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3.$$

Обнаружение ионов металлов в растворах солей

На практике часто бывает необходимо определить наличие ионов металла в его соединениях. Для этого можно провести *качественную реакцию* на присутствие катионов металла в водном растворе, при которой наблюдается изменение окраски раствора, появление или растворение осадка, выделение газа, появление запаха.

Чаще всего для обнаружения ионов металлов в растворах используют реакции, приводящие к выпадению осадка в виде нерастворимых солей. Например, реакция водных растворов хлорида бария и сульфата натрия протекает с образованием белого нерастворимого в кислоте осадка сульфата бария:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + BaSO_4\downarrow;$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

Правообладатель Народная асвета

Рис. 135. Взаимодействие водных растворов хлорида кальция и карбоната натрия

Рис. 136. Образование осадка гидроксида меди(II) $Cu(OH)_2$

Если в пробирку с водным раствором хлорида кальция прилить водный раствор сульфата натрия, то также будет наблюдаться выпадение осадка:

$$CaCl_2 + Na_2SO_4 = 2NaCl + CaSO_4\downarrow;$$

$$Ca^{2+} + SO_4^{2-} = CaSO_4\downarrow.$$

Таким образом, раствор, содержащий сульфат-ионы, может быть использован для качественного обнаружения ионов бария и кальция.

Образование осадка будет наблюдаться и при взаимодействии растворимых соединений кальция и бария с растворами карбонатов (рис. 135).

Лабораторный опыт 8

Обнаружение ионов кальция в растворе

В пробирку налейте раствор хлорида кальция (или нитрата кальция) объемом 1—2 $см^3$ и прибавьте к нему примерно такой же объем раствора карбоната натрия. Обратите внимание на выпавший осадок белого цвета. Составьте уравнение химической реакции.

В отличие от бесцветных растворов солей кальция и бария водные растворы солей меди(II) окрашены в синий цвет. В ходе реакции раствора соли меди(II) со щелочами, например гидроксидом калия, образуется синий осадок гидроксида меди(II) (рис. 136):

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow.$$

Эту реакцию можно рассматривать как качественную на ионы меди(II).

Правообладатель Народная асвета

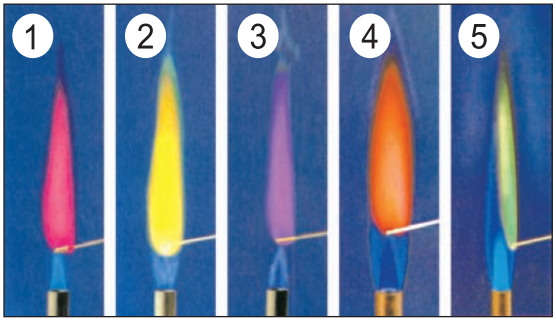


Рис. 137. Окрашивание пламени в присутствии солей: *1* — лития; *2* — натрия; *3* — калия; *4* — кальция; *5* — бария

Рис. 138. Праздничный фейерверк

Обнаружение ионов металлов в составе твердых солей

Ионы металлов в составе твердых солей можно определять по окрашиванию ими пламени газовой горелки или спиртовки. Например, катионы лития окрашивают пламя в красный цвет, катионы натрия — в желтый цвет, катионы калия придают пламени светло-фиолетовую окраску, катионы кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет, катионы бария — в зеленовато-желтый (рис. 137). На свойстве ионов металлов окрашивать пламя в различные цвета основано их применение в бенгальских огнях и фейерверках (рис. 138).

Взаимосвязь между соединениями металлов

При помощи известных вам химических реакций можно осуществить переход не только от простых веществ металлов к их соединениям, но и от одних сложных веществ к другим. Так, например, проведя последовательный ряд (цепочку) превращений:

$$\overset{0}{Ca} \rightarrow \overset{+2}{Ca}O \rightarrow \overset{+2}{Ca}(OH)_2 \rightarrow \overset{+2}{Ca}SO_4,$$

можно показать, что простое вещество кальций является родоначальником сложных веществ, обладающих основными свойствами, между которыми существует взаимосвязь.

При взаимодействии кальция с кислородом образуется оксид кальция:

$$2\overset{0}{Ca} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O}.$$

$2 \cdot 2e^-$

Правообладатель Народная асвета

Растворение оксида кальция в воде приводит к образованию гидроксида кальция:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Это основание под действием серной кислоты переходит в соль сульфат кальция:

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2H_2O.$$

В состав всех этих сложных веществ входит катион кальция Ca^{2+}.

Для качественного обнаружения ионов кальция Ca^{2+} и бария Ba^{2+} в водных растворах можно использовать растворы сульфатов и карбонатов.

Ионы некоторых металлов в составе твердых солей окрашивают пламя в различные цвета.

Простые вещества металлы являются родоначальниками сложных веществ, между которыми существует взаимосвязь.

Вопросы и задания

1. Запишите уравнения реакций получения хлорида цинка из простого вещества, оксида и гидроксида цинка.

2. Перечислите названия солей металлов, с которыми вы встречаетесь в повседневной жизни.

3. Рассчитайте химическое количество хлорида натрия и массу воды, которые необходимо взять для приготовления раствора для засолки огурцов массой 1 кг, если массовая доля поваренной соли в нем составляет 5 %.

4. Запишите уравнение качественной реакции на ионы бария в сокращенном ионном виде.

5. Даны две пробирки с белыми кристаллическими веществами. Известно, что в одной из них хлорид бария, во второй — хлорид натрия. Предложите способ распознавания этих веществ.

6. Определите массу сульфата бария, образующегося при взаимодействии хлорида бария с раствором серной кислоты массой 200 г и массовой долей H_2SO_4, равной 0,07.

7. Определите массу карбоната кальция, который выпадет в осадок при взаимодействии раствора хлорида кальция с раствором, содержащим 0,5 моль карбонат-ионов.

8. Определите массу гидроксида меди(II), выпадающего в осадок из раствора, содержащего ионы меди(II) химическим количеством 0,05 моль при условии полного протекания реакции.

9*. Пользуясь таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде, предложите соединения, которые можно использовать для качественного обнаружения катионов: а) серебра; б) железа(III); в) свинца(II).

Правообладатель Народная асвета

10. Пользуясь планом, приведенным в § 14, дайте характеристику кальция по его положению в периодической системе. Составьте уравнения реакций кальция с водородом, хлором, соляной кислотой.

Домашний эксперимент. Окрашивание пламени в присутствии ионов натрия. Возьмите маленькую щепотку поваренной соли тонкого помола и «посолите» ею пламя газовой плиты. Обратите внимание на цвет вспышек, который свидетельствует о наличии ионов Na^+ в поваренной соли.

§ 46. Нахождение металлов в природе

Металлы встречаются в природе как в свободном состоянии (*самородные металлы*), так и главным образом в виде химических соединений.

Металлы в земной коре

Распространенность металлов в земной коре различна. К наиболее распространенным металлам относятся алюминий (7,45 %), железо (4,20 %), кальций (3,25 %), натрий (2,40 %), калий (2,35 %) и магний (2,35 %). Суммарное содержание других металлов в земной коре составляет один процент (рис. 139).

В земной коре металлы чаще всего встречаются в виде соединений: оксидов, силикатов, карбонатов, сульфидов, хлоридов. Эти соединения входят в состав *руд* и *минералов*.

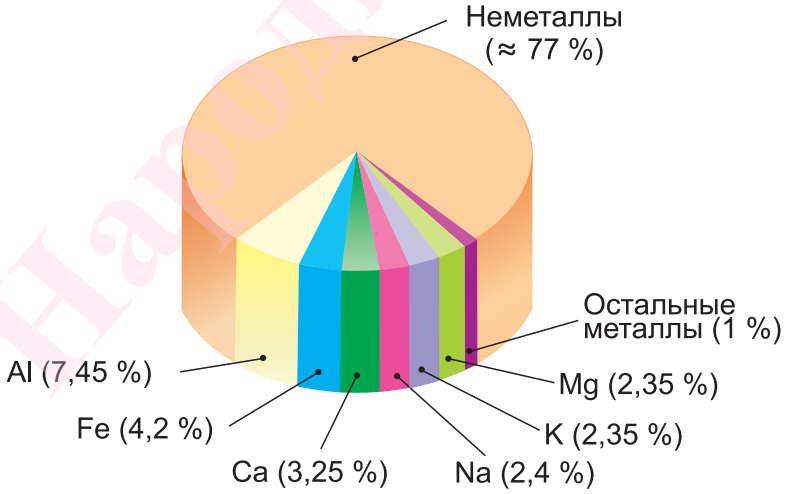


Рис. 139. Распространенность металлов в земной коре

Правообладатель Народная асвета

Рис. 140. Наиболее известные минералы: *1* — пирит; *2* — киноварь; *3* — малахит

Рудой называют горную породу, получение из которой чистого металла экономически выгодно. В состав руды входят минералы и примеси в виде пустой породы. **Минералы — это природные соединения, имеющие определенный химический состав и свойства**. В таблице 20 приведены названия и химические формулы некоторых распространенных минералов и пород. На рисунке 140 представлены наиболее известные минералы железа (пирит, или железный колчедан, FeS_2), ртути (киноварь HgS) и меди (малахит $Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$). Пирит и киноварь используют в промышленности для получения соответствующих металлов, а малахит — как поделочный камень.

!? Отложения металлов на дне водоемов — *конкреции* — представляют собой грозди, клубни или лепешки, густо усеивающие дно. Плоские озерные и болотные конкреции величиной с мелкую монету (поэтому их и называли «копеечной рудой») были известны еще в Средние века. Добыча и обработка железа из болотных руд в то время были широко распространены на территории нынешней Беларуси. В настоящее время железомарганцевые конкреции, покрывающие огромные площади на дне океанов, называют полезным ископаемым XXI в. Это богатейший источник не только железа и марганца, но и кобальта, никеля, меди, молибдена.

Таблица 20. **Наиболее распространенные минералы и породы**

Название	Химический состав
Красный железняк (гематит)	Fe_2O_3
Магнитный железняк (магнетит)	Fe_3O_4
Бурый железняк	$2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$
Железный колчедан (пирит)	FeS_2
Каолин	$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$
Криолит	$3NaF \cdot AlF_3$

Правообладатель Народная асвета

Продолжение

Название	Химический состав
Боксит	$Al_2O_3 \cdot nH_2O$
Корунд	Al_2O_3
Сильвинит	$KCl \cdot NaCl$
Карналлит	$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$
Малахит	$Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3$
Медный колчедан (халькопирит)	$CuFeS_2$
Киноварь	HgS
Гипс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
Сфалерит	ZnS

Лабораторный опыт 9

Ознакомление с образцами природных соединений металлов

1. Рассмотрите выданные вам образцы руд и минералов. Обратите внимание на их цвет, однородность окраски, блеск.
2. Пользуясь данными таблицы 20, найдите в коллекции руды, использующиеся для получения железа, алюминия и меди. Выпишите названия минералов, содержащихся в этих рудах, в тетрадь.

Некоторые металлы встречаются в природе в самородном состоянии, к ним относятся золото, серебро, медь, платина, ртуть и др.

Одним из самых больших месторождений чистого серебра был так называемый «серебряный тротуар» в Канаде. Он представлял собой глыбу почти чистого серебра длиной 30 м, уходящую в землю на 18 м. Выработка этого месторождения дала около 20 т металла. А один из крупнейших самородков серебра имел массу почти 109 кг.

Металлы в живых организмах

В составе живых организмов в разных количествах и формах находятся почти все химические элементы.

Живые организмы принимают активное участие в перераспределении химических элементов в земной коре. Например, *кальций* Ca является элемен-

Правообладатель Народная асвета

Рис. 141. Продукты питания, содержащие кальций

том, жизненно необходимым для функционирования костного скелета человека, нервной и мышечной систем. Поэтому необходимо включать в рацион питания продукты, содержащие этот химический элемент (рис. 141). Когда живой организм умирает, минеральный остаток, состоящий в основном из соединений кальция, возвращается в окружающую природу.

!? Исследования, проведенные в конце XX в. в Англии, показали, что жители городов, снабжаемых мягкой водой, не содержащей солей кальция, чаще страдают от сердечных заболеваний. Употребление воды с малыми дозами ионов кальция приводит также к уменьшению общей массы и прочности костей, сужает сосуды мозга. Согласно одной из гипотез, причиной вымирания динозавров явился недостаток кальция в их рационе.

К биологически наиболее значимым металлам обычно относят следующие десять: калий K, натрий Na, магний Mg, кальций Ca, железо Fe, медь Cu, кобальт Co, марганец Mn, цинк Zn и молибден Mo. Биологические функции этих и других металлов, находящихся в живых организмах в виде различных соединений, существенно различаются.

При недостатке *калия* растения медленно растут, их листья желтеют, семена теряют всхожесть, плоды становятся менее сладкими. В организме человека ионы *калия* и *натрия* определяют процессы всасывания веществ в органах и тканях, участвуют в передаче импульсов в нервных волокнах.

Магний входит в состав хлорофилла растений, обеспечивающего процесс фотосинтеза, сопровождающегося выделением кислорода. Недостаток магния в питании человека приводит к заболеванию сердечно-сосудистой системы, переутомлению.

Железо и *марганец* играют важную роль в процессе фотосинтеза растений. Если вырастить растение на почве, не содержащей даже следов железа,

Правообладатель Народная асвета

то его листья и стебли будут белыми. Этот элемент входит в состав гемоглобина крови, который осуществляет перенос кислорода от органов дыхания к другим органам и тканям. Окраску крови придают именно соединения железа.

Медь — один из важнейших микроэлементов, необходимых для развития растений, участвующий в процессе фотосинтеза и влияющий на усвоение растениями азота. Из представителей животного мира наибольшее количество меди содержат устрицы, осьминоги и некоторые другие моллюски. Содержащаяся в их крови медь играет ту же роль, что и железо у высших животных, придавая крови синюю окраску. У животных, стоящих на более высоких ступенях развития, и у человека медь содержится главным образом в печени. При недостаточном поступлении меди с пищей у человека развивается малокровие, появляется слабость.

Кобальт входит в состав витамина B_{12}, соли кобальта усиливают накопление в организме некоторых других витаминов.

Цинк в малых дозах необходим животным и растительным организмам. Недостаток цинка в пище человека вызывает задержку роста; особенно большую потребность в этом микроэлементе испытывают курящие и употребляющие алкоголь люди.

Молибден в живых организмах участвует в процессах обмена веществ, позволяет бобовым растениям усваивать азот.

Другие металлы, соединения которых находятся в организме в меньших количествах, также проявляют биогенные свойства, способны концентрироваться в отдельных органах и тканях.

!? Современные исследования показали, что цвет волос зависит от наличия в них микродоз тех или иных металлов. Так, например, светлые волосы богаты никелем, золотистые — титаном, а рыжую окраску придает волосам молибден. В темных волосах содержание меди выше, чем в светлых. При потере меди волосы седеют.

Недостаток соединений металлов в организме ведет к нарушению его деятельности, но их избыточное содержание также вредно. Например, избыток соединений меди ведет к нарушению психики, избыток соединений кобальта понижает функции щитовидной железы.

Многие металлы и их соединения являются весьма ядовитыми и опасными для человека. Тяжелые металлы способны замещать кальций в составе костей и железо в составе гемоглобина крови, вызывая различные заболевания. Большую опасность для человека представляет загрязнение окружающей среды солями свинца Pb, кадмия Cd, цинка Zn, ртути Hg.

Правообладатель Народная асвета

Некоторые историки полагают, что упадок Римской империи был обусловлен массовым отравлением свинцом. Известно, что водопроводы Древнего Рима были из свинца. В свинцовых чанах хранили воду и вино. Попадая в человеческий организм, свинец вызывает поражение центральной нервной системы, приводит к изменению состава крови.

Поэтому надо внимательно следить за содержанием тяжелых металлов в питьевой воде и пище. В Республике Беларусь приняты стандарты, определяющие предельно допустимые концентрации (ПДК) этих металлов в различных объектах.

В земной коре металлы встречаются в виде химических соединений, входящих в состав руд и минералов, или в самородном состоянии.

Рудой называют горную породу, получение из которой чистого металла экономически выгодно.

Минералы — это природные соединения, имеющие определенный химический состав и свойства.

Многие металлы являются элементами, необходимыми для функционирования живых организмов.

Большую опасность для человека представляет загрязнение окружающей среды солями свинца, кадмия, цинка, ртути.

Вопросы и задания

1. Какие металлы встречаются в природе в самородном состоянии? Как вы можете это объяснить?
2. Какие металлы входят в состав живых организмов?
3. Зная среднее содержание по массе калия и кальция в земной коре, определите каких атомов — калия или кальция — в земной коре больше.
4. Запишите формулы оксидов железа(III) и алюминия. Пользуясь данными таблицы 20, определите, в состав каких пород и минералов входят эти оксиды.
5. Пользуясь данными таблицы 20, выпишите названия пород и минералов, содержащих в своем составе медь. Рассчитайте массовую долю меди в халькопирите.
6. Рассчитайте химическое количество алюминия, который можно получить из криолита массой 10 т.
7. Пользуясь дополнительной литературой, подготовьте сообщения о содержании различных химических элементов в продуктах питания человека.
8. Известно, что содержание кальция в овощах (на 100 г продукта) составляет: в зеленом салате — 0,1 г; в репчатом луке — 0,05 г; в капусте — 0,07 г; в зеленом горохе — 0,15 г. В среднем в сутки человек должен

Правообладатель Народная асвета

потреблять около 1 г кальция. Рассчитайте, сколько и каких овощей необходимо съедать в день, чтобы пополнить дефицит кальция в организме.

9. Если принять массу тела человека за 70 кг, то масса калия в организме составит 250 г. Рассчитайте массовую долю калия в организме человека.

10. Запишите уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения:

$$Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2.$$

Домашний эксперимент. При изготовлении спичек в состав головок добавляют оксид железа(III) Fe_2O_3 (как называется этот минерал?), который при нагревании приобретает способность намагничиваться. Проверим это. Незажженная спичка магнитом не притягивается. Зажгите спичку, потушите ее и поднесите огарок головки спички к магниту. Почему огарок притягивается к магниту? Какие еще соединения железа могут обладать магнитными свойствами? Где могут применяться такие соединения?

§ 47. Химические способы получения металлов из их природных соединений

В современной технике широко используются более 75 металлов и многочисленные сплавы на их основе. Поэтому большое значение придается промышленным способам получения металлов из природного сырья. Для получения металлов используют *химические* и *электрохимические методы*. Рассмотрим химические методы более подробно.

Получение многих металлов из их руд проходит через ряд одинаковых стадий: руду измельчают, подвергают обработке с целью удаления пустой породы — *обогащению*, превращают в оксид. Например, при использовании сульфидных руд их вначале подвергают обжигу:

$$2\overset{-2}{Z}n\overset{-2}{S} + 3\overset{0}{O_2} \overset{t}{=} 2\overset{-2}{Z}n\overset{-2}{O} + 2\overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2}\uparrow. \quad (2 \cdot 6e^-)$$

Затем из оксида восстанавливают металл:

$$2\overset{+2}{Z}n\overset{-2}{O} + \overset{0}{C} \overset{t}{=} 2\overset{0}{Z}n + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}\uparrow. \quad (4e^-)$$

Полученный металл или сплав подвергают механической обработке, придают ему соответствующую форму.

Правообладатель Народная асвета

Сравнительно недавно ученые обнаружили необычное явление — способность некоторых микроводорослей или бактерий накапливать на своей поверхности отдельные металлы (например, золото) или их оксиды. Микроорганизм постепенно обрастает «шубой» из минеральных частиц, увеличивается в размерах в десятки раз, что позволяет легко выделить минеральные частицы из раствора.

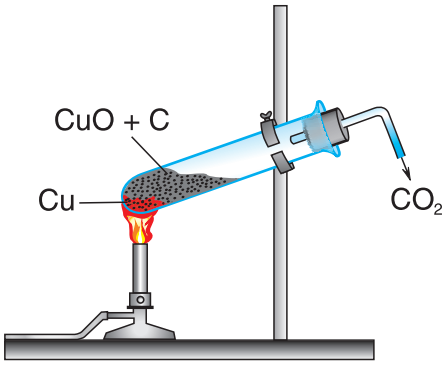


Рис. 142. Взаимодействие оксида меди(II) с углем

В процессе выделения металлов из их оксидов в качестве восстановителей используют углерод, оксид углерода(II), водород, кремний или более активные металлы.

Углерод (в виде угля или кокса) является наиболее дешевым восстановителем в процессе получения металлов из руд. Если внести в пробирку и нагреть смесь черного порошка оксида меди(II) с черным угольным порошком, то протекает реакция (рис. 142):

$$2\overset{+2}{Cu}O + \overset{0}{C} \overset{t}{=} 2\overset{0}{Cu} + \overset{+4}{C}O_2\uparrow. \quad (\overset{+2}{Cu} \xrightarrow{4e^-} \overset{0}{Cu})$$

Восстановленную медь можно обнаружить по покраснению содержимого пробирки.

Восстановлением углеродом можно получить и железо из его оксида при высокой температуре:

$$2\overset{+3}{Fe}_2O_3 + 3\overset{0}{C} \overset{t}{=} 4\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2\uparrow. \quad (\overset{+3}{Fe} \xrightarrow{3 \cdot 4e^-} \overset{0}{Fe})$$

Именно такой способ использовали древние металлурги для получения железа из его руд. Но способ восстановления железа углеродом неудобен тем, что реакция между двумя твердыми веществами идет только в местах их соприкосновения.

Оксид углерода(II) используют в качестве восстановителя для получения в промышленных масштабах железа, цинка и других цветных металлов из их оксидов:

$$\overset{+3}{Fe}_2O_3 + 3\overset{+2}{C}O \overset{t}{=} 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2\uparrow. \quad (\overset{+3}{Fe} \xrightarrow{3 \cdot 2e^-} \overset{0}{Fe})$$

Восстановление железа проводят в специальных вертикальных печах, называемых *доменными* (рис. 143), высотой до нескольких десятков метров и внут-

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

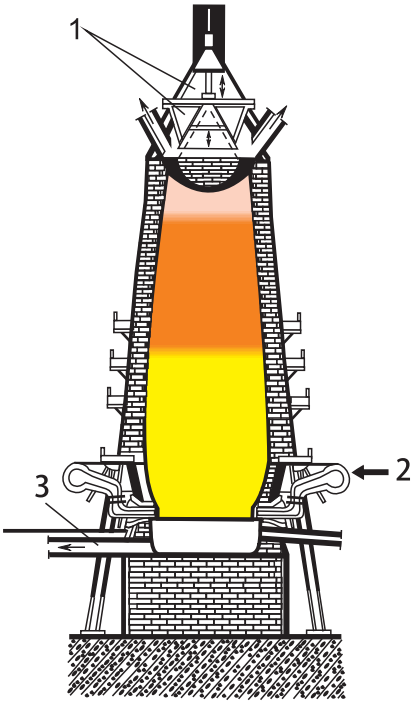


Рис. 143. Схема устройства доменной печи: *1* — засыпной аппарат; *2* — воздух; *3* — чугун

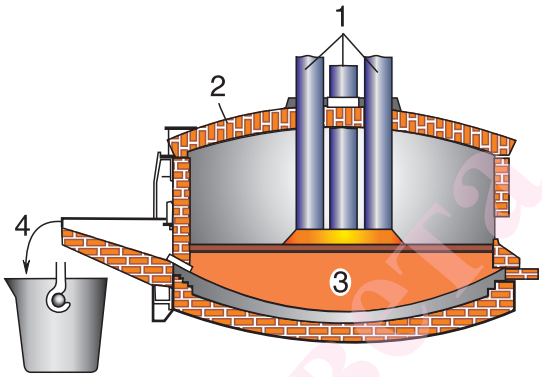


Рис. 144. Схема дуговой электроплавильной печи: *1* — электроды; *2* — свод из огнеупорного кирпича; *3* — расплавленный металл; *4* — сталь

ренним объемом до 5000 м^3. В *доменном процессе* получается железо с относительно большим (2—4 % по массе) содержанием углерода — *чугун*.

Чугун превращают в сталь в специальных установках — *мартеновских печах*, *конвертерах* или электроплавильных печах (*электропечах*). Схема электропечи приведена на рисунке 144. Плавка в электропечах широко используется и для вторичной переработки металла, т. е. при переплавке металлолома. Такие печи используются, например, на Белорусском металлургическом заводе в Жлобине.

Для получения некоторых металлов в качестве восстановителя используют *водород*:

$$\overset{+6}{W}O_3 + 3\overset{0}{H_2} \overset{t}{=} \overset{0}{W} + 3\overset{+1}{H_2}O\uparrow, \quad (6 \cdot 1e^-)$$

В качестве восстановителей можно также использовать *более активные металлы*, способные вытеснять другие металлы из их оксидов и солей. Этот способ получения металлов называется **металлотермией**. Если в качестве восстановителя используют алюминий, то говорят об **алюминотермии**:

$$\overset{+3}{Fe_2}O_3 + 2\overset{0}{Al} \overset{t}{=} 2\overset{0}{Fe} + \overset{+3}{Al_2}O_3. \quad (2 \cdot 3e^-)$$

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Рис. 145. Сварка рельсов

Восстановление железа методом алюминотермии до сих пор используют при сварке рельсов (рис. 145).

При промышленном производстве металлов большое значение имеют вопросы **охраны окружающей среды** от загрязнения отходами производства. Это достигается путем *комплексного использования сырья*, строительства очистных сооружений для *дезактивации выбросов*, устройства *замкнутых циклов водопользования*. Рекомендуется также вынос промышленных предприятий за городскую черту, создание лесозащитных зон вокруг городов и промышленных центров.

В основе выделения металлов из руд лежит процесс восстановления. В качестве восстановителей используют углерод, оксид углерода(II), водород или более активные металлы.

Охрана окружающей среды при промышленном производстве металлов предусматривает дезактивацию выбросов, комплексное использование сырья и другие меры.

Вопросы и задания

1. Назовите важнейшие восстановители, используемые при извлечении металлов из руд. Ответ проиллюстрируйте уравнениями реакций.

2. Запишите схему получения цинка из цинковой обманки, содержащей сульфид цинка ZnS, и соответствующие уравнения реакций. В каждой из реакций укажите окислитель и восстановитель.

3. Рассчитайте химическое количество железа, которое можно получить при восстановлении водородом магнитного железняка Fe_3O_4 массой 100 кг.

4. На восстановление оксида железа(III) до чистого железа был затрачен угарный газ CO объемом (н. у.) 134,4 $дм^3$. Определите массу полученного железа.

5*. Рассчитайте, какое химическое количество цинка можно получить из руды сфалерита ZnS массой 100 т, которая содержит 10 % инертных примесей.

6. Вычислите химическое количество алюминия, необходимого для получения хрома массой 1 т из оксида хрома(III) алюминотермическим способом.

7*. Запишите уравнение реакции получения титана из оксида титана(IV) магнийтермическим способом.

8. Основная составная часть одной из медных руд — халькопирит $CuFeS_2$. При комплексном использовании этой руды можно получить медь, железо и

Правообладатель Народная асвета

серную кислоту. Вычислите массы меди и железа, которые можно получить из руды массой 1 т, если содержание халькопирита в руде в массовых долях равно 0,1. Выход меди и железа примите равным 100 %.

9. Какие мероприятия по охране окружающей среды необходимо соблюдать на металлургическом производстве?

10. Запишите уравнения реакций, которые необходимо провести, чтобы осуществить превращения:

а) $ZnS \rightarrow ZnO \rightarrow Zn \rightarrow ZnCl_2$;

б) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$.

§ 48. Электролиз

Химические методы получения металлов из их соединений, рассмотренные в предыдущем параграфе, основаны на протекании окислительно-восстановительных реакций, в результате которых происходит **восстановление металлов**. Реакции восстановления металлов возможны и при пропускании постоянного электрического тока через растворы или расплавы электролитов.

Окислительно-восстановительные реакции, протекающие при пропускании электрического тока через растворы (или расплавы) электролитов, называются электролизом.

Понятие об электролизе

Проведем небольшой эксперимент. Нальем в U-образную трубку прибора (рис. 146) водный раствор хлорида меди(II). Погрузим в каждое колено трубки угольные электроды и соединим их с источником постоянного тока, например аккумулятором. Под действием электрического тока катионы меди(II) и анионы хлора, образовавшиеся в водном растворе в результате диссоциации хлорида меди(II):

$$CuCl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-,$$

получают направленное движение.

Положительно заряженные катионы Cu^{2+} движутся к отрицательно заряженно-

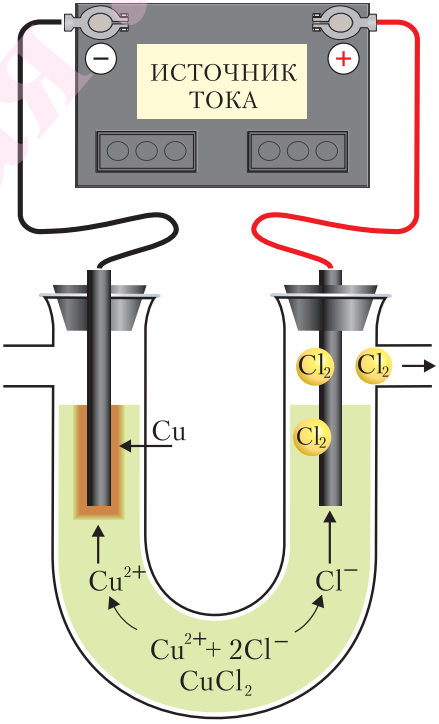


Рис. 146. Схема электролиза раствора хлорида меди(II)

Правообладатель Народная асвета

му электроду (*катоду*), на котором происходит восстановление ионов меди до нейтральных атомов:

$$Cu^{2+} + 2e^- = Cu^0.$$

Отрицательно заряженный электрод, на котором при электролизе происходит восстановление ионов, называется катодом.

На катоде при электролизе раствора хлорида меди(II) происходит осаждение металлической меди красноватого цвета.

Отрицательно заряженные анионы Cl^- под действием электрического тока движутся к положительно заряженному электроду (*аноду*), где окисляются до атомов хлора:

$$Cl^- - e^- = Cl^0.$$

Нейтральные атомы хлора взаимодействуют между собой с образованием молекулы простого вещества хлора:

$$2Cl = Cl_2\uparrow.$$

Газообразный хлор будет выделяться на аноде.

Положительно заряженный электрод, на котором при электролизе происходит окисление ионов, называется анодом.

Суммарное уравнение электролиза водного раствора хлорида меди(II) можно записать следующим образом:

$$\overset{+2}{Cu}\overset{-1}{Cl_2} \overset{\lightning}{=} \overset{0}{Cu} + \overset{0}{Cl_2}.$$

При пропускании электрического тока через водные растворы солей **катионы металлов** разряжаются по-разному в зависимости от положения металлов в ряду активности. При электролизе в одинаковых условиях легче всего будут восстанавливаться ионы **менее активных металлов**, стоящих в ряду активности после водорода: меди, серебра, золота.

Таким образом, при электролизе химическая реакция осуществляется за счет энергии электрического тока, который подводится извне. Электрический ток выступает как равноправный участник процесса, оказывая окислительное и восстановительное действие, причем более сильное, чем обычные химические вещества.

Применение электролиза

Электролиз широко применяется при **получении химически активных металлов** (калия K, натрия Na, кальция Ca, магния Mg, алюминия Al) из расплавов их солей, а также **неметаллов** (фтора, хлора, водорода, кислорода) и ряда сложных веществ, например **щелочей**.

Правообладатель Народная асвета

Очистку металлов и получение их из металлолома осуществляют также с помощью электролиза. Находит применение электролиз и для полировки поверхности металлов, электрохимической заточки режущих инструментов (бритв, хирургических ножей).

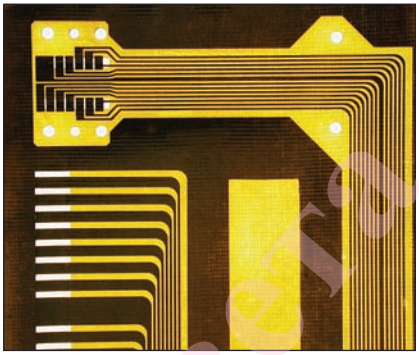


Рис. 147. Покрытие из золота на электронной плате

Электролиз широко используют в промышленности для покрытия одного металла другим — *никелирования, хромирования, золочения, серебрения* — с целью защиты их от коррозии, для создания токопроводящих покрытий, декоративных рисунков и т. п. Осаждением металлов на поверхности металлических и неметаллических изделий занимается **гальванотехника,** а сами такие покрытия называются **гальваническими**. Осаждение металла на поверхности изделий электролитическим путем позволяет снимать с них тончайшие слепки и копии. Электролитическим путем наносят тонкие слои металла на электронные платы и другие детали, используемые в современных телевизорах, компьютерах, телефонах и т. п. (рис. 147).

!? Белорусские ученые разработали особый метод восстановления ионов металлов в виде тонкой пленки. Оказалось, что пленки бор-никелевого сплава обладают уникальным сочетанием свойств, присущих как металлам, так и неметаллам (высокая твердость, прочность, коррозионная стойкость, пластичность, электропроводность, теплопроводность). Это позволило успешно использовать их вместо золота и серебра в радиоэлектронике.

Кроме перечисленных выше областей применения электролиза, в последние годы этот метод достаточно широко используется для очистки воды и удаления растворенных в ней солей, очистки белков, фруктовых соков и др.

Окислительно-восстановительные реакции, протекающие при пропускании электрического тока через растворы (расплавы) электролитов, называются электролизом.

Отрицательно заряженный электрод, на котором происходит восстановление ионов, называется катодом. Положительно заряженный электрод, на котором происходит окисление ионов, называется анодом.

Электролиз широко применяется при получении химически активных металлов, неметаллов и ряда сложных веществ, для очистки металлов, покрытия поверхности одного металла другим металлом.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Что такое электролиз?

2. Можно ли получать щелочные металлы электролизом водных растворов их солей? Ответ обоснуйте.

3. Можно ли заменить U-образную трубку, используемую для демонстрации электролиза, стеклянным стаканом или чашкой? Придумайте и обсудите с учителем собственную схему прибора для проведения электролиза.

4*. Укажите продукты реакции, происходящей при электролизе расплава: а) хлорида калия; б) иодида натрия.

5. На каком из электродов — катоде или аноде — может протекать каждый из процессов:

а) $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$; б) $2H^+ + 2e^- = H_2$; в) $Fe^{2+} + 2e^- = Fe$?

6. Запишите схему процесса, происходящего на катоде при электролитической очистке сока от примеси ионов меди(II).

7. Определите массу меди, выделившейся на катоде при полном электролизе хлорида меди(II) химическим количеством 2 моль.

8. Подготовьте сообщение о практическом применении электролиза.

9*. Магний, выделившийся при полном электролизе расплава хлорида магния массой 250 г, использовали для получения титана из оксида титана(IV) магнийтермическим способом. Определите химическое количество титана, который был получен.

§ 49. Использование важнейших металлов и сплавов

На протяжении тысячелетий человек использовал металлы и сплавы. Этапы развития цивилизации свидетельствуют об этом. Вначале человек использовал изделия из *серебра* и *золота*, которые встречаются в природе в самородном состоянии (рис. 148). Когда люди научились выплавлять *медь* и изготавливать изделия из нее, наступил «медный век». «Медный век» сменился «бронзовым», а затем «железным веком». Конец XVIII и начало XIX в. можно смело назвать эпохой *стали*. Именно в эти годы была сделана большая часть открытий и изобретений, которые составляют основу современного металлургического производства.

В настоящее время из-за высокой химической стойкости *благородные металлы* используют для изготовления эле-

Рис. 148. Золотой саркофаг фараона Тутанхамона

Правообладатель Народная асвета

Рис. 149. Памятные белорусские монеты из серебра

ментов аппаратуры и приборов, которые предназначены для работы в агрессивных средах. В частности, около 25—30 % мировой добычи золота расходуется на нужды электронной промышленности.

Серебро используют при изготовлении контактов, аккумуляторов, вакуумных аппаратов, фотографических материалов, ювелирных изделий, ценных монет (рис. 149).

Еще в 2900 г. до н. э. основатель древнеегипетского государства Менес повелел называть своим именем единицу стоимости, выраженную слитком золота весом 14 г. С очень давних пор для изготовления монет используются золото, серебро и медь. Пожалуй, самой крупной монетой в мире была медная шведская монета весом около 20 кг. В петровское время в России из меди изготовлялись монеты достоинством в 1, 2, 5, 10 копеек, а также полкопейки и четверть копейки. Среди них тоже были достаточно крупные. Так, из 16 кг меди изготовлялось денежных знаков всего на сумму 10—15 рублей, а потому жалование видного чиновника могло быть столь тяжелым, что отвозилось домой на извозчике.

Еще в древности люди заметили, что вода, находящаяся в серебряных сосудах, не портится при хранении, способствует заживлению ран. Если верить древнему историку, то во времена похода Александра Македонского в Индию офицеры его армии гораздо реже болели желудочно-кишечными заболеваниями, чем солдаты. Еда и питье у них были одинаковыми, а вот посуда — разной: офицеры пользовались посудой, изготовленной из серебра. Только спустя сотни лет ученые доказали, что частицы серебра, содержащиеся в воде в очень небольшой концентрации, обладают бактерицидными свойствами, т. е. убивают болезнетворные бактерии. Сегодня медицинские препараты, содержащие мелкодисперсное серебро, используются при лечении ран, порезов, ожогов, желудочно-кишечных заболеваний.

Из *меди* делают проволоку и токопроводящие детали аппаратуры, инструменты для работы во взрывоопасных и пожароопасных цехах, ее широко используют в химическом машиностроении. Главную ценность приобрели ее высокая тепло- и электропроводность. Еще одно ценное свойство меди — ее немагнитность — используется при изготовлении приборов для метеорологических и магнитных наблюдений. В качестве конструкционных материалов применяются сплавы меди: латунь и бронза.

Правообладатель Народная асвета

Рис. 150. Стальная Эйфелева башня

О применении *железа* в качестве конструкционного материала вы знаете достаточно много (рис. 150). В настоящее время известно много сплавов этого металла, отличающихся разнообразием свойств: устойчивые в морской воде, выдерживающие действие высоких температур и агрессивных сред, мягкие для производства проволоки и жесткие для производства пружин, магнитные и немагнитные и т. д. Это связано с наличием в составе сталей добавок различных металлов: хрома, ванадия, никеля.

!? В переводе с древнего шумерского языка «железо» — это «капнувший с неба, небесный». Первое железо, с которым столкнулось человечество, было железом из метеоритов. В настоящее время зафиксировано около 500 железных метеоритов. Самый крупный железный метеорит массой 60 т найден 75 лет назад в Юго-Западной Африке, второй по величине — массой 30 т найден столетием раньше в Гренландии.

Алюминий, промышленный способ получения которого был разработан только в середине XIX в., в последнее время входит в число важнейших технических материалов. Присущие данному металлу легкость, высокая электропроводность (ненамного уступающая электропроводности меди), дешевизна послужили причиной его широкого использования в электротехнике, авиа- и автомобилестроении, химической промышленности и бытовой технике. Ценным свойством алюминия является то, что он не разрушает витамины. Поэтому из него изготавливают аппаратуру для маслобойной, сахарной, кондитерской, пивоваренной промышленности, тонкая алюминиевая фольга используется как упаковочный материал для продуктов питания (например, шоколада). Применяется алюминий как конструкционный материал и в строительстве, при изготовлении спортивного инвентаря, музыкальных инструментов, металлизированной ткани.

!? Римский историк Плиний Старший утверждал, что один мастер-ювелир преподнес римскому императору Тиберию (42 г. до н. э. — 37 г. н. э.) серебристую чашу, которая оказалась в несколько раз легче таких же по размеру чаш, изготовленных из серебра. Вручая чашу, мастер добавил, что получил этот металл из глины и может изготовить из него и другие вещи. Император испугался, что золото и серебро, которые у него имеются, будут обесценены, и приказал мастера казнить, а его мастерскую уничтожить.

Правообладатель Народная асвета

Развитие науки и техники, многочисленные изобретения привели к повышению технического значения таких металлов, как бериллий Be, индий In, ниобий Nb, титан Ti, цирконий Zr и многих других. Хотя широко используемые в последнее время пластмассы частично заменяют металлы, производство металлов все время возрастает.

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

Цель работы: обобщить и закрепить знания о химических свойствах металлов; научиться экспериментально исследовать свойства металлов.

Вариант I

Задача 1. Определите, в каком месте — до или после водорода — в ряду активности металлов находится выданный вам металл, проявляющий в своих соединениях валентность, равную двум. Предположите, какой это может быть металл. Составьте уравнение химической реакции соляной кислоты с этим металлом, назовите продукты реакции.

Задача 2. Вам выдан раствор хлорида кальция. С помощью какого из растворов — хлорида калия, карбоната натрия или соляной кислоты — можно осадить ионы кальция из выданного раствора? Проведите реакцию, составьте ее уравнение в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Задача 3. Осуществите экспериментально следующие химические превращения: хлорид алюминия → гидроксид алюминия → сульфат алюминия. Составьте уравнения реакций в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Вариант II

Задача 1. Определите, в каком месте — до или после водорода — в ряду активности металлов находится выданный вам металл, проявляющий в своих соединениях валентность, равную трем. (Если реакция протекает плохо, подогрейте реакционную смесь.) Предположите, какой это может быть металл. Составьте уравнение химической реакции соляной кислоты с этим металлом, назовите продукты реакции.

Задача 2. Вам выдан раствор хлорида бария. С помощью какого из растворов — гидроксида натрия, серной кислоты или хлорида калия — можно осадить ионы бария из выданного раствора? Проведите реакцию, составьте ее уравнение в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Задача 3. Осуществите экспериментально следующие химические превращения: хлорид магния → гидроксид магния → сульфат магния. Составьте уравнения реакций в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Правообладатель Народная асвета

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

А
Аккумуляторы 177
Актиниды 160
Алюминий 159, 162, 169, 171, 175, 208
Алюминотермия 201
Амфотерные соединения 26
Анионы 134
Анод 134, 204
Атом 5, 42
Атома массовое число 45
— радиус 56
— размер 56
— строение 42
— электронная схема 52
— ядерная модель 42
Атомного номера физический смысл 43
Атомный номер 37, 43
Аэрозоли 101
Б
Барит 189
Благородные газы 6, 31
Бронза 167, 207
В
Взвеси 99
Вещества 5
— неорганические 10
— органические 10
— простые 6, 10
— сложные 6, 10
Вода 103, 175
Воды жесткость 153
— строение молекулы 104
— умягчение 154
Воронение 183
Восстановитель 90, 173
Восстановление 90, 203
Г
Галогеноводороды 30
Галогены 30, 171
Гальванические элементы 177, 205
Гальванотехника 205
Гематит 185
Гидратация 108
Гидраты 108
Гидроксид-ионы 138, 186
Гидроксиды 138, 186
Группы химических элементов 37
— главные 38
— побочные 38
Д
Диполь 80, 104
Дым 101
Дюралюминий 167
Ж
Железо 159, 170, 175, 180, 208
З
Заряд ядра атома 43, 44
Золото 158, 206
И
Известковая вода 187
Известняк 189
Известь гашеная 187
— негашеная 185, 187
Изотопы 46
Ингибиторы коррозии 183
Ионы 77
— гидратированные 129
— простые 83, 129
— сложные 83, 129
Ионообмен 154
К
Калийная соль 189
Катиониты 154
Катионы 134, 158, 204
Катод 134
Качественные реакции 189
Кислоты 10, 15, 136, 173
— бескислородные 15
— кислородсодержащие 15
Классификация химических элементов 24
Коррозия 179
Корунд 185
Кривые растворимости 111
Кристаллическая решетка 82
Кристаллическая структура 82
Кристаллогидраты 108
Кристаллы 82
— атомные 83
— ионные 83
— металлические 84
— молекулярные 84

Народная асвета
Правообладатель Народная асвета

Л
Лакмус 26, 139
Лантаниды 160
Латунь 165
Лужение 183
М
Малахит 194
Массовая доля растворенного вещества 119
Медь 159, 161, 162, 170, 206, 207
Межмолекулярное взаимодействие 80
Мел 189
Металлотермия 201
Металлы 10, 25
— легкие 162
— переходные 159
— тяжелые 162
— щелочноземельные 38, 159, 162, 175
— щелочные 28, 38, 158, 162, 175
Метилоранж 26, 139
Минерализация 151
Минералы 194
Мрамор 189
Молекула 6, 72
Молярная масса 7, 8
Молярный объем 8
Н
Накипь 154
Нейтроны 42
Неметаллы 10, 25, 204
Неэлектролиты 127
Никелирование 183, 205
Нуклиды 45
— стабильные 47
— радиоактивные 47
О
Окалина 170
Окисление 90
Окислитель 90, 173
Оксидирование 183
Оксиды 10, 13, 185
— амфотерные 26, 185
— высшие 34
— кислотные 14, 185
— основные 15, 185
Орбиталь 50
Основания 10, 17, 138
— нерастворимые 17
— растворимые 17
Относительная атомная масса 5, 47
П
Патина 179
Пена 100
Пенокерамика 101
Пенометаллы 101
Пенопласт 101
Период полураспада 48
Периодическая система химических элементов 37
Периодический закон 36, 44
Периоды 37
— большие 38
— малые 38
Поваренная соль 189
Полуметаллы 158
Постоянная Авогадро 7
Поташ 189
Припой 166, 167
Протоны 42
Пыль 101
Р
Радиоактивность 42, 47
Радионуклиды 48
Растворенное вещество 107
Растворимость 110
— газов 111, 112
— жидкостей 111
— твердых веществ 111
Растворитель 105, 107
Растворы 107
— водные 107
— кислые 139
— концентрированные 115, 116
— насыщенные 114
— неводные 107, 154
— нейтральные 138
— ненасыщенные 114
— разбавленные 115, 116
— щелочные 139
Реакции ионные 140
— нейтрализации 16, 141

Народная асвета
Правообладатель Народная асвета

— обмена 140
— окислительно-восстановительные 89, 91
Ржавление 178, 179
Ржавчина 180
Руда 194
Ряд активности металлов 172
С
Серебро 161, 206, 207
Систематизация химических элементов 24
Смеси веществ 98
— неоднородные 98
— однородные 98
Соединения ионные 77
Соли 18, 138, 189
— малорастворимые 19
— нерастворимые 19
— растворимые 19
Сплавы 165, 184
Сталь 167, 184, 206
Степень окисления 86
Суспензии 99
Т
Таблица растворимости 19, 110, 143
Туман 101
У
Уравнение реакции молекулярное 141
— полное ионное 141
— сокращенное ионное 142
Ф
Фенолфталеин 139, 187
Формулы графические 70
— структурные 70
Формульная единица 7
Фосфатирование 183
Х
Химическая связь 66, 68
— двойная 70
— ионная 76, 77
— ковалентная 68, 69
— неполярная 72
— полярная 74
— кратная 70
— металлическая 79, 80
— одинарная 70
— тройная 71
Химическая формула 6
Химические источники тока 177
Химический элемент 46
Химическое количество вещества 7
Химическое соединение 6
Химической связи природа 66
— типы 67
Хромирование 183, 205
Ц
Цинкование 183
Ч
Чугун 167, 201
Щ
Щелочи 29, 138, 186, 204
Э
Электрод 203
Электролиз 203
Электролитическая диссоциация 128
— кислот 136
— оснований 138
— солей 138
Электролитической диссоциации теория 128
Электролиты 126, 127
— сильные 134
— слабые 135
Электронная оболочка 52
Электронная орбиталь 50
Электронная плотность 68
Электронная формула 69
Электронное облако 50
Электронный газ 79
Электронный слой 52
Электроны 42
— валентные 55
— неспаренные 51
— спаренные 51
Электроотрицательность 73
Эмульсия 99
Я
Ядро атома 42

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

ОТВЕТЫ НА РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

§ 1

5. P_4O_6; 0,436 (O); 0,564 (P). **6.** а) $1{,}8 \cdot 10^{23}$; б) $1{,}8 \cdot 10^{23}$; в) $1{,}8 \cdot 10^{23}$; г) $1{,}8 \cdot 10^{23}$. **7.** а) $6{,}7 \times \times 10^{24}$; б) $1{,}34 \cdot 10^{25}$; в) $6{,}7 \cdot 10^{24}$; 11,1 моль. **9.** Медь — 192 г; серная кислота — 294 г; вода — 54 г; мел — 300 г. **10.** а) 67,2 дм^3; б) 33,6 дм^3; в) 112 дм^3; г) 5,6 м^3.

§ 2

7. 0,117, или 11,7 %. **9.** 56 дм^3; $1{,}505 \cdot 10^{24}$.

§ 3

6. 2 моль. **9.** Хватит. **10.** 44,55 г. **11.** а) 134,4 дм^3; б) 44,8 м^3.

§ 4

7. 0,4 моль и 31,2 г $Al(OH)_3$; 0,6 моль и 58,8 г H_2SO_4. **8.** 8,8 г и 4,48 дм^3. **10.** 112 дм^3. **11.** 13,5 % Al; 86,5 % Cu. **12.** а) ≈ 16 г; б) ≈ 22,5 г. **13.** 1,8 моль $AgNO_3$; 0,9 моль H_2SO_4. **14.** 0,4, или 40 %. **15.** В случае цинка.

§ 5

6. На 22 г. **7.** 0,03 моль. **8.** 0,4 моль; 22,4 г.

§ 6

8. 92 г. **9.** Ba (барий).

§ 7

6. а) 39,2 г; б) 98 г. **8.** 76 г.

§ 9

5. $1{,}187 \cdot 10^{-23}$ см^3.

§ 14

9. S (сера). **10.** Li (литий).

§ 22

4. 4 г.

§ 24

7. 2,5 моль; 0,385. **8.** 1000,16 г. **9.** 6,59 дм^3.

§ 25

6. 170 г. **7.** 180 г. **8.** 188 г. **9.** 286 г/моль; 0,629. **10.** 270 г.

§ 26

10. 320 г; 70 г. **11.** 23 г. **12.** 30 г.

§ 27

11. 434,75 г.

§ 28

2. 0,4. **3.** 10 г. **4.** 0,2. **5.** 850 г. **6.** 45 г. **7.** 30 г. **8.** 0,029, или 2,9 %. **9.** 0,1, или 10 %. **10.** 20,4 %. **11.** а) Добавить NaCl массой 57 г; б) выпарить воду массой 133,3 г. **12.** 0,216. **13.** а) 34,2 г; б) 0,23.

§ 29

8. 0,071, или 7,1 %.

§ 30

8. 0,75 моль. **9.** $3 \cdot 10^{23}$. **10.** а) 90 г соли; 9910 г воды; б) 1,8 г; в) 1,1 г.

§ 32

5. а) 8 моль; б) 15 моль. **7.** $6{,}62 \cdot 10^{23}$. **8.** 28,4 г. **9.** а) 0,1 моль; б) 4 моль.

§ 33

9. 122,5 г.

§ 34

1. 2,53 г. **2.** 26,5 %. **3.** Фиолетовая. **4.** Нет. **5.** 312,5 г кислоты; 187,5 г воды. **6.** 0,071, или 7,1 %. **7.** Хватит. **8.** 2,45 г; 56 г.

§ 35

3. 1440 дм^3.

§ 36

8. а) 0,2 моль; б) 0,04 моль. **10.** 0,2 моль.

§ 37

8. а) 2,7 кг; 100 моль; б) 19,32 кг; 98,1 моль; в) 7,87 кг; 140,5 моль. **9.** 2 моль. **10.** 2072 г.

§ 38

4. 4 г. **5.** 227 г. **7.** 0,47 моль. **8.** 0,5 моль. **10.** $w(Cu) = 43{,}75$ %; $w(Al) = 56{,}25$ %.

§ 39

4. 10,8 г. **5.** ≈ 0,3 моль. **6.** 50,4 дм^3. **7.** Магния. **10.** 0,1 моль Al; 1 моль Al_2S_3.

§ 40

7. 4,48 дм^3. **8.** 127 г. **9.** Увеличится. **10.** 0,117, или 11,7 %.

§ 41

3. 138 г. **6.** 1 моль. **8.** Увеличится на 4 г.

§ 42

8. 2,57 г; 0,046 моль.

§ 43

8. 160 г раствора; 6,4 г меди.

§ 44

4. 58,4 г. **9.** Щелочная.

§ 45

3. 0,85 моль; 950 г. **6.** 32,6 г. **7.** 50 г. **8.** 4,9 г.

§ 46

3. Кальция. **5.** 0,348, или 34,8 %. **6.** 47 619 моль. **9.** ≈ 0,004, или 0,4 %.

§ 47

3. 1293 моль. **4.** 224 г. **5.** 927 835 моль. **6.** 19 231 моль. **8.** 34,8 кг; 30,4 кг.

§ 48

7. 128 г. **9.** 1,3 моль.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

СОДЕРЖАНИЕ

От авторов 3

Повторение основных вопросов курса химии 7 класса

§ 1. Важнейшие химические понятия 5
§ 2. Основные классы неорганических веществ 10
§ 3. Классы неорганических веществ. Оксиды. Кислоты 13
§ 4. Классы неорганических веществ. Основания. Соли 17

Глава 1. Периодический закон и периодическая система химических элементов

§ 5. Систематизация химических элементов 24
Лабораторный опыт 1. Получение гидроксида цинка и изучение его свойств 27
§ 6. Естественные семейства элементов 28
§ 7. Периодический закон Д. И. Менделеева 33
§ 8. Периодическая система химических элементов 37

Глава 2. Строение атома и периодичность свойств атомов химических элементов и их соединений

§ 9. Строение атома 42
§ 10. Нуклиды и изотопы. Явление радиоактивности 45
§ 11. Состояние электронов в атоме 49
§ 12. Строение электронных оболочек атомов 52
§ 13. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов 56
§ 14. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе 61

Глава 3. Химическая связь

§ 15. Природа химической связи 66
§ 16. Ковалентная связь 68
§ 17. Неполярная и полярная ковалентная связь. Электроотрицательность 72
Лабораторный опыт 2. Составление моделей молекул с ковалентным типом химической связи 75
§ 18. Ионная связь 76
§ 19. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие 79
§ 20. Кристаллическое состояние вещества 82
§ 21. Степень окисления 85
§ 22. Окислительно-восстановительные реакции 89
§ 23. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас 93

Глава 4. Растворы

§ 24. Смеси веществ 98
§ 25. Вода — универсальный растворитель. Растворы 103
§ 26. Растворимость веществ в воде 110
§ 27. Качественные характеристики состава растворов 114
§ 28. Количественные характеристики состава растворов. Массовая доля растворенного вещества 118

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

Практическая работа 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества . . . 124
§ 29. Электролиты и неэлектролиты . . . 125
§ 30. Электролитическая диссоциация . . . 128
§ 31. Ионы в растворах электролитов. Сильные и слабые электролиты . . . 132
§ 32. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей . . . 136
Лабораторный опыт 3. Обнаружение катионов водорода и гидроксид-ионов в растворах . . . 139
§ 33. Реакции ионного обмена . . . 140
Практическая работа 2. Реакции ионного обмена между растворами электролитов . . . 145
§ 34. Примеры расчетов по теме «Растворы» . . . 146
§ 35. Вода и растворы в жизнедеятельности человека . . . 150
Лабораторный опыт 4. Уменьшение жесткости воды . . . 155

Глава 5. Металлы

§ 36. Металлы в периодической системе элементов . . . 158
§ 37. Физические свойства металлов . . . 161
§ 38. Сплавы . . . 165
§ 39. Общие химические свойства металлов. Взаимодействие с неметаллами . . . 169
Лабораторный опыт 5. Взаимодействие меди с кислородом . . . 170
§ 40. Ряд активности металлов. Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами . . . 172
Лабораторный опыт 6. Взаимодействие металлов с растворами кислот . . . 173
§ 41. Взаимодействие металлов с водой и растворами солей других металлов . . . 175
Лабораторный опыт 7. Взаимодействие металлов с растворами солей . . . 176
§ 42. Коррозия металлов и сплавов . . . 179
§ 43. Защита металлов от коррозии . . . 182
§ 44. Соединения металлов. Оксиды и гидроксиды . . . 185
§ 45. Соли металлов. Качественное обнаружение ионов металлов . . . 189
Лабораторный опыт 8. Обнаружение ионов кальция в растворе . . . 190
§ 46. Нахождение металлов в природе . . . 193
Лабораторный опыт 9. Ознакомление с образцами природных соединений металлов . . . 195
§ 47. Химические способы получения металлов из их природных соединений . . . 199
§ 48. Электролиз . . . 203
§ 49. Использование важнейших металлов и сплавов . . . 206
Практическая работа 3. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы» . . . 209
Предметный указатель . . . 210
Ответы на расчетные задачи . . . 213

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета

(Название и номер школы)

Учебный год	Имя и фамилия ученика	Состояние учебника при получении	Оценка ученику за пользование учебником
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Учебное издание

Шиманович Игорь Евгеньевич
Василевская Елена Ивановна
Сечко Ольга Ивановна

ХИМИЯ

Учебник для 8 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

3-е издание, переработанное

Зав. редакцией *В. Г. Бехтина*. Редактор *Л. В. Гринкевич*. Оформление *Е. Г. Дашкевич*. Художественный редактор *Л. В. Павленко*. Технический редактор *М. И. Чепловодская*. Компьютерная верстка *Т. В. Свириденко*, *Е. Ю. Гурченок, Г. А. Дудко*. Корректоры *В. С. Бабеня, Д. Р. Лосик, А. В. Алешко*.

Подписано в печать 14.07.2011. Формат $70 \times 90^{1}/_{16}$. Бумага офсетная. Гарнитура литературная. Офсетная печать. Усл.-печ. л. 15,8 + 0,29 форз. Уч.-изд. л. 13,1 + 0,33 форз. Тираж 93 000 экз. Заказ .

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета»
Министерства информации Республики Беларусь.
ЛИ № 02330/0494083 от 03.02.2009. Пр. Победителей, 11, 220004, Минск.

Республиканское унитарное предприятие «Минская фабрика цветной печати».
ЛП № 02330/0494156 от 03.04.2009. Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск.

Народная асвета

Правообладатель Народная асвета