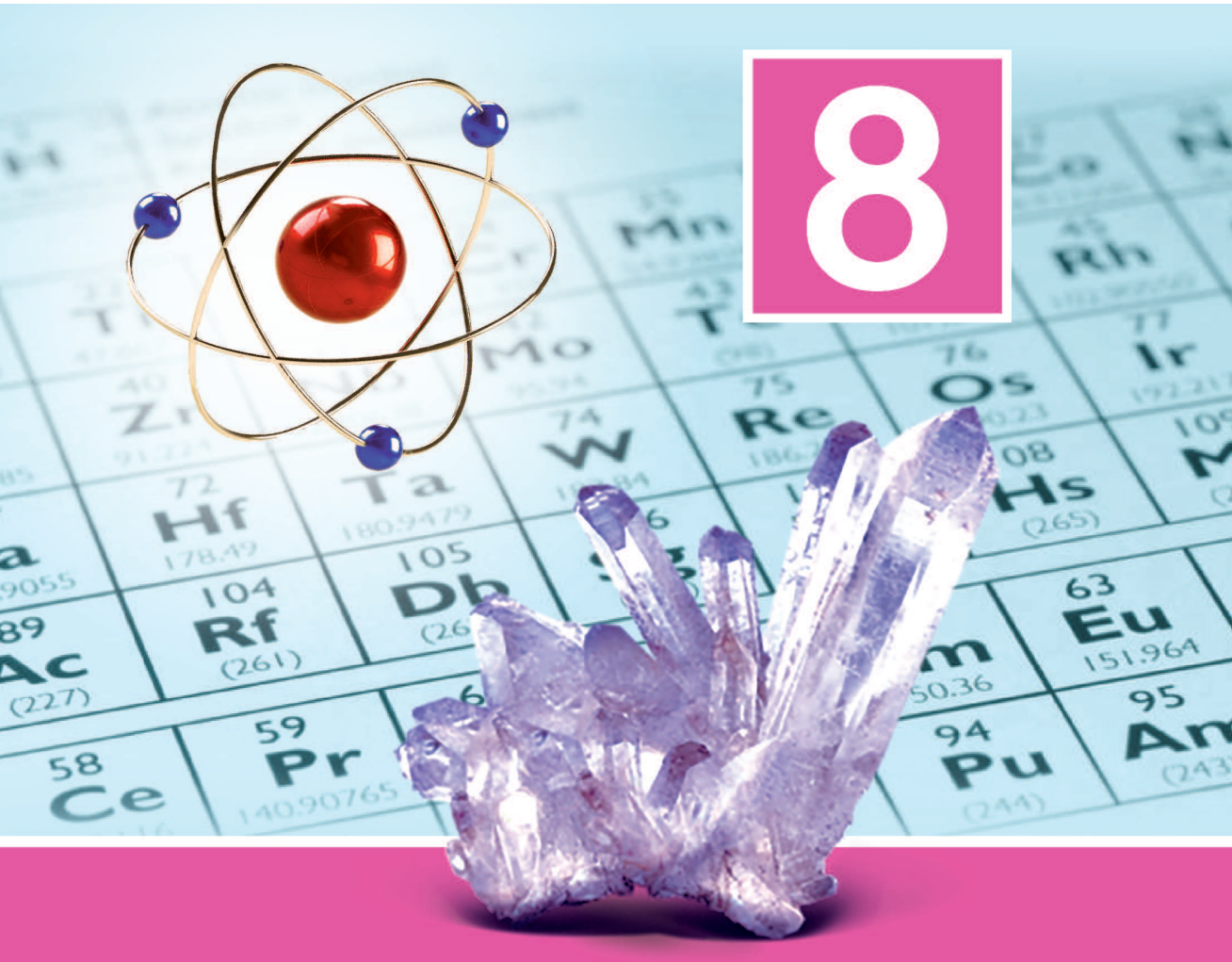
И. Е. Шиманович В. А. Красицкий
О. И. Сечко В. Н. Хвалюк

ХИМИЯ

8



ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. Менделеева

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

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Атомный номер → 20
Символ элемента → Ca
Название элемента → КАЛЬЦИЙ
Относительная атомная масса → 40,078

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	1 H водород 1,00794																	2 He гелий 4,0026
2	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,0122											5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,007	8 O кислород 15,9994	9 F фтор 18,9984	10 Ne неон 20,1797
3	11 Na натрий 22,9898	12 Mg магний 24,305											13 Al алюминий 26,9815	14 Si кремний 28,086	15 P фосфор 30,9738	16 S сера 32,066	17 Cl хлор 35,453	18 Ar аргон 39,948
4	19 K калий 39,0983	20 Ca кальций 40,078	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,867	23 V ванадий 50,942	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,845	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,693	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,409	31 Ga галлий 69,723	32 Ge германий 72,64	33 As мышьяк 74,922	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904	36 Kr криптон 83,798
5	37 Rb рубидий 85,468	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,224	41 Nb ниобий 92,906	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [98]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,906	46 Pd палладий 106,42	47 Ag серебро 107,868	48 Cd кадмий 112,412	49 In индий 114,812	50 Sn олово 118,71	51 Sb сурьма 121,76	52 Te теллур 127,60	53 I иод 126,904	54 Xe ксенон 131,29
6	55 Cs цезий 132,905	56 Ba барий 137,327	57 La лантан 138,905	72 Hf гафний 178,49	73 Ta тантал 180,948	74 W вольфрам 183,84	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,23	77 Ir иридий 192,217	78 Pt платина 195,085	79 Au золото 196,967	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,383	82 Pb свинец 207,2	83 Bi висмут 208,980	84 Po полоний [209]	85 At астат [211]	86 Rn радон [222]
7	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89 Ac актиний [227]	104 Rf резерфордий [261]	105 Db дубний [262]	106 Sg сиборгий [266]	107 Bh борий [271]	108 Hs хассий [277]	109 Mt мейтнерий [268]	110 Ds дармштадтий [271]	111 Rg рентгений [282]	112 Cn коперниций [285]	113 Nh нихоний [286]	114 Fl флёровий [289]	115 Mc московий [289]	116 Lv ливерморий [293]	117 Ts теннессин [294]	118 Og оганесон [294]

ЛАНТАНИДЫ

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce церий 140,116	Pr празеодим 140,907	Nd неодим 144,242	Pm прометий [145]	Sm самарий 150,36	Eu европий 151,964	Gd гадолиний 157,25	Tb тербий 158,925	Dy диспрозий 162,50	Ho гольмий 164,93	Er эрбий 167,26	Tm тулий 168,934	Yb иттербий 173,04	Lu лютеций 174,967

АКТИНИДЫ

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th торий 232,038	Pa протактиний 231,035	U уран 238,029	Np нептуний [237]	Pu плутоний [239]	Am америций [243]	Cm кюрий [247]	Bk берклий [247]	Cf калифорний [249]	Es эйнштейний [252]	Fm фермий [257]	Md менделевий [258]	No нобелий [259]	Lr лоуренсий [262]

ХИМИЯ

Учебное пособие для 8 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

Под редакцией И. Е. Шимановича

Допущено
Министерством образования
Республики Беларусь

Минск «Народная асвета» 2018

Правообладатель Народная асвета

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721
Х46

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

Рецензенты:
Ученый совет государственного научного учреждения «Институт общей и неорганической химии Национальной академии наук Беларуси» (доктор химических наук, профессор, член-корреспондент НАН Беларуси, директор института *А. И. Кулак*); учитель химии квалификационной категории «учитель-методист» государственного учреждения образования «Средняя школа № 1 г. Ляховичи» *С. В. Оберган*

Химия : учебное пособие для 8-го класса учреждений
Х46 общего среднего образования с русским языком обучения / И. Е. Шиманович [и др.] ; под ред. И. Е. Шимановича. — Минск : Народная асвета, 2018. — 239 с. : ил.
ISBN 978-985-03-2941-7.

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721

ISBN 978-985-03-2941-7

© Оформление. УП «Народная асвета», 2018

Правообладатель Народная асвета

Дорогие друзья!

В этом учебном году вы продолжите изучение курса химии, с основами которого познакомились в 7-м классе. Вам предстоит изучить свойства важнейших классов неорганических соединений — оксидов, кислот, оснований и солей. Вы познакомитесь с периодическим законом и периодической системой химических элементов, со строением атомов. Вы узнаете много интересного о химической связи, об окислительно-восстановительных реакциях и о растворах. Эти знания послужат фундаментом для дальнейшего изучения химии.

Успешное усвоение материала зависит не только от вашего внимания на уроках, но и от умения пользоваться учебным пособием, 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 учебного пособия, проиллюстрируют свойства различных веществ. Информация, представленная в таблицах, носит справочный характер и, как правило, не предназначена для запоминания.

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

Вопросы и упражнения в конце параграфа предназначены для самостоятельной работы. Внимательно прочитайте их. Выполните письменно те, которые заданы учителем. Звездочкой * отмечены задания повышенной сложности.

К ряду параграфов даны задания для подготовки к олимпиадам.

По некоторым темам курса в учебном пособии предлагается проведение домашнего эксперимента. Перед его выполнением дома или в школьном химическом кабинете обязательно обсудите с учителем условия проведения опытов, не забывайте о правилах техники безопасности.

Правообладатель Народная асвета

В учебном пособии вы встретите следующие условные обозначения:

! — определения и правила;

? — вопросы и задания;

— интересно знать.

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

Дополнительную информацию к каждому параграфу вы можете найти, используя национальный образовательный портал по ссылке http://e-vedy.adu.by («Электронные образовательные ресурсы» → «Химия» → «Химия. 8 класс»).

Зайти на сайт можно с помощью QR-кода .

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

Желаем вам успехов!

Авторы

Правообладатель Народная асвета

Повторение основных вопросов курса химии 7 класса. Количественные понятия в химии

Вы вспомните основные понятия химии, а также познакомитесь с новыми — химическим количеством, молярной массой и молярным объемом. Узнаете смысл некоторых постоянных, с помощью которых вы сможете проводить самые разнообразные количественные расчеты по химии

Правообладатель Народная асвета

§ 1. Атомы. Химические элементы. Относительная атомная масса

Все окружающие нас физические тела состоят из **веществ**. Одни физические 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. В настоящий момент химикам известны свойства около 140 млн различных веществ.

При определенных условиях одни вещества способны превращаться в другие вещества. Такие превращения называют *химическими явлениями* 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.**

Атомы

Все физические тела состоят из веществ, а из чего же состоят сами вещества? Что изменяется, а что остается неизменным при превращении одних веществ в другие? Давно известно, что существуют очень маленькие частицы, которые в процессе химических превращений не разрушаются и не возникают вновь, а только переходят из одних веществ в другие. Такие *мельчайшие, химически неделимые частицы называют атомами*. Они являются как бы деталями конструктора, из которых можно собирать любые вещества.

Химические элементы

Во Вселенной существует огромное число атомов, но их видов, различающихся между собой, известно сравнительно немного. Число видов атомов значительно меньше числа веществ, которые можно «собрать» из этих атомов.

! **Определенный вид атомов называют химическим элементом.**

Всего в настоящее время известно 118 химических элементов, каждый из которых имеет свое собственное название, а также условное обозначение — *химический символ* (*знак*). Названия и символы всех известных химических элементов приведены на форзаце 1 вашего учебного пособия в периодической системе химических элементов.

Правообладатель Народная асвета

Относительная атомная масса

Как вы уже знаете, атомы являются мельчайшими химически неделимыми частицами и имеют очень маленькую массу. Например, масса самого легкого атома (водорода H) составляет 0,000000000000000000000000001661 кг (или $1{,}661 \cdot 10^{-27}$ кг), а масса самого тяжелого атома примерно в 300 раз больше. Пользоваться такими величинами масс при проведении химических расчетов очень неудобно. Поэтому химики еще в начале XIX в. ввели новую единицу для выражения масс атомов и стали выражать массу атомов не в килограммах или граммах, а в специальных *относительных* единицах.

В детском мультфильме «38 попугаев» слоненок, мартышка и попугай задумали измерить рост (т. е. фактически длину) удава, но не знали, как это сделать. Очевидно, что рулетки у них не было, да и с основами измерений физических величин они знакомы не были. Идею подсказал попугай — измерять длину «в попугаях». Длина удава оказалась равной 38 попугаям и еще полкрылышка. Это не что иное, как пример использования относительных единиц для измерения физической величины (в данном случае — длины).

В качестве такой относительной единицы в настоящее время используют $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода, которая получила название *атомной единицы массы* (сокращенно а.е.м.), а ее международное обозначение — 1 **u** (от английского слова «unit» — единица). Эта величина является своеобразной «гирькой», с помощью которой измеряют массу атомов:

$$1\ \text{u} = \frac{m_{\text{a}}(\text{C})}{12}.$$

Известно, что масса атома углерода равна $19{,}93 \cdot 10^{-27}$ кг, поэтому атомная единица массы, с помощью которой химики выражают массу любого атома, составляет:

$$1\ \text{u} = \frac{19{,}93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1{,}661 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}.$$

Каждый химический элемент характеризуется физической величиной, которую называют *относительной атомной массой* и обозначают символом A_{r}.

! Относительная атомная масса (A_{r}) — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Правообладатель Народная асвета

Например, масса атома кислорода равна $26{,}58 \cdot 10^{-27}$ кг, поэтому относительная атомная масса кислорода $A_r(O)$ равна:

$$A_r(O) = \frac{m_a(O)}{1\,u} = \frac{26{,}58 \cdot 10^{-27}\ кг}{1{,}661 \cdot 10^{-27}\ кг} = 16.$$

На форзаце 1 учебного пособия в периодической системе химических элементов, кроме символов всех химических элементов, указаны и их относительные атомные массы. При проведении химических расчетов мы с вами будем пользоваться их округленными до целых значениями (кроме хлора Cl).

С помощью величины A_r можно легко сравнивать массы атомов между собой. Например, атом кислорода в 16 раз тяжелее атома водорода:

$$\frac{A_r(O)}{A_r(H)} = \frac{16}{1} = 16,$$

а атом серы в 2 раза тяжелее атома кислорода:

$$\frac{A_r(S)}{A_r(O)} = \frac{32}{16} = 2.$$

Атомы — мельчайшие, химически неделимые частицы, из которых состоят вещества.

Химический элемент — определенный вид атомов.

Относительная атомная масса (A_r) — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

? Вопросы и задания

1. Приведите примеры трех физических тел, которые:
   а) состоят из одного вещества; б) состоят из нескольких веществ.
2. Как называются мельчайшие химически неделимые частицы?
3. Расположите следующие объекты в порядке увеличения их размеров: горошина, песчинка, атом кислорода, мячик для настольного тенниса, молекула воды, вишня.
4. Приведите химические знаки и названия химических элементов, имеющих следующее произношение:
   а) плюмбум; б) феррум; в) пэ;
   г) купрум; д) эн; е) аш.
5. Прочтите вслух химические знаки следующих химических элементов и назовите их: Ag, Hg, Zn, S, O, H, Cl, Na.
6. Назовите химический элемент, атом которого имеет самую маленькую массу.

Правообладатель Народная асвета

7. Почему химики при проведении расчетов используют относительные атомные массы?
8. Приведите пример измерения чего-либо в относительных единицах.
9. Что принято в настоящее время в качестве относительной единицы массы для измерения масс атомов?
10. Выразите в граммах величину атомной единицы массы.

Готовимся к олимпиадам. Масса атома какого химического элемента в 32 раза больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода?

§ 2. Молекулы. Простые и сложные вещества. Химические формулы. Относительная молекулярная масса

Молекулы

Атомы химических элементов существуют в природе как в свободном (в виде одиночных атомов), так и в связанном (т. е. совместно с другими атомами) виде. Например, в воздухе в виде одиночных атомов содержатся *благородные газы* — гелий **He**, неон **Ne**, аргон **Ar**, криптон **Kr**, ксенон **Xe** и радон **Rn**. Атомы всех остальных элементов обычно находятся в связанном виде.

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете о молекулах — частицах вещества, состоящих обычно из двух и более атомов. Что же такое молекула?

! **Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.**

Молекулы таких веществ, как кислород, водород, азот, хлор, бром, состоят из двух атомов. Молекула фосфора содержит четыре атома, а серы — восемь (рис. 1).

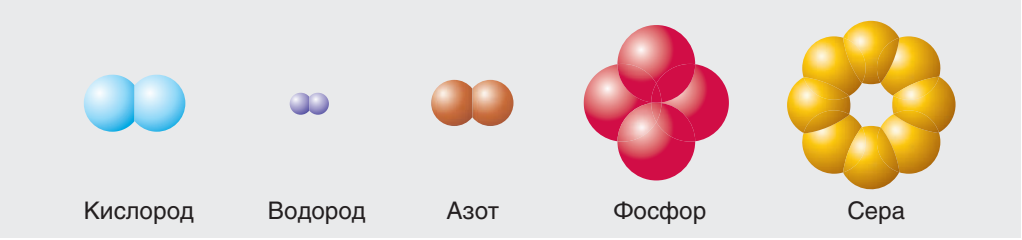
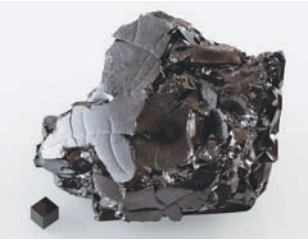


Рис. 1. Шаровые модели молекул

Правообладатель Народная асвета

Железо



Графит

Алмазы

Рис. 2. Кристаллы

Связываясь друг с другом, атомы могут существовать не только в виде молекул. Известно очень много веществ, которые имеют *немолекулярное строение*. Они представляют собой твердые кристаллические вещества, построенные не из молекул, а из атомов. Это, например, простые вещества железо, графит, алмаз (рис. 2).

Сложные вещества, как и простые, также имеют либо молекулярное, либо немолекулярное строение. При этом вещества молекулярного строения существуют при обычных условиях в различных агрегатных состояниях. Например, метан — газ, вода — жидкость, глюкоза — твердое вещество.

Большинство веществ немолекулярного строения при обычных условиях представляют собой твердые кристаллические вещества. Примерами таких веществ являются **NaCl** (основное вещество поваренной соли), $\mathbf{CaCO_3}$ (основное вещество мела).

Простые и сложные вещества

Если вещества состоят из атомов одного вида, то их называют **простыми веществами**, например кислород $\mathbf{O_2}$, белый фосфор $\mathbf{P_4}$, азот $\mathbf{N_2}$, медь **Cu**, железо **Fe**.

Простых веществ известно около 500. А поскольку в настоящее время химических элементов известно 118, то это означает, что некоторые из них существуют в виде нескольких простых веществ. Например, атомы химического элемента кислорода (**O**) находятся в природе в составе двух простых веществ — $\mathbf{O_2}$ (кислород) и $\mathbf{O_3}$ (озон). Простые вещества делятся на *металлы* (например, медь **Cu**, железо **Fe**, серебро **Ag**) и *неметаллы* (например, водород $\mathbf{H_2}$, иод $\mathbf{I_2}$, графит и алмаз **C**, кремний **Si**, сера **S**) (рис. 3).

Если вещество состоит из атомов разных химических элементов, то его называют **сложным веществом** или **химическим соединением**.

Правообладатель Народная асвета

Из известных в настоящее время веществ подавляющее большинство являются сложными. Сложные вещества делятся на *неорганические* (например, вода H_2O, хлорид натрия NaCl, серная кислота H_2SO_4) и *органические* (например, глюкоза, лимонная кислота, аспирин).

Серебро

Медь

Кремний

Сера

Рис. 3. Простые вещества металлы и неметаллы

Химические формулы

Как вам известно, каждое вещество обладает определенным качественным и количественным составом, который химики выражают с помощью *химических формул* (например, HNO_3, N_2, $CaCO_3$, SO_3, Fe).

Качественный состав веществ выражается с помощью символов химических элементов, а количественный — с помощью *индексов*, которые записываются справа и ниже символа элемента. Для записи формул сложных веществ, кроме химических знаков и индексов, химики условились использовать и другие символы (например, круглые, квадратные и фигурные скобки, точки, коэффициенты). Вот почему химическая формула — это *условная запись состава вещества*.

! **Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических символов и индексов.**

Порядок записи символов химических элементов в формулах сложных веществ не является случайным. Он определяется принадлежностью этих веществ к определенным классам соединений. Так, например, формулы неорганических кислот начинаются с символа водорода H, после чего записываются символы элементов кислотных остатков (например, HCl, HNO_3, H_2SO_4). В формуле любого основания на первом месте указывается символ металла, а потом — символы кислорода O

Правообладатель Народная асвета

и водорода **H** (например, **NaOH**, **$Mg(OH)_2$**, **$Fe(OH)_3$**). Формулы солей также начинаются с символа металла, после чего записываются символы элементов кислотных остатков (например, **NaCl**, **K_2SO_4**, **$Ca_3(PO_4)_2$**).

Химические формулы веществ *молекулярного* строения выражают качественный и количественный состав их молекул. Такие формулы называются *молекулярными*. Например, формула простого вещества кислорода **O_2** (читается «о-два») показывает его качественный состав (состоит только из атомов кислорода) и количественный состав (состоит из двух атомов кислорода). Формула сложного вещества метана **CH_4** («це-аш-четыре») показывает, что оно состоит из атомов углерода и водорода (качественный состав), а его молекула состоит из пяти атомов — одного атома углерода и четырех атомов водорода (количественный состав).

Молекулы могут состоять из большого числа атомов. Например, процесс образования крови в организме человека невозможен без витамина B_{12}. Молекула этого вещества состоит из 181 атома и имеет формулу $C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P$.

Химическая формула простого вещества *немолекулярного* строения представляет собой символ соответствующего химического элемента. Так, формула простого вещества железа — **Fe**, меди — **Cu**, алюминия — **Al**. Состав сложных веществ немолекулярного строения выражают с помощью формул, которые показывают *наименьшее соотношение чисел атомов* разных химических элементов в этих веществах. Такие формулы называются *простейшими*. Например, простейшая формула *кварца* — главной составной части песка — **SiO_2**. Из этой формулы следует, что в этом веществе на каждый атом кремния приходится два атома кислорода, т. е. минимальное соотношение чисел атомов кремния и кислорода равно 1 : 2. Простейшая формула **Al_2O_3** показывает, что в этом веществе минимальное соотношение между числами атомов алюминия и кислорода равно 2 : 3. *Группа атомов, состав которой соответствует простейшей формуле данного вещества, называется его* ***формульной единицей***.

Валентность

Как вы уже знаете, атомы или группы атомов соединяются между собой согласно их валентностям.

Валентность — численная характеристика способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами.

Правообладатель Народная асвета

Валентность атома любого химического элемента есть число, которое показывает, со сколькими атомами одновалентного элемента связан данный атом в химическом соединении: **KCl**, **H_2O**. Валентность I во всех своих соединениях проявляют атомы **H**, атомы щелочных металлов **Li**, **Na**, **K**, **Rb**, **Cs**, а также некоторых других элементов. Валентность атомов кислорода также постоянная и равна **II. Для правильного составления** формул веществ следует знать валентности (их принято записывать с помощью римских цифр над символом химического элемента) входящих в их состав атомов или кислотных остатков:

$$\overset{IV\,II}{CO_2},\ \overset{III\ \ I}{FeCl_3},\ \overset{III\ \ II}{Al_2O_3},\ \overset{II\ \ \ III}{Ca_3(PO_4)_2}.$$

При этом необходимо соблюдать простое правило*: в химической формуле бинарного соединения общее число единиц валентности одного элемента всегда равно общему числу единиц валентности другого элемента (кислотного остатка)*.

Относительная молекулярная масса

Молекулы, как и атомы, имеют очень маленькую массу, величину которой использовать при химических расчетах неудобно. Вещества молекулярного строения характеризуются обычно физической величиной *относительной молекулярной массы*, которая обозначается M_r.

! Относительная молекулярная масса — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса одной молекулы вещества больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Например, масса молекулы серной кислоты **H_2SO_4** составляет 0,000000000000000000000000001628 кг (или $162{,}8 \cdot 10^{-27}$ кг), а ее относительная молекулярная масса (M_r) равна:

$$M_r(H_2SO_4) = \frac{162{,}8 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}}{1\text{u}} = \frac{162{,}8 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}}{1{,}661 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}} = 98.$$

Но поскольку молекула состоит из атомов, то величину M_r мы можем рассчитать и по-другому — как сумму величин A_r всех атомов, из которых она состоит. Например, молекула серной кислоты H_2SO_4 состоит из 7 атомов — 2 атомов водорода, 1 атома серы и 4 атомов кислорода, поэтому

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Правообладатель Народная асвета

Вещества немолекулярного строения также характеризуются величиной, подобной относительной молекулярной массе, которая называется *относительной формульной массой*. Она обозначается и рассчитывается так же, как и относительная молекулярная масса. Например, относительная формульная масса вещества немолекулярного строения **$Ca(OH)_2$** равна:

$$M_r(Ca(OH)_2) = A_r(Ca) + 2 \cdot A_r(O) + 2 \cdot A_r(H) = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74.$$

Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических символов и индексов.

Валентность — численная характеристика способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами.

Относительная молекулярная масса — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса одной молекулы вещества больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

? Вопросы и задания

1. Приведите примеры молекул, каждая из которых состоит из:

а) двух атомов; б) трех атомов; в) четырех атомов.

2. Каких веществ известно больше: простых или сложных?

3. Какие вещества в химии называют сложными?

4. Выпишите из приведенного списка по отдельности формулы простых и сложных веществ и назовите их: CO_2, H_2O, O_2, Cu, NaCl, SiO_2, H_2SO_4, O_3, NaOH, CuO.

5. Приведите названия трех:

а) простых веществ; б) сложных веществ.

6. Приведите пять формул известных вам веществ.

7. Что следует понимать под качественным и количественным составом вещества?

8. Укажите валентность атомов каждого химического элемента в соединениях:

а) SO_3; б) Al_2S_3; в) $MgCl_2$; г) Na_2O; д) P_2O_3; е) KF.

9. Составьте формулы веществ, в состав которых входят атомы и группы атомов (в скобках указана валентность групп атомов и атомов с переменной валентностью):

а) Fe(III) и O; б) Mg и OH(I); в) Al и Cl(I); г) Na и SO_4(II).

Правообладатель Народная асвета

10. Рассчитайте, во сколько раз атом кальция тяжелее атома гелия.
11. Какая молекула имеет большую массу — HNO_3 или H_3PO_4 — и во сколько раз?
12. Вычислите относительную молекулярную массу следующих веществ: P_4, HCl, SO_3, H_2CO_3.

§ 3. Химическое количество вещества

Вам уже известно, что любое чистое вещество имеет химическую формулу, которая соответствует его определенному качественному и количественному составу.

Если необходимо взять порцию твердого вещества определенной массы, то для этого можно использовать весы (рис. 4). Если вещество жидкое, то определенную его порцию удобно отмерить с помощью мензурки, мерного цилиндра или мерной колбы (рис. 5). Для того чтобы взять порцию газообразного вещества определенного объема, применяют специальные мерные емкости — газометры (рис. 6).

Следовательно, **объем** и **масса** — это величины, характеризующие данную порцию вещества.

Рис. 4. Взвешивание

Рис. 5. Мерная посуда

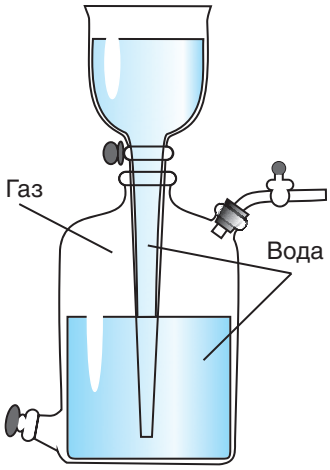


Рис. 6. Газометр

Правообладатель Народная асвета

Химическое количество вещества

В повседневной жизни мы часто не различаем понятия *масса* и *количество*. А это совершенно разные понятия. Когда вы говорите: «*Я купил 2 кг груш*», то речь идет о **массе** груш. Но если вы говорите: «*Я купил 10 груш*», то в этом случае речь идет о **количестве** груш. Массу вещества измеряют в граммах, килограммах, тоннах, а количество — в штуках.

Груши можно пересчитать поштучно, а если это, например, зерна пшеницы или риса? Тут уже сосчитать все зерна даже в небольшой порции достаточно сложно, и остается только использовать массу или объем порции зерна. В древние времена весы были редкостью, и это привело к тому, что на рынках зерновые культуры (пшеницу, рис) продавали с помощью мерных сосудов (кувшинов, чаш), т. е. определенными **порциями**. До сих пор многие товары также продают порциями. Например, яйца — десятками, спички — коробка́ми, в каждом из которых находится определенное число спичек. Порциями, содержащими одинаковое число единиц товара, продают также кнопки и скрепки (коробками), писчую бумагу (пачками), лекарства в виде таблеток (упаковками), керамическую плитку (упаковками) и другие товары (рис. 7).

Помимо массы или объема вещества, часто необходимо знать число *атомов*, *молекул*, поскольку они являются своеобразными «кирпичиками», из которых состоят вещества.

Поэтому в химии, как и в других естественных науках, очень удобно использовать физическую величину, характеризующую число частиц в некоторой порции вещества. Эта физическая величина называется **количеством вещества** и является одной из семи основных величин Международной системы единиц (СИ).

В нашей повседневной жизни термин «количество» имеет очень широкое применение и не всегда однозначное значение. Например, на вопрос: «Какое количество сахара вам положить в чай?» — можно отве-

Рис. 7. Товары, продающиеся порциями

Правообладатель Народная асвета

тить: и «одну ложечку», и «два кусочка», и «чуть-чуть». Как правило, все эти ответы понятны собеседнику и позволяют отмерить соответствующую порцию вещества (в данном случае сахара). Совсем иная ситуация складывается в химии, которая является наукой точной. Говоря о *количестве* как характеристике порции вещества в химии, мы всегда должны совершенно точно знать, о чем идет речь, что понимать под *количеством вещества* и как такую порцию вещества отмерить. Вот почему при дальнейшем изучении химии для характеристики числа атомов, молекул или формульных единиц в определенной порции вещества физическую величину *количество вещества* будем называть ***химическое количество вещества***. Это позволит отличать его от широко распространенного бытового понятия *количество*, которое не всегда имеет определенное и точное значение.

! **Химическое количество вещества — физическая величина, прямо пропорциональная числу частиц (атомов, молекул или формульных единиц), содержащихся в данной порции вещества.**

Прямая пропорциональность химического количества вещества числу частиц в порции означает, что при увеличении числа частиц вещества в 3 раза его химическое количество также увеличится в 3 раза (рис. 8). Если число частиц вещества уменьшится в 5 раз, то его химическое количество также уменьшится в 5 раз. Если мы имеем две порции вещества, число частиц в которых различается в 10 раз, то и химическое количество вещества в этих порциях также различается в 10 раз.

Каждую физическую величину обозначают символом, принятым в Международной системе единиц (СИ). Например, массу обозначают символом m, объем — V. Для обозначения химического количества вещества принят символ n.

При записи химического количества вещества его химическая формула указывается в круглых скобках после символа n.

Например, запись $n(H_2O)$ означает, что нас интересует химическое количество молекул воды в некоторой порции, а $n(Fe)$ — химическое

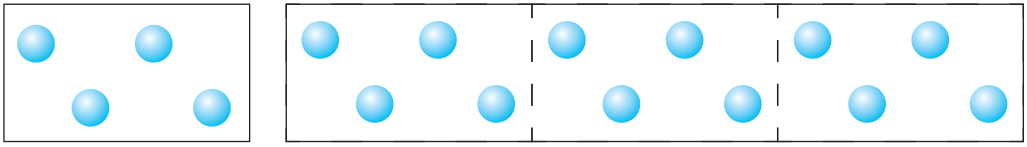


Рис. 8. Две порции частиц

Правообладатель Народная асвета

количество атомов железа в порции (навеске) этого металла, $n(CaCO_3)$ — химическое количество формульных единиц $CaCO_3$ в некоторой его порции.

Химическое количество вещества — физическая величина, прямо пропорциональная числу частиц (атомов, молекул или формульных единиц), содержащихся в данной порции вещества.

Вопросы и задания

1. С помощью каких физических величин можно количественно характеризовать порции веществ в разных агрегатных состояниях?
2. Каким символом в Международной системе единиц (СИ) обозначают величину *химическое количество вещества*?
3. Что означают следующие записи:
   а) $m(CuO)$; б) $V(N_2)$; в) $n(HCl)$?
4. Запишите в виде символов следующие величины:
   а) масса порции воды;
   б) химическое количество серной кислоты в навеске;
   в) объем кислорода в сосуде.
5. Как изменится химическое количество вещества в порции, если:
   а) число его молекул увеличить в 5 раз;
   б) число его формульных единиц уменьшить в 7 раз?
6. Приведите три примера товаров, не упомянутых в параграфе, которые продаются порциями.
7. Поясните, почему величину *количество вещества* целесообразно называть *химическое количество вещества*.

§ 4. Моль — единица химического количества вещества. Постоянная Авогадро

Каждая из основных физических величин имеет свою единицу. Например, единица длины — *метр* (сокращенно *м*), массы — *килограмм* (*кг*), времени — *секунда* (*с*). Единицей химического количества вещества является *моль*.

Термины «молекула» и «моль», как нетрудно заметить, однокоренные. Они, действительно, произошли от одного и того же латинского слова *moles*, которое имеет, по крайней мере, два значения — *масса* или *кучка*. От этого слова произошли два термина: молекула — «маленькая масса» и моль — «большая масса». Автором термина «моль» является известный немецкий химик и физик Вильгельм Оствальд.

Правообладатель Народная асвета

Моль — единица химического количества вещества

Помимо массы и объема вещества, химику часто необходимо знать число частиц (атомов, молекул или формульных единиц), которые содержатся в данной порции вещества.

Так как химическое количество вещества зависит от числа частиц (атомов, молекул или формульных единиц), то для определения его единицы (*моль*) следует условиться о каком-то постоянном их числе в порции этого вещества химическим количеством 1 моль.

! 1 моль — порция вещества, которая содержит столько же частиц (атомов, молекул или формульных единиц), сколько атомов содержится в порции углерода массой 0,012 кг.

Чтобы узнать, какое число атомов, молекул или формульных единиц любого вещества составляет его порцию химическим количеством 1 моль, следует подсчитать число атомов в 0,012 кг углерода.

Число любых частиц (атомов, молекул, формульных единиц) обозначается символом N. Чтобы определить число атомов углерода $N(\mathbf{C})$ в его порции, следует массу порции (0,012 кг) разделить на массу одного атома углерода ($m_a(\mathbf{C})$). А как рассчитать массу одного атома по величине относительной атомной массы, вы уже знаете (см. § 1):

$$m_a(\mathrm{C}) = A_r(\mathrm{C}) \cdot 1\ \mathrm{u} = 12 \cdot 1{,}661 \cdot 10^{-27}\ \text{кг} = 19{,}93 \cdot 10^{-27}\ \text{кг, поэтому}$$

$$N(\mathrm{C}) = \frac{0{,}012\ \text{кг}}{m_a(\mathrm{C})} = \frac{0{,}012\ \text{кг}}{19{,}93 \cdot 10^{-27}\ \text{кг}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}.$$

Следовательно, в порции углерода массой 0,012 кг содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода. Теперь, согласно определению, если мы отсчитаем $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов, молекул или формульных единиц любого вещества, то получим его порцию химическим количеством 1 моль. Это число — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ — получило название **число Авогадро.**

О том, насколько велико число Авогадро, можно судить по следующему сравнению. Площадь поверхности Земли, включая и водную, равна примерно 510 000 000 км^2. Если равномерно рассыпать по всей этой поверхности $6{,}02 \cdot 10^{23}$ песчинок диаметром 1 мм, то они образуют слой песка толщиной более одного метра.

Сокращенное обозначение единицы химического количества записывается так же, как и полное, — *моль*. Поэтому если слово *моль* стоит после числа, то оно не склоняется, так же, как и другие сокращенные

Правообладатель Народная асвета

единицы величин: 3 кг, 5 м, 8 моль. При чтении вслух и при записи числительного буквами слово *моль* изменяется: восемь молей.

Постоянная Авогадро

В порции любого вещества химическим количеством 1 моль содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) атомов, молекул или формульных единиц. Если их в порции будет в 2 раза больше, то и химическое количество вещества в этой порции будет в 2 раза больше. Поэтому отношение числа частиц в любой порции вещества к его химическому количеству есть величина постоянная.

Величина, равная $\frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{1\ \text{моль}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\text{моль}} = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}$, получила название **постоянная Авогадро**. Она является одной из важнейших универсальных постоянных в естествознании и обозначается символом N_A:

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

Единица в числителе дроби $\left(\frac{1}{\text{моль}}\right)$, фактически, означает атом, молекулу или формульную единицу вещества. Поскольку, например, вещества немолекулярного строения — медь **Cu** и графит **C** — состоят из *атомов*, то в их порциях химическим количеством 1 моль содержится по $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *атомов*. В порциях серной кислоты $\mathbf{H_2SO_4}$, углекислого газа $\mathbf{CO_2}$ или глюкозы $\mathbf{C_6H_{12}O_6}$ (это вещества молекулярного строения, состоящие из молекул) химическим количеством 1 моль содержится по $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *молекул*. В порции **CuO** или $\mathbf{Na_2CO_3}$ (это вещества немолекулярного строения, состоящие из формульных единиц) химическим количеством 1 моль содержится по $6{,}02 \cdot 10^{23}$ *формульных единиц* (рис. 9).

Рис. 9. Порции веществ химическим количеством 1 моль:
1 — карбонат натрия, *2* — медь, *3* — серная кислота

Как мы уже сказали, для любой порции вещества отношение числа частиц $N(X)$ в ней (символом X мы будем обозначать частицы, из которых состоит вещество) к их химическому количеству $n(X)$ в этой порции есть величина постоянная и равная N_A:

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)}.$$

Правообладатель Народная асвета

Эта формула позволяет нам для любой порции, содержащей определенное химическое количество вещества, рассчитать число частиц этого вещества в ней:

$$N(\mathrm{X}) = n(\mathrm{X}) \cdot N_{\mathrm{A}}.$$

Например, в порции, содержащей 5 моль воды, число молекул H_2O равно:

$$N(\mathrm{H_2O}) = n(\mathrm{H_2O}) \cdot N_{\mathrm{A}} = 5\ \text{моль} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\text{моль}} = 3{,}01 \cdot 10^{24}.$$

И наоборот, зная число частиц $N(\mathrm{X})$ вещества в любой его порции, мы можем рассчитать химическое количество $n(\mathrm{X})$ вещества в ней:

$$n(\mathrm{X}) = \frac{N(\mathrm{X})}{N_{\mathrm{A}}}.$$

Например, химическое количество серной кислоты в ее порции, содержащей $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул H_2SO_4, равно:

$$n(\mathrm{H_2SO_4}) = \frac{N(\mathrm{H_2SO_4})}{N_{\mathrm{A}}} = \frac{3{,}01 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}} = 0{,}500\ \text{моль}.$$

1 моль — порция вещества, которая содержит столько же частиц (атомов, молекул или формульных единиц), сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода.

Порция любого вещества химическим количеством 1 моль содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов, молекул или формульных единиц.

Отношение числа частиц в любой порции вещества к его химическому количеству есть величина постоянная и равная $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$. Эта величина называется постоянной Авогадро и обозначается N_A.

? Вопросы и задания

1. Назовите три любые физические величины и соответствующие им единицы. Что является единицей химического количества вещества?
2. Какое определение имеет единица химического количества вещества «моль»? Найдите в сети Интернет определение еще одной любой единицы основных физических величин (например, секунды, килограмма или метра).
3. Какое число атомов, молекул или формульных единиц должно содержаться в порции, чтобы она содержала 1 моль вещества? Как называется это число и чему оно равно?
4. Укажите численное значение и единицу постоянной Авогадро.

Правообладатель Народная асвета

5. Какое число атомов, молекул или формульных единиц находится в порции, содержащей:

а) 2,50 моль озона; б) 45,8 моль серной кислоты;
в) 0,550 моль железа; г) 0,150 моль оксида алюминия?

6. Имеется три порции веществ: первая содержит 1 моль воды, вторая — 1 моль кислорода, а третья — 1 моль водорода. Что общего у этих трех порций и чем они различаются?

Готовимся к олимпиадам. Химическое количество всех атомов, которые входят в состав молекул фосфорной кислоты H_3PO_4, в некоторой порции равно 16,0 моль. Какое химическое количество фосфорной кислоты содержится в этой порции?

§ 5. Молярная масса. Молярный объем газов

Если химическое количество одного и того же вещества в двух его порциях одинаково, то одинаковым является и число содержащихся в них частиц (атомов, молекул или формульных единиц). Из этого следует, что эти порции имеют также и одинаковую массу, поскольку состоят из одинакового числа одних и тех же частиц. Будет ли это справедливым в том случае, если вещества будут разные, а их химическое количество в каждой порции останется по-прежнему одинаковым?

Молярная масса

Из предыдущего параграфа вам известно, что при увеличении числа частиц в порции вещества, например, в 3 раза его химическое количество увеличивается во столько же раз. А что произойдет с ***массой*** порции при таком увеличении? Поскольку число частиц в порции увеличилось в 3 раза, то и ее масса также станет в 3 раза больше. Это будет справедливым для любой порции любого вещества. Отсюда следует, что отношение массы порции вещества к его химическому количеству также есть некоторая постоянная для данного вещества величина. Эта величина получила название ***молярная масса*** вещества и обозначается символом ***M***.

! **Молярная масса вещества — это величина, равная отношению массы любой порции этого вещества к его химическому количеству.**

Для любой порции вещества X массой $m(X)$, в которой химическое количество вещества равно $n(X)$, можем записать:

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

Правообладатель Народная асвета

*Физический смысл молярной массы заключается в том, что масса порции данного вещества химическим количеством 1 моль численно равна молярной массе **M** данного вещества.*

Единицей массы в Международной системе единиц (СИ) является *кг*, а единицей химического количества — *моль*. Поэтому основной единицей молярной массы в СИ является $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$. Химики чаще пользуются дольной единицей $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$, которая в 1000 раз меньше основной $\left(1\frac{\text{кг}}{\text{моль}} = 1000\frac{\text{г}}{\text{моль}} = 1 \cdot 10^3\frac{\text{г}}{\text{моль}}\right)$.

Чтобы определить молярную массу вещества, необходимо знать его массу и химическое количество в какой-нибудь порции.

Определим молярную массу углерода $M(\mathbf{C})$. Для этого возьмем его определенную порцию, например 100 г = 0,100 кг. Для определения химического количества углерода в этой порции сначала рассчитаем число атомов в ней. Для этого разделим массу порции на массу одного атома углерода, которая составляет:

$$m_{\text{а}}(\text{C}) = A_{\text{г}}(\text{C}) \cdot 1\ \text{u} = 12 \cdot 1{,}661 \cdot 10^{-27}\ \text{кг} = 1{,}993 \cdot 10^{-26}\ \text{кг}.$$

$$N(\text{C}) = \frac{0{,}100\ \text{кг}}{1{,}993 \cdot 10^{-26}\ \text{кг}} = 5{,}018 \cdot 10^{24}\ (\text{атомов}).$$

Химическое количество углерода в этой порции равно:

$$n(\text{C}) = \frac{N(\text{C})}{N_A} = \frac{5{,}018 \cdot 10^{24}}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 8{,}34\ \text{моль}.$$

Следовательно, молярная масса углерода составляет:

$$M(\text{C}) = \frac{100\ \text{г}}{8{,}34\ \text{моль}} = 12\frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Обратите внимание на то, что числовые значения относительной атомной (молекулярной) массы и молярной массы (выраженной в г/моль) совпадают: $A_{\text{г}}(\mathbf{C}) = 12$ и $M(\mathbf{C}) = 12$ г/моль. Это справедливо для любых веществ — простых и сложных. При этом для веществ немолекулярного строения, состоящих из атомов, используется величина $A_{\text{г}}$, во всех остальных случаях — величина относительной молекулярной или формульной массы $M_{\text{г}}$. Например, для воды $M_{\text{г}}(\mathbf{H_2O}) = 18$, поэтому $M(\mathbf{H_2O}) = 18$ г/моль, для оксида натрия $M_{\text{г}}(\mathbf{Na_2O}) = 62$, поэтому $M(\mathbf{Na_2O}) = 62$ г/моль.

Эта закономерность позволяет избежать трудоемкой процедуры расчетов молярной массы, как это было сделано выше для углерода. Относительные атомные массы всех элементов приведены в таблице

Правообладатель Народная асвета

периодической системы химических элементов на форзаце 1 вашего учебного пособия. Значение M_r вы уже умеете рассчитывать, исходя из формулы вещества. Для этого необходимы только относительные атомные массы всех химических элементов, входящих в состав вещества. Например, вычисление молярной массы серной кислоты $\mathbf{H_2SO_4}$ выглядит следующим образом:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Следовательно, $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль.

Молярный объем газов

Отличие газообразных веществ от твердых и жидких заключается в том, что среднее расстояние между частицами в них гораздо больше размеров самих частиц (рис. 10). Поэтому объем газа при определенных условиях (давление, температура) определяется только числом частиц в его порции и почти не зависит от размера самих частиц газа. Это значит, что если мы возьмем две порции разных газов, содержащих одинаковое число частиц (а следовательно, и одинаковое их химическое количество в каждой порции), то объемы этих порций будут равными.

Если химическое количество газа увеличить, например, в 5 раз, то во столько же раз возрастет и число его молекул. Объем данного газа (при неизменных температуре и давлении) также увеличится в 5 раз. Получается, что отношение объема порции любого газа к его химическому количеству в этой же порции всегда будет постоянной величиной. Величина этого отношения будет одинакова для любых порций любых газов, однако она зависит от внешних условий. Эта постоянная (при заданных температуре и давлении) величина получила название *молярный объем*

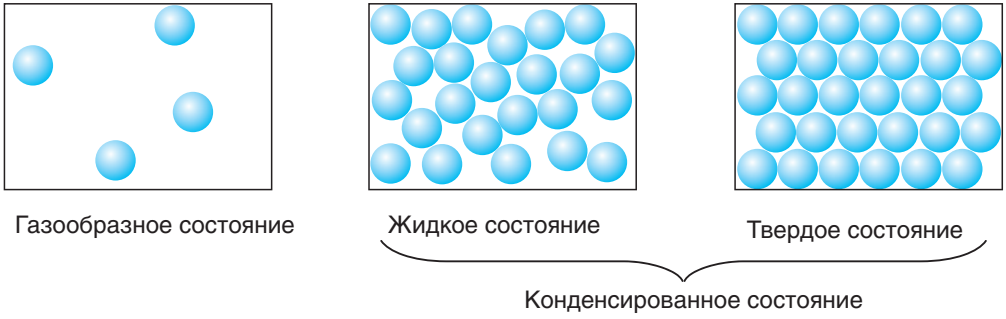


Рис. 10. Схема газообразного и конденсированного состояния веществ

Правообладатель Народная асвета

газа и обозначается символом V_m. Если химическую формулу газа обозначить как X, то для любой его порции химическим количеством n(X), занимающей объем V(X), можем записать:

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

Физический смысл этой величины заключается в том, что при одинаковых условиях объем порции любого газа химическим количеством 1 моль численно равен V_m. Эта величина позволяет связать между собой параметры (объем, массу, химическое количество) газов, и мы будем в дальнейшем использовать ее при проведении химических расчетов.

Поскольку объем газа, в отличие от его химического количества, зависит от внешних условий (температуры и давления), величина V_m также зависит от этих внешних условий. Экспериментально установлено, что при *нормальных условиях* (кратко обозначается **н. у.**) — температуре 0 °C и давлении 101 325 Па (101,325 кПа) **молярный объем любого газа равен 22,4 дм^3/моль.** Таким образом, при н. у.:

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

Это значит, что при н. у. объем порции любого газа химическим количеством 1 моль равен 22,4 дм^3.

Молярная масса вещества — это величина, равная отношению массы любой порции этого вещества к его химическому количеству в ней.

Молярные массы простых веществ немолекулярного строения численно равны относительным атомным массам A_r соответствующих химических элементов. Молярные массы сложных веществ молекулярного и немолекулярного строения численно равны их относительным молекулярным или относительным формульным массам M_r.

Температура 0 °C и давление 101,325 кПа называются нормальными условиями и кратко обозначаются н. у.

Для любой порции любого газа при заданных условиях (температуре и давлении) отношение объема к химическому количеству газа есть величина постоянная. Она называется молярным объемом газа и обозначается V_m.

При н. у. величина V_m для любого газа равна 22,4 дм^3/моль.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Какой физический смысл имеет молярная масса вещества?
2. Масса порции некоторого вещества равна 144 г, а химическое количество вещества в ней составляет 0,75 моль. Рассчитайте молярную массу этого вещества.
3. Может ли у разных веществ быть одинаковая молярная масса? Приведите примеры таких веществ.
4. Что такое молярный объем газа? Зависит ли эта величина от внешних условий (температуры и давления)?
5. Чему равна величина молярного объема любого газа при нормальных условиях?
6. Какой объем при н. у. занимает кислород химическим количеством 10 моль?
7. Рассчитайте молярную массу:
   а) озона O_3; б) фосфорной кислоты H_3PO_4;
   в) азота N_2; г) оксида алюминия Al_2O_3.
8. Два вещества имеют разную молярную массу. Можно ли в этом случае утверждать, что это разные вещества? Кратко поясните свой ответ.

§ 6. Вычисление химического количества вещества по его массе и массы вещества по его химическому количеству

Когда мы говорим о *порции вещества*, важно знать не только, *какое* это вещество (это определяет его формула), но и *сколько* его в порции. Из предыдущих параграфов вы уже знаете, что для любого вещества ответить на вопрос *сколько* можно, если задать либо массу порции этого вещества $m(X)$, либо химическое количество вещества в этой порции $n(X)$. Поскольку в одних случаях важно знать химическое количество вещества в порции, а в других — их массу или число частиц, то необходимо знать взаимосвязь между этими величинами (рис. 11).

Для этого необходимо использовать молярную массу вещества $M(X)$.

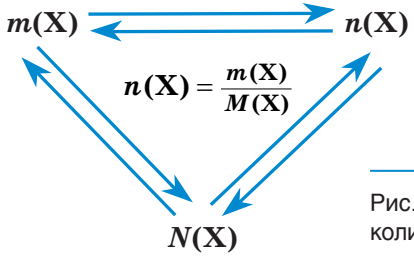


Рис. 11. Схема взаимосвязи между химическим количеством, массой вещества и числом его частиц

Правообладатель Народная асвета

В этом параграфе мы познакомимся с такими расчетами, которые применимы для любых веществ (жидких, твердых и газообразных).

Из предыдущего параграфа вы уже знаете, что каждое вещество имеет свое собственное значение величины молярной (формульной) массы. При этом ее величина, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной или относительной атомной массе этого вещества. На основании этого мы в дальнейшем и будем рассчитывать молярную массу веществ при проведении расчетов.

При вычислениях также следует помнить о единицах каждой из величин и, при необходимости, преобразовывать их в дольные или кратные единицы.

Пример 1. *Обычный столовый стакан вмещает 250 г воды. Рассчитайте химическое количество воды, которая содержится в полностью заполненном водой стакане.*

Дано:	Решение
$m(H_2O) = 250$ г	1. Для расчета химического количества воды воспользуемся формулой $n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}$.
$n(H_2O)$ — ?	

2. Рассчитаем относительную молекулярную массу H_2O:

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Следовательно, молярная масса $M(H_2O) = 18$ г/моль.

3. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{250\ \text{г}}{18\ \text{г/моль}} = 13{,}9\ \text{моль}.$$

Ответ: $n(H_2O) = 13{,}9$ моль.

Расчет химического количества вещества по его массе может понадобиться и в более сложных химических задачах. В этом случае, исходя из данных задачи, сначала следует рассчитать массу вещества, а затем — его химическое количество.

Пример 2. *Для консервирования овощей в домашнем хозяйстве используется смесь, состоящая из поваренной соли NaCl и воды, в которой массовая доля NaCl равна 12,5 %. Рассчитайте химическое количество поваренной соли, содержащейся в смеси для консервирования массой 2,56 кг.*

Правообладатель Народная асвета

Дано:
$m(NaCl + H_2O) = 2{,}56$ кг
$w(NaCl) = 12{,}5$ %

$n(NaCl)$ — ?

Решение

1. Из курса химии 7-го класса известно, что массовая доля вещества в смеси равна отношению массы этого вещества к массе смеси:

$$w(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(NaCl + H_2O)}.$$

2. Выразим из этой формулы массу NaCl, подставим известные величины из условия задачи и проведем вычисления:

$$m(NaCl) = w(NaCl) \cdot m(NaCl + H_2O) = 0{,}125 \cdot 2{,}56 \text{ кг} = 0{,}320 \text{ кг} = 320 \text{ г}.$$

3. Для расчета химического количества NaCl воспользуемся формулой

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

4. Рассчитаем относительную молекулярную массу NaCl:

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

Следовательно, молярная масса $M(NaCl) = 58{,}5$ г/моль.

5. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисления:

$$n(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{M(NaCl)} = \frac{320 \text{ г}}{58{,}5 \text{ г/моль}} = 5{,}47 \text{ моль}.$$

Ответ: $n(NaCl) = 5{,}47$ моль.

Пример 3. *Для проведения одного из химических анализов используется раствор, в котором содержится 0,250 моль серной кислоты H_2SO_4. Рассчитайте массу серной кислоты, которая содержится в этом растворе.*

Дано:
$n(H_2SO_4) = 0{,}250$ моль

$m(H_2SO_4)$ — ?

Решение

1. Для расчета массы серной кислоты воспользуемся формулой:

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4).$$

2. Рассчитаем относительную молекулярную массу H_2SO_4:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Следовательно, молярная масса $M(H_2SO_4) = 98$ г/моль.

Правообладатель Народная асвета

3. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) = 0{,}250 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 24{,}5 \text{ г}.$$

Ответ: $m(H_2SO_4) = 24{,}5$ г.

? Вопросы и задания

1. Рассчитайте химическое количество:

а) H_2O в навеске массой 14,8 кг;
б) Na_2O в навеске массой 280 г;
в) FeO в навеске массой 850 мг;
г) $Ca(OH)_2$ в навеске массой 48,8 т.

2. Чему равна масса порции, содержащей:

а) 4,50 моль H_3PO_4;
б) 0,0240 моль $FeCl_3$;
в) 1,84 моль NaOH;
г) 880 моль $CaCO_3$?

Готовимся к олимпиадам. В 1,0 дм^3 крови человека содержится примерно 9,0 г хлорида натрия NaCl. Приняв, что в среднем у человека 5,0 дм^3 крови, рассчитайте химическое количество хлорида натрия, содержащегося в крови человека.

§ 7. Вычисление химического количества газа по его объему и объема газа по его химическому количеству

К характеристикам порции вещества, кроме массы, химического количества и числа частиц, относится и ее объем. Для находящихся в конденсированном (твердом или жидком) состоянии веществ объем порции, в отличие от газов, практически не зависит от внешних условий (давления и температуры).

Совершенно иная ситуация у веществ, находящихся в газообразном состоянии. Как вы уже знаете (см. § 5), при заданных внешних условиях (давление, температура) объем порции газа не зависит от того, какой это газ (т. е. какой размер имеют его частицы и из каких атомов они состоят), а определяется только числом частиц. Число частиц характеризуют с помощью химического количества вещества. Это позволяет рассчитывать объем газа по его химическому количеству и химическое количество по его объему.

Правообладатель Народная асвета

Пример 1. *Рассчитайте химическое количество метана CH_4 в его порции объемом (н. у.) 100 м³.*

Дано:
$V(CH_4) = 100$ м³ $= 100 \cdot 10^3$ дм³

$n(CH_4)$ — ?

Решение

1. Для расчета химического количества CH_4 воспользуемся формулой

$$n(CH_4) = \frac{V(CH_4)}{V_m},$$

где $V_m = 22{,}4$ дм³/моль — молярный объем газа при н. у.

2. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисления:

$$n(CH_4) = \frac{V(CH_4)}{V_m} = \frac{100 \cdot 10^3 \text{ дм}^3}{22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 4{,}46 \cdot 10^3 \text{ моль}.$$

Ответ: $n(CH_4) = 4{,}46 \cdot 10^3$ моль.

Расчет химического количества газа по его объему может понадобиться при вычислении массы порции газа. Это легко сделать, поскольку мы уже знаем (см. § 6), как с помощью химического количества вещества (независимо от его агрегатного состояния) рассчитать массу порции. При расчетах, связанных с воздухом, следует помнить, что средняя молярная масса воздуха при н. у. равна 29 г/моль, а 21 % его объема составляет кислород, 78 % — азот и 1 % — остальные газы.

Пример 2. *Стандартный стальной баллон с кислородом (голубого цвета) при полной заправке содержит кислород объемом (н. у.) 6,0 м³. Рассчитайте массу кислорода, который содержится в полностью заправленном стандартном кислородном баллоне.*

Дано:
$V(O_2) = 6{,}0$ м³ $= 6{,}0 \cdot 10^3$ дм³

$m(O_2)$ — ?

Решение

1. Для расчета массы кислорода нам понадобится сначала вычислить его химическое количество. Для этого воспользуемся формулой

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m},$$

где $V_m = 22{,}4$ дм³/моль — молярный объем газа при н. у.

Правообладатель Народная асвета

2. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{6{,}0 \cdot 10^3\ дм^3}{22{,}4\ дм^3/моль} = 268\ моль.$$

3. Массу кислорода рассчитаем по формуле

$$m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2).$$

4. Для определения молярной массы O_2 следует рассчитать его относительную молекулярную массу:

$$M_r(O_2) = 2 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 16 = 32.$$

Следовательно, молярная масса кислорода $M(O_2) = 32$ г/моль.

5. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$m(O_2) = n(O_2) \cdot M(O_2) = 268\ моль \cdot 32\ г/моль = 8{,}58 \cdot 10^3\ г = 8{,}58\ кг.$$

Ответ: $m(O_2) = 8{,}58$ кг.

Пример 3. *Какой объем (н. у.) занимает аммиак NH_3 химическим количеством 0,350 моль?*

Дано:	Решение
$n(NH_3) = 0{,}350$ моль	1. Для расчета объема аммиака воспользуемся формулой $V(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_m$,
$V(NH_3)$ — ?	

где $V_m = 22{,}4\ дм^3/моль$ — молярный объем газа при н. у.

2. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$V(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_m = 0{,}350\ моль \cdot 22{,}4\ дм^3/моль = 7{,}84\ дм^3.$$

Ответ: $V(NH_3) = 7{,}84\ дм^3$

Расчет объема газа по химическому количеству очень удобно использовать при расчетах объема смеси газов. Поскольку объем газа, а также смеси газов не зависит от вида содержащихся в них частиц, а определяется только их числом, то объем смеси газов можно легко рассчитать по химическому количеству всех компонентов в ней. Как это сделать, мы рассмотрим в следующем примере.

Правообладатель Народная асвета

Пример 4. *Газовая смесь состоит из водорода H_2 химическим количеством 3,80 моль и азота N_2 химическим количеством 0,70 моль. Рассчитайте объем этой газовой смеси при н. у.*

Дано:	Решение
$n(H_2) = 3{,}80$ моль $n(N_2) = 0{,}70$ моль	1. Для расчета объема газовой смеси воспользуемся формулой
$V(H_2 + N_2)$ — ?	$V(H_2 + N_2) = n(H_2 + N_2) \cdot V_m$,

где $V_m = 22{,}4$ дм^3/моль — молярный объем газа при н. у.

2. Химическое количество газов в смеси равно сумме химических количеств компонентов:

$$n(H_2 + N_2) = n(H_2) + n(N_2) = 3{,}80 \text{ моль} + 0{,}70 \text{ моль} = 4{,}50 \text{ моль}.$$

3. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисления:

$$V(H_2 + N_2) = n(H_2 + N_2) \cdot V_m = 4{,}50 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 101 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(H_2 + N_2) = 101$ дм^3.

? Вопросы и задания

1. Рассчитайте объем, который занимают при н. у. следующие порции газов:
   а) 560 моль CO_2; б) 0,080 моль O_3;
   в) 2,40 моль NH_3; г) 12,8 моль N_2.
2. Чему равно химическое количество:
   а) аммиака NH_3 в его порции объемом (н. у.) 100 дм^3;
   б) сернистого газа SO_2 в его порции объемом (н. у.) 200 см^3?
3. Газовая смесь состоит из кислорода объемом (н. у.) 12,4 дм^3 и озона объемом 16,8 дм^3. Какое число атомов кислорода содержится в этой смеси?
4. Газовая смесь состоит из азота массой 120 г и кислорода массой 140 г. Рассчитайте объем этой газовой смеси при н. у.

Готовимся к олимпиадам. Длина, ширина и высота комнаты соответственно равны 3,20 м, 4,40 м и 2,80 м. Комната заполнена воздухом при н. у. Рассчитайте массу воздуха в этой комнате.

Практическая работа 1

Химическое количество вещества

Цель работы: закрепить знания по теме «Химическое количество вещества». Уметь производить расчеты с использованием понятия «моль». Развивать умение работать с химическими веществами и лабораторным оборудованием.

Правообладатель Народная асвета

Задание 1. Определение химического количества и объема жидкого вещества (воды)

а) *Определение химического количества жидкого вещества (воды)*

Отмерьте при помощи мерного цилиндра воду объемом 10 см^3, 36 см^3, 45 см^3 (по указанию учителя). Из химического стакана или колбы наливайте воду в цилиндр и следите за наполнением до нужного объема (определяйте по нижнему мениску). Рассчитайте химическое количество воды (в молях) в этой порции.

б) *Расчет объема воды определенного химического количества*

Рассчитайте массу воды химическим количеством 1; 1,5; 2,5 моль (по указанию учителя). Какой объем занимает ваша порция воды? Учтите, что плотность воды равна 1 г/см^3.

Отмерьте мерным цилиндром данный объем воды.

Задание 2. Определение химического количества и массы газообразного вещества

а) *Определение химического количества газообразного вещества*

Измерьте линейкой длину (мм) ребра указанного куба (*1*, *2* или *3*) и примите условно, что эта величина выражена в *дециметрах (дм)*.

Определите объем куба по известной вам формуле $V = a^3$.

Предположите, что куб заполнен азотом N_2 при н. у. Рассчитайте химическое количество азота N_2 в кубе (рис. 12).

б) Расчет массы определенного химического количества газообразного вещества

Рассчитайте массу (г) азота в кубе.

Дополнительное задание. Сделайте подобные вычисления для углекислого газа CO_2 и сероводорода H_2S.

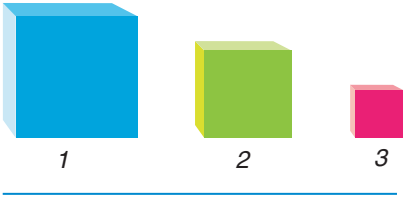


Рис. 12. Определение химического количества и массы вещества

Задание 3. Расчет массы и взвешивание твердого вещества

а) *Расчет массы определенного химического количества твердого вещества*

Рассчитайте массу соды Na_2CO_3 (или другого вещества по указанию учителя) химическим количеством 0,02; 0,03; 0,05 моль.

б) *Взвешивание твердого вещества*

Приведите весы с пустой емкостью (бумажный стаканчик, кулек и др.) на левой чаше в равновесие. На правую чашу весов поставьте разновесы, соответствующие рассчитанной массе вещества. Небольшими порциями насыпьте в емкость вещество до уравновешивания чаш весов.

Составьте отчет о проделанной работе.

Правообладатель Народная асвета

Домашний эксперимент

1. Рассчитайте объем ($м^3$) вашей комнаты, перемножив ее ширину, длину и высоту. Вычислите объем, химическое количество и число молекул кислорода в комнате, если известно, что содержание кислорода в воздухе составляет 21 % от общего объема воздуха.

2. Растворите чайную ложку сахара в стакане воды. Примите, что масса сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$) равна 3,42 г, а масса воды — 180 г. Рассчитайте общее число всех молекул в приготовленном растворе.

§ 8. Химические реакции

Мы живем в мире химических превращений веществ, протекающих не только в химических лабораториях или на промышленных предприятиях. Они происходят везде — в недрах Земли, на ее поверхности, в океане, в атмосфере. В химии процессы превращения одних веществ в другие называются **химическими реакциями.** В процессе химических реакций одни вещества разрушаются, другие — образуются, но атомы, из которых они построены, одни и те же. Другими словами, при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь, их число остается неизменным. Они лишь соединяются между собой в других комбинациях, образуя новые вещества.

Уравнение химической реакции

Отличить химическую реакцию от других процессов можно по некоторым характерным признакам: *изменению цвета*, *выделению газа*, *образованию или исчезновению осадка*, *излучению света*, *выделению теплоты* и *появлению запаха* (рис. 13).

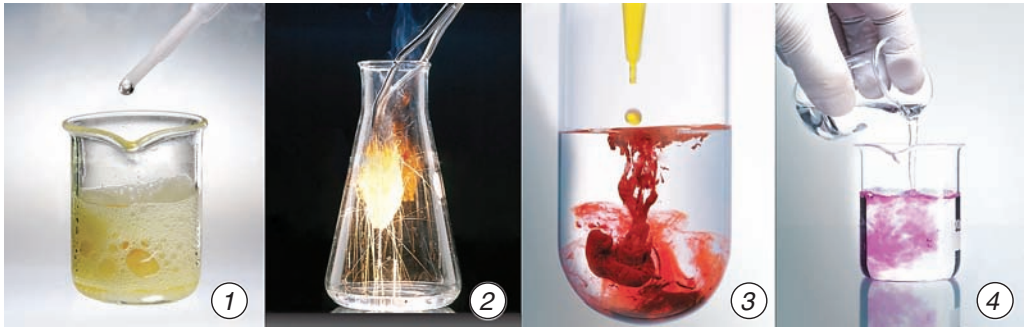


Рис. 13. Признаки химических реакций: *1* — выделение газа; *2* — излучение света и выделение теплоты; *3* — образование осадка; *4* — изменение цвета

Правообладатель Народная асвета

Суть любой химической реакции отображается условной записью, которая называется *уравнением химической реакции* или просто *химическим уравнением*. Условной она называется потому, что химики договорились (условились) при записи уравнений использовать определенные символы — формулы веществ, знаки «+» и «=», стрелки, направленные вверх «↑» (для обозначения выделяющихся газов) и вниз «↓» (для обозначения образования нерастворимых веществ — осадков), и некоторые другие символы. Например:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow;$$
$$AgNO_3 + NaCl = NaNO_3 + AgCl\downarrow.$$

Уравнение химической реакции подобно математическому уравнению и состоит из двух частей (левой и правой), соединенных знаком равенства. В левой части уравнения записываются формулы веществ, вступающих в реакцию (реагентов), а в правой — формулы образующихся веществ (продуктов), соединенные знаком «+». Например, уравнение реакции горения метана в кислороде имеет вид:

$$CH_4 + 2O_2 \overset{t}{=} CO_2 + 2H_2O.$$

При написании уравнений реакции простых веществ фосфора P_4 и серы S_8 их принято записывать в виде одноатомных молекул **P** и **S**.

Числа, стоящие в уравнении перед формулами веществ, называют **коэффициентами.** Если в уравнении реакции перед формулой вещества нет коэффициента, то считается, что он равен 1. Коэффициент перед формулой каждого вещества показывает соотношение атомов, молекул или формульных единиц этого вещества, принимающих участие в реакции.

Для составления уравнений химических реакций необходимо соблюдать следующий порядок действий.

1. Составить схему реакции, т. е. записать слева формулы исходных веществ, справа — продуктов реакции, поставить между обеими частями схемы стрелку «→».

2. Перед формулами веществ расставить коэффициенты, т. е. уравнять числа атомов каждого химического элемента в обеих частях схемы.

3. Заменить в схеме реакции стрелку на знак равно «=».

Типы химических реакций

При изучении химии в 7-м классе вы познакомились с четырьмя типами химических реакций: *разложения, соединения, замещения* и *обмена*.

Правообладатель Народная асвета

Реакции, в которых из одного исходного вещества (обязательно сложного) образуются несколько новых (простых или сложных) веществ, относят к реакциям **разложения**, например:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow;$$

$$2KMnO_4 \overset{t}{=} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow;$$

$$CH_4 \overset{t}{=} C + 2H_2\uparrow \text{ (рис. 14).}$$

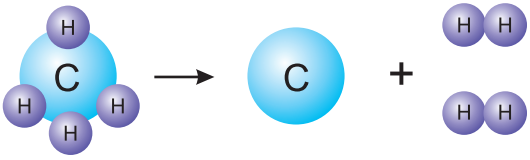


Рис. 14. Схема реакции разложения

К реакциям **соединения** относят реакции, в которых из нескольких веществ (простых или сложных) образуется только одно (обязательно сложное) вещество, например:

$$2Ca + O_2 = 2CaO;$$

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3;$$

$$3H_2 + N_2 = 2NH_3 \text{ (рис. 15).}$$

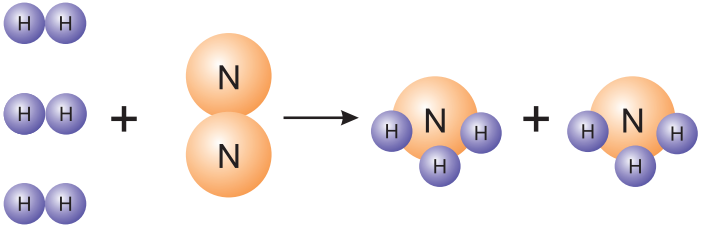


Рис. 15. Схема реакции соединения

Реакции, в ходе которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе, относят к реакциям **замещения**. В реакции замещения реагентами являются простое и сложное вещества, а продуктами — новое простое и новое сложное вещества, например:

$$CuO + H_2 \overset{t}{=} Cu + H_2O\uparrow;$$

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow;$$

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow \text{ (рис. 16).}$$

Правообладатель Народная асвета

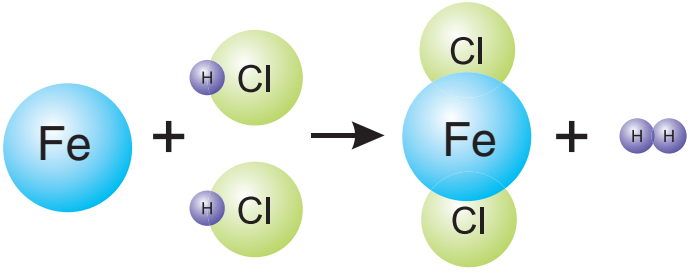


Рис. 16. Схема реакции замещения

Если в ходе химической реакции сложные вещества обмениваются своими составными частями, то такие реакции относят к реакциям **обмена**, например:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O;$$

$$CuSO_4 + BaCl_2 = CuCl_2 + BaSO_4\downarrow;$$

$$KOH + HCl = KCl + H_2O \text{ (рис. 17).}$$

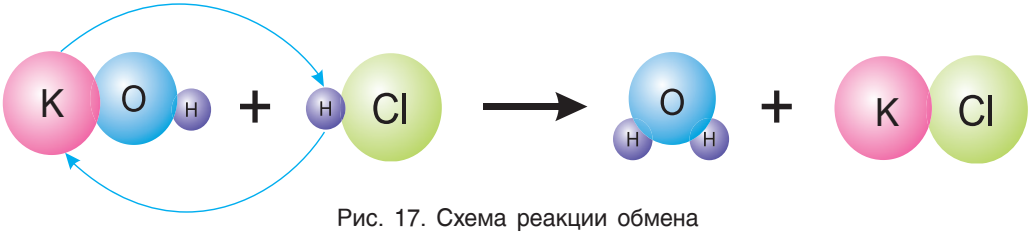


Рис. 17. Схема реакции обмена

При дальнейшем изучении химии вы познакомитесь и с другими типами химических реакций.

Химическая реакция — это явление, при котором происходят превращения одних веществ в другие.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции.

В зависимости от числа и состава участвующих веществ реакции можно отнести к одному из четырех типов: соединения, разложения, замещения и обмена.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Укажите, в каких случаях протекает химическая реакция, и поясните почему:

а) образование опилок при распиле древесины;
б) горение бенгальского огня;
в) почернение серебряной цепочки со временем;
г) сильное нагревание сверла при сверлении кирпичной стены;
д) поджаривание мяса на сковородке.

2. Приведите три примера процессов из повседневной жизни, в ходе которых протекают химические реакции.

3. Как называются и что показывают числа, которые стоят перед формулами веществ в уравнениях химических реакций?

4. Чем схема химической реакции отличается от уравнения химической реакции? Запишите по одному примеру схемы и уравнения химической реакции.

5. Расставьте коэффициенты в следующих схемах химических реакций:

а) $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$; б) $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$;
в) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$; г) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$;
д) $HgO \rightarrow Hg + O_2$; е) $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$.

6. Замените знаки вопросов на формулы необходимых веществ и расставьте коэффициенты в полученных схемах химических реакций. Для каждой реакции укажите ее тип:

а) $? + O_2 \rightarrow H_2O$; б) $Zn + ? \rightarrow ZnSO_4 + H_2$;
в) $Cu + O_2 \rightarrow ?$; г) $? + H_2O \rightarrow NaOH$.

7. Запишите по два примера уравнений реакций:

а) соединения; б) разложения;
в) замещения; г) обмена.

§ 9. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций

Из предыдущих параграфов вы узнали, как связаны между собой такие характеристики порции любого вещества, как его масса, химическое количество, объем (для газов) и число частиц. Теперь вы можете, зная одну из этих величин, рассчитать все остальные.

Взаимосвязь между всеми указанными характеристиками веществ можно выразить единой схемой, которую вы видите на странице 39.

Правообладатель Народная асвета

Для веществ в любом агрегатном состоянии

M (г/моль) — 1 моль — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ $\left(\frac{\text{частиц}}{\text{моль}}\right)$ — 22,4 (дм^3/моль)

m (г) — n (моль) — N (частиц) — V (дм^3)

Для газообразных веществ при н. у.

Химия, как наука, изучает не только вещества, но и их превращения. В этом параграфе вы узнаете, какие расчеты можно проводить по уравнениям химических реакций. Как можно рассчитать массу, химическое количество или объем (для газов) веществ, которые образовались (т. е. продуктов) в результате реакции? Какую массу, химическое количество или объем (для газов) исходных веществ (т. е. реагентов) следует взять, чтобы получить заданное количество продуктов реакции?

Коэффициенты в уравнении химической реакции показывают соотношение между числом частиц (атомов, молекул или формульных единиц), участвующих в реакции. Кроме того, они также показывают ***соотношение между химическими количествами*** всех участвующих в реакции веществ. Именно это мы с вами и будем использовать при решении всех химических задач, в которых необходимо провести расчеты по уравнению реакции.

Для примера рассмотрим уравнение химической реакции:

$$\mathbf{Fe_3O_4 + 4H_2 = 3Fe + 4H_2O.}$$

Если, например, в нашем распоряжении имеется 1 моль $\mathbf{Fe_3O_4}$, то какое химическое количество $\mathbf{H_2}$ нам понадобится для реакции? Из уравнения следует, что нам необходимо 4 моль $\mathbf{H_2}$. При этом в результате протекания реакции образуются 3 моль **Fe** и 4 моль $\mathbf{H_2O}$. А что произойдет, если для реакции мы возьмем не 1 моль, а 6 моль $\mathbf{Fe_3O_4}$? Поскольку химическое количество $\mathbf{Fe_3O_4}$ мы увеличили в 6 раз (с 1 моль до 6 моль), то и все остальные химические количества также увеличатся в 6 раз. В этом случае для реакции необходимо 4 моль · 6 = 24 моль $\mathbf{H_2}$, а в результате реакции образуются 3 моль · 6 = 18 моль **Fe** и 4 моль · 6 = 24 моль $\mathbf{H_2O}$.

А как изменятся количества всех веществ, если химическое количество $\mathbf{Fe_3O_4}$ не увеличить, а уменьшить, например, в 4 раза: $\boldsymbol{n}(\mathbf{Fe_3O_4}) = \frac{1\text{ моль}}{4} = 0{,}25$ моль? Наверное, вы догадались, что все величины соответственно уменьшатся в 4 раза и станут равными $\boldsymbol{n}(\mathbf{H_2}) = 1$ моль, $\boldsymbol{n}(\mathbf{Fe}) = 0{,}75$ моль и $\boldsymbol{n}(\mathbf{H_2O}) = 1$ моль.

Правообладатель Народная асвета

Сравнивая коэффициенты, стоящие перед разными веществами в приведенном уравнении, мы можем сделать следующие выводы.

1. Поскольку коэффициент перед H_2 в 4 раза больше коэффициента перед Fe_3O_4 (он равен 1), то химическое количество H_2, необходимого для реакции с Fe_3O_4, всегда будет в 4 раза больше взятого химического количества Fe_3O_4. Математически это можно записать в виде уравнения $n(H_2) = 4 \cdot n(Fe_3O_4)$. И наоборот, химическое количество Fe_3O_4 будет всегда в 4 раза меньше взятого химического количества водорода, или в математической форме $n(Fe_3O_4) = \frac{n(H_2)}{4}$.
2. Химическое количество образующегося Fe всегда будет в 3 раза больше химического количества взятого для реакции Fe_3O_4, или в математической форме $n(Fe) = 3 \cdot n(Fe_3O_4)$. И наоборот, $n(Fe_3O_4) = \frac{1}{3} n(Fe)$.
3. Химическое количество образующейся H_2O всегда будет равно химическому количеству использованного в реакции H_2, или $n(H_2O) = n(H_2)$. Соответственно, в данном случае справедливо и обратное утверждение $n(H_2) = n(H_2O)$.

Кроме приведенных, можно вывести и другие соотношения между химическими количествами веществ, участвующих в рассматриваемой реакции. Такие соотношения показаны ниже. Попробуйте самостоятельно разобраться, как они получены:

$$n(H_2) = \frac{4}{3} n(Fe); \qquad n(Fe) = \frac{3}{4} n(H_2);$$

$$n(Fe_3O_4) = \frac{1}{4} n(H_2O); \qquad n(H_2O) = 4 \cdot n(Fe_3O_4);$$

$$n(Fe) = \frac{3}{4} n(H_2O); \qquad n(H_2O) = \frac{4}{3} n(Fe).$$

В зависимости от того, о каких веществах идет речь в задаче, при решении может понадобиться одно или несколько таких соотношений. С их помощью мы легко сможем рассчитать химическое количество любого вещества, а на основании его — все остальные величины (массу, число частиц и объем (для газов)).

Совершенно ясно, что перед решением химической задачи, в которой необходимо проводить расчеты по уравнению химической реакции, обязательно следует расставить коэффициенты. Если они не расставлены или расставлены неверно, то приведенные выше соотношения между количествами веществ будут неверными. Это не позволит получить верный результат при решении задачи.

Правообладатель Народная асвета

Итак, для решения химической задачи следует:

1. **Понять из условия задачи, какая реакция протекает, какие вещества в этой реакции являются исходными (реагенты), а какие — образуются (продукты).**
2. **Составить схему протекающей химической реакции.**
3. **Расставить коэффициенты в схеме, превратив ее в уравнение химической реакции.**
4. **Из уравнения реакции установить зависимость между химическими количествами веществ, о которых идет речь в задаче.**
5. **Провести необходимые математические расчеты.**

Рассмотрим на примерах некоторые виды расчетов, которые можно проводить по уравнениям химических реакций.

Пример 1. *Рассчитайте массу железной окалины Fe_3O_4, которая образуется при полном сгорании железа массой 6,80 г в кислороде.*

Дано:	Решение
$m(Fe) = 6{,}80$ г	1. Запишем уравнение протекающей реакции:
$m(Fe_3O_4)$ — ?	$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$.

2. Определим молярные массы Fe и Fe_3O_4:

$$A_r(Fe) = 56, \text{ следовательно, } M(Fe) = 56 \text{ г/моль};$$

$$M_r(Fe_3O_4) = 3 \cdot A_r(Fe) + 4 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 56 + 4 \cdot 16 = 232, \text{ следовательно,}$$

$$M(Fe_3O_4) = 232 \text{ г/моль}.$$

3. Найдем химическое количество железа:

$$n(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)} = \frac{6{,}80 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0{,}121 \text{ моль}.$$

4. По химическому количеству железа определим химическое количество оксида железа Fe_3O_4. Из уравнения реакции следует, что

$$n(Fe_3O_4) = \frac{n(Fe)}{3}.$$

Поэтому

$$n(Fe_3O_4) = \frac{0{,}121 \text{ моль}}{3} = 0{,}0403 \text{ моль}.$$

Правообладатель Народная асвета

5. Рассчитаем массу образовавшегося Fe_3O_4:

$$m(Fe_3O_4) = n(Fe_3O_4) \cdot M(Fe_3O_4) = 0{,}0403 \text{ моль} \cdot 232 \text{ г/моль} = 9{,}35 \text{ г}.$$

Ответ: $m(Fe_3O_4) = 9{,}35$ г.

В случае газообразных веществ коэффициенты в уравнении реакции показывают не только соотношение химических количеств веществ, но и соотношение объемов. В этом случае не надо рассчитывать химические количества веществ, а можно сразу использовать соотношение их объемов.

Пример 2. *При сгорании аммиака NH_3 в кислороде O_2 образуются газообразные азот N_2 и вода H_2O. Рассчитайте объем (н. у.) азота, который образуется при полном сгорании аммиака объемом (н. у.) 120 дм^3. Кислород какого объема (н. у.) потребуется для полного сжигания указанной порции аммиака?*

Дано:
$V(NH_3) = 120$ дм^3

$V(N_2)$ — ?
$V(O_2)$ — ?

Решение

1. Запишем уравнение протекающей реакции:

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O.$$

2. Рассчитаем объем образовавшегося азота. Из уравнения реакции следует:

$$V(N_2) = \frac{2 \cdot V(NH_3)}{4} = \frac{V(NH_3)}{2}.$$

Поэтому

$$V(N_2) = \frac{V(NH_3)}{2} = \frac{120 \text{ дм}^3}{2} = 60 \text{ дм}^3.$$

3. Найдем объем кислорода (н. у.). Из уравнения реакции следует:

$$V(O_2) = \frac{3 \cdot V(NH_3)}{4}.$$

Поэтому

$$V(O_2) = \frac{3 \cdot 120 \text{ дм}^3}{4} = 90 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(N_2) = 60$ дм^3,
$V(O_2) = 90$ дм^3.

Пример 3. *При пропускании газообразного хлора Cl_2 над нагретым до высокой температуры железом образуется $FeCl_3$. Рассчитайте массу железа и объем (н. у.) хлора, который необходим для получения $FeCl_3$ массой 100 г?*

Правообладатель Народная асвета

Дано:
$m(FeCl_3) = 100$ г

$m(Fe)$ — ?
$V(Cl_2)$ — ?

Решение

1. Запишем уравнение протекающей реакции:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3.$$

2. Определим молярные массы Fe и $FeCl_3$:

$$A_r(Fe) = 56, \text{ следовательно, } M(Fe) = 56 \text{ г/моль};$$

$$M_r(FeCl_3) = A_r(Fe) + 3 \cdot A_r(Cl) = 56 + 3 \cdot 35{,}5 = 162{,}5,$$

следовательно, $M(FeCl_3) = 162{,}5$ г/моль.

3. Найдем химическое количество образовавшегося $FeCl_3$:

$$n(FeCl_3) = \frac{m(FeCl_3)}{M(FeCl_3)} = \frac{100 \text{ г}}{162{,}5 \text{ г/моль}} = 0{,}615 \text{ моль}.$$

4. Рассчитаем массу исходного железа. Из уравнения реакции следует, что $n(Fe) = n(FeCl_3) = 0{,}615$ моль. Поэтому

$$m(Fe) = n(Fe) \cdot M(Fe) = 0{,}615 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 34{,}4 \text{ г}.$$

5. Рассчитаем объем (н. у.) исходного хлора. Из уравнения реакции следует, что

$$n(Cl_2) = \frac{3 \cdot n(FeCl_3)}{2} = \frac{3 \cdot 0{,}615 \text{ моль}}{2} = 0{,}923 \text{ моль}.$$

Поэтому

$$V(Cl_2) = n(Cl_2) \cdot V_m = 0{,}923 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 20{,}7 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $m(Fe) = 34{,}4$ г,
$V(Cl_2) = 20{,}7$ дм^3.

Проводить вычисления по уравнению химической реакции можно разными способами. В этом параграфе вы познакомились с одним из способов проведения таких расчетов, но существуют и другие. При дальнейшем изучении химии вы узнаете о них. Обратите внимание на главное — все расчеты основаны на использовании коэффициентов перед формулами веществ в уравнении реакции.

? Вопросы и задания

1. При сгорании водорода в кислороде образуется вода. Какое химическое количество:

а) кислорода необходимо для сжигания водорода химическим количеством 8 моль;

Правообладатель Народная асвета

б) водорода вступило в реакцию, если образовалась вода химическим количеством 12 моль;
в) воды образуется, если в реакцию вступит кислород химическим количеством 9 моль;
г) водорода вступило в реакцию, если израсходовался кислород химическим количеством 6 моль?

2. Алюминий сгорает в кислороде с образованием оксида алюминия. Запишите шесть математических уравнений, которые выражают связь между химическими количествами веществ в этой реакции.

3. При пропускании газообразного хлора Cl_2 над мелкораздробленным железом при нагревании образуется $FeCl_3$. Хлор какого объема (н. у.) потребуется для полного превращения в $FeCl_3$ железа массой 100 г?

4. Для получения газообразного хлороводорода HCl в промышленности водород сжигают в хлоре. Какой объем (н. у.) водорода необходим для получения хлороводорода объемом (н. у.) 100 $м^3$ таким способом?

5. Небольшие количества водорода в лаборатории можно получить действием серной кислоты на цинк. При этом, кроме водорода, образуется сульфат цинка $ZnSO_4$. Рассчитайте массу цинка, необходимого для получения водорода объемом (н. у.) 10,0 $дм^3$ по этой реакции.

6. Аммиак NH_3 в промышленных условиях получают из азота и водорода. Рассчитайте объемы (н. у.) азота и водорода, необходимые для получения аммиака массой 500 г.

7. При полном сгорании углерода и серы в кислороде образуются оксид серы(IV) и оксид углерода(IV). Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сжигания смеси массой 100 г, состоящей из серы и углерода, в которой массовая доля серы равна 40 %.

8*. Карбонат кальция полностью прореагировал с азотной кислотой, в результате чего образовалась новая соль массой 57,4 г. Рассчитайте: а) массу исходного карбоната кальция; б) объем (н. у.) выделившегося углекислого газа; в) химическое количество прореагировавшей кислоты.

Готовимся к олимпиадам. Для обеззараживания складских помещений иногда применяют обработку сернистым газом SO_2. Для этого серу сжигают внутри помещения и оставляют его закрытым на некоторое время, а затем проветривают. Длина, ширина и высота помещения соответственно равны 24,5 м, 12,4 м и 4,80 м. Помещение заполнено воздухом, в котором содержание кислорода по объему составляет 21 %. Рассчитайте максимальную массу серы, которая может сгореть в данном помещении. Сернистый газ какого объема (н. у.) образуется при этом?

Правообладатель Народная асвета

Глава 1

Важнейшие классы неорганических соединений

В первой главе вы продолжите знакомство с основными классами неорганических соединений — оксидами, кислотами, основаниями и солями. Вы узнаете о составе, строении, физических и химических свойствах этих веществ, об их практическом применении

Правообладатель Народная асвета

§ 10. Оксиды. Состав и классификация оксидов

Вещества этого класса широко распространены на нашей планете. Моря и океаны, окутывающие Землю, состоят из живительной воды — оксида водорода $\mathbf{H_2O}$, а безжизненные пустыни покрыты слоем песка, содержащего оксид кремния $\mathbf{SiO_2}$. Оксиды входят в состав многих горных пород, минералов и находят широкое практическое применение.

Состав оксидов

Из курса химии 7-го класса вам уже известно, что **оксиды — это сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых — кислород**. Общая химическая формула оксидов — $\mathbf{Э_xO_y}$, где **Э** — символ химического элемента, **O** — символ кислорода.

В химических формулах оксидов на первом месте принято записывать символ элемента, образующего оксид, а на втором — символ кислорода, например: $\mathbf{H_2O}$, $\mathbf{CuO}$, $\mathbf{Al_2O_3}$, $\mathbf{P_2O_5}$, $\mathbf{SO_3}$, $\mathbf{Cl_2O_7}$.

Название любого оксида состоит из двух слов, первое из которых — слово «оксид», а второе — название элемента в родительном падеже. Например, $\mathbf{Na_2O}$ — оксид натрия, $\mathbf{SiO_2}$ — оксид кремния. Если элемент **Э** проявляет переменную валентность, то ее значения указываются римскими цифрами в скобках после названия элемента, например:

$\overset{\mathbf{II}}{\mathbf{Fe}}\mathbf{O}$ — оксид железа(II); $\overset{\mathbf{III}}{\mathbf{Fe_2}}\mathbf{O_3}$ — оксид железа(III).

Количественный состав каждого оксида определяется значениями валентности содержащихся в нем элемента (**Э**) и кислорода.

Поскольку валентность атомов кислорода в оксидах всегда равна II, а валентность атомов других элементов (**Э**) принимает значения от I до VIII, состав оксидов выражается следующими формулами:

Валентность элемента Э	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Общие формулы оксидов	$\overset{\mathrm{I}}{Э_2}\overset{\mathrm{II}}{O}$	$\overset{\mathrm{II}}{Э}\overset{\mathrm{II}}{O}$	$\overset{\mathrm{III}}{Э_2}\overset{\mathrm{II}}{O_3}$	$\overset{\mathrm{IV}}{Э}\overset{\mathrm{II}}{O_2}$	$\overset{\mathrm{V}}{Э_2}\overset{\mathrm{II}}{O_5}$	$\overset{\mathrm{VI}}{Э}\overset{\mathrm{II}}{O_3}$	$\overset{\mathrm{VII}}{Э_2}\overset{\mathrm{II}}{O_7}$	$\overset{\mathrm{VIII}}{Э}\overset{\mathrm{II}}{O_4}$
Примеры оксидов	H_2O Li_2O Na_2O K_2O Ag_2O	MgO CaO BaO ZnO CuO FeO	Al_2O_3 Fe_2O_3 Cr_2O_3	CO_2 SiO_2	N_2O_5 P_2O_5	SO_3 TeO_3	Cl_2O_7 Mn_2O_7	OsO_4

Правообладатель Народная асвета

Среди оксидов есть вещества молекулярного и немолекулярного строения.

К *оксидам молекулярного строения* относятся оксиды большинства неметаллов (**H_2O, CO, N_2O_3, SO_3, Cl_2O_7** и др.), а также оксиды некоторых металлов (**Mn_2O_7, OsO_4**). При комнатной температуре — это жидкие, газообразные или легкоплавкие твердые вещества.

Рис. 18. Окраска различных оксидов

К *оксидам немолекулярного строения* относятся почти все оксиды металлов, например **K_2O, CuO, Fe_2O_3**, а также оксиды некоторых неметаллов, например **SiO_2**. Как правило, это твердые вещества с высокими температурами плавления (т. е. тугоплавкие). Многие из них окрашены в различные цвета (рис. 18).

Классификация оксидов

Поскольку оксидов известно много, возникает необходимость классификации этих веществ по их химическим свойствам, т. е. по способности превращаться в другие вещества.

Вы уже знаете, что оксиды могут реагировать с водой, превращаясь при этом в соединения двух типов — кислоты и основания. Так, например, оксид углерода(IV) **CO_2** соединяясь с водой, образует угольную кислоту **H_2CO_3**:

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3,$$

а оксид кальция **CaO**, реагируя с водой, превращается в основание **$Ca(OH)_2$**:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Иначе говоря, *оксиду углерода(IV)* ***соответствует кислота, а оксиду кальция*** *соответствует основание*.

Исходя из этого, оксиды можно разделить на две большие группы — *кислотные* и *осно́вные* оксиды.

Правообладатель Народная асвета

К кислотным относятся оксиды, которым соответствуют кислоты. Наряду с CO_2 кислотными являются также оксиды B_2O_3, SO_2, P_2O_5, SO_3 и некоторые другие. Всем им соответствуют кислоты:

Кислотный оксид	III II B_2O_3	IV II SO_2	V II P_2O_5	VI II SO_3	VII II Cl_2O_7
Кислота	H_3BO_3	H_2SO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

К осно́вным относятся оксиды, которым соответствуют основания. Кроме **CaO**, осно́вными являются также оксиды Na_2O, K_2O, **BaO**, **FeO**, **CuO** и ряд других. Хотя некоторые из них (например, **FeO** и **CuO**) не реагируют с водой, всем осно́вным оксидам соответствуют основания:

Осно́вный оксид	I Na_2O	I K_2O	II BaO	II FeO	II CuO
Основание	I I $NaOH$	I I KOH	II I $Ba(OH)_2$	II I $Fe(OH)_2$	II I $Cu(OH)_2$

Внимание! *В состав большинства осно́вных оксидов входят атомы металлов, валентность которых равна I и II.*

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых — кислород.

Оксиды подразделяются на две большие группы — кислотные и осно́вные оксиды.

К кислотным относятся оксиды, которым соответствуют кислоты.

К осно́вным относятся оксиды, которым соответствуют основания.

Среди оксидов есть вещества молекулярного и немолекулярного строения.

? Вопросы и задания

1. Какие вещества называются оксидами? Чему равна валентность атомов кислорода в оксидах?
2. Каковы общие формулы оксидов, в которых валентность элементов Э принимает значения от I до VIII? Приведите по одному примеру соответствующих оксидов.

Правообладатель Народная асвета

3. Составьте формулы оксидов, образованных атомами элементов: Zn(II); B(III); Sn(IV); As(V); Te(IV); Mn(VII). Назовите эти оксиды.
4. На основании чего оксиды подразделяются на кислотные и осно́вные?
5. Перечислите известные вам кислотные оксиды и напишите формулы соответствующих им кислот.
6. Перечислите известные вам осно́вные оксиды и напишите формулы соответствующих им оснований.
7. Оксид кальция и оксид кремния(IV) широко применяются в производстве строительных материалов. Рассчитайте массовые доли (%) кислорода в этих оксидах.
8. В двух одинаковых закрытых колбах объемом 2 $дм^3$ находятся газообразные оксиды: в первой — оксид углерода(IV), во второй — оксид серы(IV). Как, не открывая колбы, можно распознать указанные газы? Ответ подтвердите соответствующими расчетами.
9. Объем (н. у.) неизвестного газообразного оксида состава $ЭО_2$ равен 3,36 $дм^3$, а его масса составляет 6,60 г. Определите, об оксиде какого элемента идет речь.
10. Найдите общую массу смеси оксидов магния и алюминия, если их химические количества в этой смеси равны соответственно 0,25 моль и 0,6 моль.
11*. В смеси содержатся кислород массой 4,8 г и оксид серы(IV) массой 16 г. Рассчитайте объем (н. у.) данной смеси.

§ 11. Химические свойства оксидов

Для веществ каждого класса характерны специфические, т. е. присущие только им, химические свойства. Давайте познакомимся с химическими свойствами кислотных и осно́вных оксидов. Узнаем, с чем реагируют эти вещества и что при этом образуется.

Химические свойства кислотных оксидов

1. Взаимодействие с водой

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете, что продукты взаимодействия оксидов с водой называются «гидроксиды»:

ОКСИД + ВОДА → **ГИДРАТ ОКСИДА**, или **ГИДРОКСИД**

Поскольку оксиды, вступающие в эту реакцию, делятся на кислотные и осно́вные, то и образующиеся из них гидроксиды также делятся на кислотные и осно́вные.

Правообладатель Народная асвета

Кислотные оксиды (кроме SiO_2) реагируют с водой, образуя кислотные гидроксиды, которые являются кислородсодержащими кислотами:

КИСЛОТНЫЙ ОКСИД	+	ВОДА	→	КИСЛОРОД-СОДЕРЖАЩАЯ КИСЛОТА (КИСЛОТНЫЙ ГИДРОКСИД)

Например:

$$\underset{\text{оксид серы(VI)}}{SO_3} + \underset{\text{вода}}{H_2O} = \underset{\text{серная кислота (гидроксид серы(VI))}}{H_2SO_4};$$

$$\underset{\text{оксид фосфора(V)}}{P_2O_5} + \underset{\text{вода}}{3H_2O} = \underset{\text{фосфорная кислота (гидроксид фосфора(V))}}{2H_3PO_4}.$$

Таким образом, каждому кислотному оксиду соответствует кислородсодержащая кислота, относящаяся к кислотным гидроксидам. Несмотря на то что оксид кремния SiO_2, в отличие от других кислотных оксидов, с водой не реагирует, ему тоже соответствует кислота — H_2SiO_3, которую получают другими способами.

2. Взаимодействие со щелочами

Все кислотные оксиды реагируют со щелочами согласно общей схеме:

КИСЛОТНЫЙ ОКСИД	+	ЩЁЛОЧЬ	→	СОЛЬ	+	ВОДА

В образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходной щёлочи. *В состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду*. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид CO_2, которому соответствует кислота H_2CO_3, то в состав образующейся соли входит остаток этой кислоты, т. е. CO_3. Его валентность, как вы уже знаете, равна II:

$$\underset{\text{оксид углерода(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{гидроксид натрия}}{2\overset{I}{Na}OH} = \underset{\text{карбонат натрия}}{\overset{I}{Na}_2\overset{II}{C}O_3} + \underset{\text{вода}}{H_2O}.$$

Правообладатель Народная асвета

Если же в реакцию вступает кислотный оксид N_2O_5, которому соответствует кислота HNO_3, то в состав образующейся соли входит остаток этой кислоты, т. е. NO_3, с валентностью, равной I:

$$\underset{\text{оксид азота(V)}}{N_2O_5} + \overset{II}{Ca}(OH)_2 = \overset{II}{Ca}(\overset{I}{NO_3})_2 + \underset{\text{вода}}{H_2O}.$$

гидроксид кальция; нитрат кальция

Поскольку все кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием солей и воды, этим оксидам можно дать другое определение.

! **Кислотными называются оксиды, реагирующие со щелочами с образованием солей и воды.**

3. Реакции с осно́вными оксидами

Кислотные оксиды реагируют с осно́вными оксидами с образованием солей согласно общей схеме:

КИСЛОТНЫЙ ОКСИД	+	ОСНО́ВНЫЙ ОКСИД	→	СОЛЬ

В образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходном осно́вном оксиде. Следует запомнить, что *в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду*, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид SO_3, которому соответствует кислота H_2SO_4, то в состав образующейся соли входит остаток этой кислоты, т. е. SO_4. Его валентность, как вы уже знаете, равна II:

$$\underset{\text{оксид серы(VI)}}{SO_3} + \underset{\text{оксид натрия}}{\overset{I}{Na_2}O} = \underset{\text{сульфат натрия}}{\overset{I}{Na_2}\overset{II}{SO_4}}.$$

Если же в реакцию вступает кислотный оксид P_2O_5, которому соответствует кислота H_3PO_4, то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты, т. е. PO_4, с валентностью, равной III:

$$\underset{\text{оксид фосфора(V)}}{P_2O_5} + \underset{\text{оксид кальция}}{3\overset{II}{Ca}O} = \underset{\text{фосфат кальция}}{\overset{II}{Ca_3}(\overset{III}{PO_4})_2}.$$

Правообладатель Народная асвета

Химические свойства осно́вных оксидов

1. Взаимодействие с водой

Вы уже знаете, что в результате взаимодействия осно́вных оксидов с водой образуются осно́вные гидроксиды, которые иначе называются основаниями:

ОСНО́ВНЫЙ ОКСИД	+	ВОДА	→	ОСНОВАНИЕ (ОСНО́ВНЫЙ ГИДРОКСИД)

К таким осно́вным оксидам относятся оксиды Li_2O, Na_2O, K_2O, CaO, BaO и некоторые другие.

При написании уравнений соответствующих реакций следует помнить, что *валентность металла в образующемся основании равна его валентности в исходном оксиде*. Напомним, что в формуле любого основания число групп **OH**, связанных с атомом металла, равно его валентности:

$$\overset{x}{Me}\overset{I}{(OH)}_x.$$

Напишем уравнения реакций, протекающих по приведенной схеме:

$$\overset{I}{Na_2O} + H_2O = 2\overset{I}{NaOH};$$

оксид натрия — вода — гидроксид натрия

$$\overset{II}{BaO} + H_2O = \overset{II}{Ba}\overset{I}{(OH)}_2.$$

оксид бария — вода — гидроксид бария

Осно́вные оксиды, образованные такими металлами, как **Cu**, **Fe**, **Cr**, с водой не реагируют. Соответствующие им основания получают другими способами, с которыми вы познакомитесь позже.

2. Взаимодействие с кислотами

Практически все осно́вные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей по общей схеме:

ОСНО́ВНЫЙ ОКСИД	+	КИСЛОТА	→	СОЛЬ	+	ВОДА

Правообладатель Народная асвета

Следует помнить, что *в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном оксиде, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте*.

Приведем примеры уравнений реакций, протекающих в соответствии с этой схемой:

$$\overset{II}{Ca}O + 2H\overset{I}{Cl} = \overset{II}{Ca}\overset{I}{Cl}_2 + H_2O;$$

оксид кальция; хлороводородная кислота; хлорид кальция; вода

$$\overset{I}{Na}_2O + H_2\overset{II}{SO}_4 = \overset{I}{Na}_2\overset{II}{SO}_4 + H_2O.$$

оксид натрия; серная кислота; сульфат натрия; вода

Поскольку все осно́вные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды, этим оксидам можно дать другое определение.

! **Осно́вными называются оксиды, реагирующие с кислотами с образованием солей и воды.**

3. Взаимодействие с кислотными оксидами

Осно́вные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием солей согласно общей схеме:

ОСНО́ВНЫЙ ОКСИД + КИСЛОТНЫЙ ОКСИД → СОЛЬ

В образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходном осно́вном оксиде. Следует запомнить, что *в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду*, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид N_2O_5, которому соответствует кислота HNO_3, то в состав соли будет входить остаток этой кислоты, т. е. NO_3. Его валентность, как вы уже знаете, равна I:

$$\overset{II}{Ca}O + N_2O_5 = \overset{II}{Ca}(\overset{I}{NO_3})_2.$$

оксид кальция; оксид азота(V); нитрат кальция

Правообладатель Народная асвета

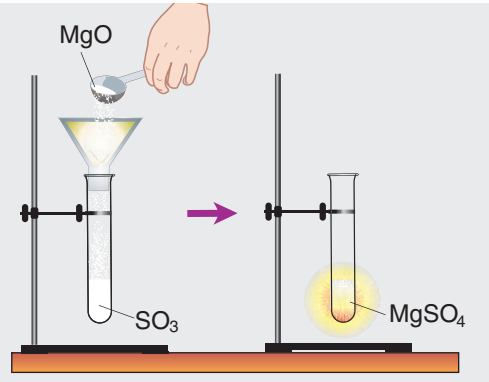


Рис. 19. Реакция оксида магния с оксидом серы(VI)

Если же в реакцию вступает кислотный оксид SO_3, которому соответствует кислота H_2SO_4, то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты, т. е. SO_4, с валентностью, равной II (рис. 19):

$$\overset{II}{Mg}O + SO_3 = \overset{II}{Mg}\overset{II}{SO_4}.$$

оксид магния — оксид серы(VI) — сульфат магния

Поскольку рассмотренные нами кислотные и осно́вные оксиды в результате различных реакций *образуют соли*, их называют *солеобразующими*. Существует, однако, небольшая группа оксидов, которые *не образуют солей* и называются *несолеобразующими*. Это оксиды $\overset{II}{C}\overset{II}{O}$, $\overset{I}{N_2}\overset{II}{O}$ и $\overset{II}{N}\overset{II}{O}$.

Оксиды делятся на кислотные и осно́вные. Кислотным оксидам соответствуют кислоты, а осно́вным — основания.

Все кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием солей и воды.

Все осно́вные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды.

Кислотные и осно́вные оксиды являются солеобразующими. Несолеобразующие оксиды — CO, N_2O, NO.

Основания и кислородсодержащие кислоты относятся к гидроксидам.

? Вопросы и задания

1. С какими веществами реагируют кислотные оксиды? Что при этом образуется? Напишите уравнения реакций оксида серы(VI) с водой; оксида фосфора(V) с оксидом калия; оксида азота(V) с гидроксидом кальция. Назовите продукты реакций.
2. С какими веществами реагируют осно́вные оксиды? Что при этом образуется? Напишите уравнения реакций оксида бария с водой; оксида железа(II) с хлороводородной кислотой; оксида натрия с оксидом серы(VI). Назовите продукты реакций.

Правообладатель Народная асвета

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: магний → оксид магния → фосфат магния.
4. Перечислите известные вам несолеобразующие оксиды. Почему они так называются?
5. Какими уже известными вам тремя способами можно получить соль карбонат кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите все вещества.
6. Оксид фосфора(V) используется в лабораторной практике как осушитель для поглощения паров воды. Рассчитайте массу воды, которую может поглотить оксид фосфора(V) массой 50 г.
7. Рассчитайте массу гидроксида кальция, который образуется при взаимодействии оксида кальция массой 112 г с водой.
8. Рассчитайте массы оксида фосфора(V) и гидроксида калия, при взаимодействии которых образуется соль массой 42,4 г.
9. Найдите объем (н. у.) углекислого газа, который прореагирует с оксидом кальция массой 5,6 г, и рассчитайте массу образующейся при этом соли.

10*. Оксид серы(VI) массой 24 г прореагировал с водой. Рассчитайте массу оксида кальция, который прореагирует с образовавшейся при этом кислотой.

Готовимся к олимпиадам. Химические элементы A и B образуют оксиды AO и BO_2. В осно́вном оксиде AO массовая доля кислорода равна 40 %, а в кислотном оксиде BO_2 она составляет 50 %. Чему равна массовая доля кислорода в веществе, образующемся при взаимодействии указанных оксидов друг с другом?

§ 12. Получение и применение оксидов

Некоторые оксиды, например H_2O, SiO_2, Fe_2O_3, встречаются в природе, другие — получают искусственно с помощью химических реакций. Познакомимся с важнейшими способами получения оксидов.

Получение оксидов

Оксиды получают различными способами. Важнейшие из них — взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом (окисление), разложение некоторых сложных веществ при нагревании. Рассмотрим эти способы.

1. Взаимодействие простых веществ с кислородом

Некоторые оксиды образуются в результате сжигания в кислороде (или в воздухе) соответствующих простых веществ. Так можно получить

Правообладатель Народная асвета

Рис. 20. Горение фосфора в кислороде

оксиды фосфора(V) (рис. 20), магния, углерода(IV), серы(IV) и ряда других элементов:

$$\underset{\text{фосфор}}{4P} + \underset{\text{кислород}}{5O_2} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид фосфора(V)}}{2P_2O_5};$$

$$\underset{\text{магний}}{2Mg} + \underset{\text{кислород}}{O_2} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид магния}}{2MgO}.$$

2. Взаимодействие сложных веществ с кислородом

Оксиды можно получать также сжиганием в кислороде и некоторых сложных веществ, например:

$$\underset{\text{сероводород}}{2H_2S} + \underset{\text{кислород}}{3O_2} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид серы(IV)}}{2SO_2} + \underset{\text{вода}}{2H_2O};$$

$$\underset{\text{метан}}{CH_4} + \underset{\text{кислород}}{2O_2} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид углерода(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{вода}}{2H_2O}.$$

3. Разложение некоторых сложных веществ при нагревании

а) Разложение нерастворимых оснований:

$$\underset{\text{гидроксид железа(II)}}{Fe(OH)_2} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид железа(II)}}{FeO} + \underset{\text{вода}}{H_2O};$$

$$\underset{\text{гидроксид алюминия}}{2Al(OH)_3} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид алюминия}}{Al_2O_3} + \underset{\text{вода}}{3H_2O}.$$

б) Разложение некоторых кислот:

$$\underset{\text{сернистая кислота}}{H_2SO_3} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид серы(IV)}}{SO_2} + \underset{\text{вода}}{H_2O};$$

$$\underset{\text{кремниевая кислота}}{H_2SiO_3} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид кремния(IV)}}{SiO_2} + \underset{\text{вода}}{H_2O}.$$

Правообладатель Народная асвета

в) Разложение некоторых солей:

$$\underset{\text{карбонат железа(II)}}{FeCO_3} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид железа(II)}}{FeO} + \underset{\text{оксид углерода(IV)}}{CO_2};$$

$$\underset{\text{сульфит магния}}{MgSO_3} \overset{t}{=} \underset{\text{оксид магния}}{MgO} + \underset{\text{оксид серы(IV)}}{SO_2}.$$

Применение оксидов

Один из наиболее широко использующихся оксидов — вода H_2O, о применении которой в быту, технике и промышленности вы уже знаете.

Разнообразное применение находят и некоторые другие оксиды (рис. 21). Так, например, из оксида железа(III) Fe_2O_3, входящего в состав железных руд, в промышленности получают железо, а из оксида алюминия Al_2O_3 — алюминий. Оксид алюминия применяют также для изготовления искусственных драгоценных камней — рубина и сапфира. Мелкие кристаллы этого оксида используются в производстве наждачной бумаги.

Оксид углерода(IV) (углекислый газ) CO_2 применяют в пищевой промышленности для изготовления газированных напитков, для увеличения

Рис. 21. Применение оксидов

Правообладатель Народная асвета

срока сохранности фруктов и овощей. Поскольку это вещество не поддерживает горения, им наполняют углекислотные огнетушители. Твердый оксид углерода(IV) под названием «сухой лед» применяют для хранения мороженого, для сильного охлаждения различных материалов до температуры –78 °С.

Впервые газированную воду приготовил в 1767 г. английский химик, первооткрыватель кислорода Дж. Пристли. Он оставил на некоторое время открытый сосуд с холодной водой в емкости с углекислым газом. Небольшое количество этого газа растворилось в воде, придав ей хорошо знакомый нам вкус газировки.

Достаточно широко используется и оксид серы(IV) SO_2 (сернистый газ). Он находит применение в производстве серной кислоты, для дезинфекции складских помещений, отбеливания бумаги.

Оксид кремния(IV) SiO_2 используется в производстве стекла и бетона, полудрагоценных камней и украшений (кристаллы Сваровски).

Оксид кальция **CaO** под названием «негашёная известь» применяют для изготовления различных строительных материалов. Оксиды некоторых других металлов находят применение в производстве красок. Так, например, Fe_2O_3 используют для изготовления краски коричневого, Cr_2O_3 — зеленого, **ZnO** и TiO_2 — белого цветов.

Оксиды в природе

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

Самым распространенным оксидом в атмосфере и гидросфере является вода H_2O, а в литосфере — оксид кремния(IV) SiO_2, встречающийся в виде красивых кристаллов кварца и кварцевого песка (рис. 22).

Рис. 22. Оксид кремния в природе: *1* — кристаллический кварц; *2* — кварцевый песок

Правообладатель Народная асвета

В воздухе содержится небольшое количество оксида углерода(IV) (углекислого газа). Вместе с водой он участвует в процессе фотосинтеза, в результате которого зеленые растения выделяют в окружающую среду кислород.

Наибольшее количество оксидов встречается в литосфере. Они входят в состав почвы, горных пород, руд и минералов.

Оксиды образуются при взаимодействии кислорода с простыми и сложными веществами.

Оксиды можно получить разложением при нагревании некоторых солей, оснований и кислот.

Оксиды находят широкое практическое применение в промышленности и в быту.

Оксиды — вода H_2O и углекислый газ CO_2 участвуют в процессе фотосинтеза.

? Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения оксидов.
2. Какие оксиды образуются при горении в кислороде простых веществ — серы, угля и кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций образования оксидов при горении в кислороде следующих сложных веществ: PH_3; C_2H_6; SiH_4. В образующихся оксидах валентность фосфора равна V, а валентность углерода и кремния — IV.
4. При нагревании каких солей образуются осно́вные и кислотные оксиды BaO и CO_2; CaO и SO_2? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Где находит применение оксид состава $ЭO_2$, в котором массовая доля атомов Э составляет 27,3 %?
6. Что такое «сухой лед»? Какова его химическая формула?
7. Какой оксид используется при изготовлении украшений — кристаллов Сваровски?
8. Какой оксид наиболее распространен в атмосфере и гидросфере, а какой — в литосфере?
9. Рассчитайте массу фосфора и объем (н. у.) кислорода, при взаимодействии которых образуется оксид фосфора(V) массой 28,4 г.
10. Почему при горении природного газа на кухне повышается влажность воздуха? Рассчитайте массу воды (г), образующейся при сгорании в кислороде метана объемом 500 $дм^3$ (н. у.).
11. Рассчитайте общую массу оксидов, образующихся при нагревании гидроксида железа(III) химическим количеством 0,2 моль.

12*. Найдите массу карбоната кальция, при нагревании которого образовалась смесь оксидов общим химическим количеством, равным 0,5 моль.

Правообладатель Народная асвета

Домашний эксперимент

Известно, что углекислый газ не поддерживает горения. Проверьте это на практике. В качестве источника углекислого газа возьмите бутылку с сильногазированной водой. Осторожно откройте ее и тонкой струйкой с высоты 10—15 см налейте газировку в стакан примерно на $\frac{1}{3}$ его высоты. Вы увидите, как при этом вода пенится из-за выделения углекислого газа. Зажгите спичку и быстро внесите ее в верхнюю часть стакана (не касаясь жидкости). Что вы наблюдаете? О результатах проделанного эксперимента расскажите одноклассникам и учителю.

§ 13. Кислоты. Состав и классификация кислот

Другой очень важный класс неорганических веществ — *кислоты*. Это название происходит от слова «кислый», поскольку практически все вещества этого класса обладают знакомым вам кислым вкусом. Они встречаются в природе, находят применение в быту, используются в промышленности для получения различных веществ.

Состав и физические свойства кислот

Вы уже знаете, что **кислоты — сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.**

Примеры кислот: **HCl**, **HNO_3**, **H_2CO_3**, **H_2SO_4**, **H_3PO_4**. Число атомов водорода в молекулах кислот чаще всего принимает значения от 1 до 3 и называется *осно́вностью* кислот.

Названия важнейших кислот и их кислотных остатков приведены в таблице 1.

Таблица 1. **Названия важнейших кислот и кислотных остатков**

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Хлороводородная (соляная)	HCl	$Cl(I)$	хлорид
Сероводородная	H_2S	$S(II)$	сульфид
Азотная	HNO_3	$NO_3(I)$	нитрат
Серная	H_2SO_4	$SO_4(II)$	сульфат

Правообладатель Народная асвета

Продолжение таблицы

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Сернистая	H_2SO_3	SO_3(II)	сульфит
Угольная	H_2CO_3	CO_3(II)	карбонат
Кремниевая	H_2SiO_3	SiO_3(II)	силикат
Фосфорная	H_3PO_4	PO_4(III)	фосфат

Напомним, что *все кислородсодержащие кислоты относятся к кислотным гидроксидам* и являются веществами молекулярного строения. В чистом виде они представляют собой бесцветные жидкости или твердые вещества с невысокими температурами плавления (рис. 23).

Рис. 23. Внешний вид некоторых кислот

Классификация кислот

Поскольку число известных кислот огромно, их классифицируют по следующим признакам.

По числу атомов водорода в молекулах (т. е. *по осно́вности*) кислоты делятся на:

- **одно**осно́вные — с **одним** атомом водорода в молекулах, например **HCl, HF, HNO_3;**
- **двух**осно́вные — с **двумя** атомами водорода в молекулах, например **H_2SO_4, H_2SO_3, H_2S, H_2CO_3;**
- **трех**осно́вные — с **тремя** атомами водорода в молекулах, например **H_3PO_4, H_3BO_3.**

Правообладатель Народная асвета

По наличию или отсутствию атомов кислорода в молекулах различают кислоты:

- бескислородные — **HCl**, **HBr**, **H_2S**. Их общая формула — **$H_xЭ$**;
- кислородсодержащие — **HNO_3**, **H_2SO_4**, **H_2SiO_3**, **H_2CO_3**, **H_3PO_4**. Общая формула таких кислот — **$H_xЭO_y$**.

По растворимости в воде кислоты делятся на *растворимые* и *нерастворимые*. Большинство кислот хорошо растворяются в воде. К нерастворимым относится кислота **H_2SiO_3**.

По летучести (способности испаряться) кислоты можно разделить на *нелетучие* и *летучие*. Нелетучие кислоты — **H_2SO_4** и **H_3PO_4**. Как правило, сами эти кислоты и их водные растворы не имеют запаха. Летучие кислоты — **HCl**, **HBr**, **HNO_3**. Их концентрированные растворы обладают специфическим резким запахом.

Кислоты в природе

Кислоты довольно широко распространены в природе. До сих пор вы наиболее часто сталкивались с ними, употребляя в пищу различные продукты кислого вкуса — фрукты, кефир, квашеную капусту и маринованные овощи, в которых содержатся различные кислоты. Наиболее часто они образуются в растениях и содержатся в их плодах или листьях, которые мы употребляем в пищу. В разных растениях образуются разные кислоты: в лимонах преобладает лимонная, в яблоках — яблочная, а в щавеле — щавелевая. Известны также природные кислоты, которые содержатся в организмах некоторых насекомых, например муравьев (муравьиная кислота).

Некоторые моллюски и пауки используют кислоты, образующиеся в их организмах, для нападения или обороны. Например, серная кислота содержится в секрете слюнных желез брюхоногих моллюсков семейства *кассис*. Охотясь на морских ежей, они «впрыскивают» своим жертвам смертельную дозу серной кислоты. Едкий секрет, содержащий муравьиную и уксусную кислоты, «выстреливают» в случае опасности *скорпионопауки (телифоны)*.

Молочная кислота, придающая кислый вкус кефиру, образуется при скисании молока или капусты, а уксусная кислота — при скисании вина. Все эти кислоты относятся к органическим кислотам, с которыми вы познакомитесь позже.

Неорганические кислоты, которые вы изучаете сейчас, также встречаются в природе. Например, сероводородная **H_2S** и угольная **H_2CO_3**

Правообладатель Народная асвета

кислоты содержатся в водах некоторых минеральных источников. Соляная кислота **HCl** входит в состав желудочного сока человека. Азотная **HNO_3** и серная **H_2SO_4** кислоты в небольших количествах встречаются в дождевой воде (кислотные дожди).

Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.

Все кислоты — вещества молекулярного строения.

Кислоты классифицируются по числу атомов водорода в молекулах (т. е. по осно́вности), по наличию или отсутствию в них атомов кислорода.

Кислоты широко распространены в природе.

? Вопросы и задания

1. Какие вещества называются кислотами? Напишите формулы пяти известных вам кислот и назовите их.
2. Как по формуле кислоты можно определить валентность кислотного остатка? Чему равна валентность остатков серной, фосфорной, хлороводородной и угольной кислот? Как называются соли, содержащие эти кислотные остатки?
3. Что такое осно́вность кислоты? Какие из предложенных кислот — HNO_3, H_2SO_4, H_2SiO_3, H_2CO_3, H_3PO_4, HCl, H_3BO_3 — являются одноосно́вными; двухосно́вными; трехосно́вными?
4. Приведите примеры одной нерастворимой в воде и трех растворимых в воде кислот. В какой из них массовая доля водорода наибольшая?
5. Газировку изготавливают, пропуская углекислый газ под большим давлением в чистую питьевую воду. При этом часть растворенного газа реагирует с водой. Какая неорганическая кислота при этом образуется?
6. Рассчитайте химическое количество кремниевой кислоты, если ее масса равна массе азотной кислоты химическим количеством 2 моль.
7. Найдите химическое количество фосфорной кислоты, которую нужно добавить к воде массой 36 г для получения смеси (раствора) массой 55,6 г.
8. Рассчитайте массу смеси серной и азотной кислот, химические количества которых равны соответственно 0,2 моль и 0,3 моль.
9. Масса смеси серной и азотной кислот равна 16,1 г. Чему равны массы каждой из кислот, если их химические количества одинаковы?

10*. В молекуле известной вам кислородсодержащей кислоты содержатся два атома водорода, а его массовая доля составляет 3,23 %. Определите, о какой кислоте идет речь.

Правообладатель Народная асвета

Готовимся к олимпиадам. Фосфорную кислоту используют в качестве регулятора кислотности при изготовлении некоторых газированных напитков. В одном из них объемом 1 дм^3 масса этой кислоты составляет 650 мг. Рассчитайте химическое количество кислоты, содержащейся в таком напитке объемом 100 дм^3.

§ 14. Химические свойства кислот

В водных растворах кислоты проявляют схожие химические свойства, называемые *кислотными свойствами*. Знание этих свойств очень важно для дальнейшего изучения химии, поэтому познакомимся с ними более подробно и систематизируем наши знания.

1. Изменение окраски индикаторов

Вы уже знаете, что для доказательства наличия кислоты или щелочи в растворе можно использовать особые вещества — *индикаторы* — лакмус и метилоранж.

Слово «индикатор» происходит от латинского «indicatio», что значит «определяю, указываю». Индикаторы — сложные органические вещества. Некоторые из них имеют природное происхождение. Например, лакмус содержится в некоторых видах лишайников, из которых его и добывают. В качестве индикаторов в домашних условиях можно использовать соки некоторых ягод (черники, черноплодной рябины, ежевики) и овощей (краснокочанной капусты).

Так, например, фиолетовая окраска *лакмуса* и оранжевая окраска *метилоранжа* в растворах кислот изменяется на красную. Фенолфталеин в присутствии кислот остается бесцветным.

2. Взаимодействие с металлами

Из курса химии 7-го класса вам известно, что в водных растворах многие *кислоты реагируют с металлами, расположенными в ряду активности левее* H_2 (например, **Mg**, **Al**, **Zn**, **Fe**). В результате этих реакций образуются сложные вещества — соли и выделяется газообразное простое вещество — водород:

КИСЛОТА + МЕТАЛЛ → СОЛЬ + ВОДОРОД

В такие реакции вступают как бескислородные (**HCl**, **HBr**), так и кислородсодержащие (H_2SO_4, H_3PO_4) кислоты, например (рис. 24):

Правообладатель Народная асвета

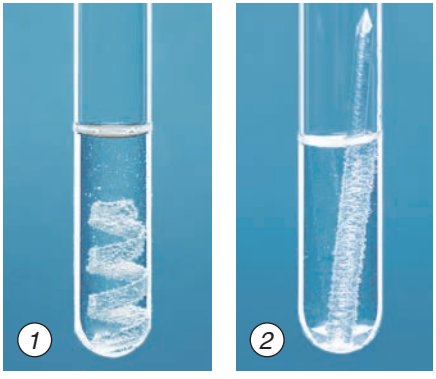


Рис. 24. Реакции кислот с металлами:
1 — алюминия с соляной кислотой,
2 — железа с серной кислотой

$$6HCl + 2Al = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow;$$

хлороводородная кислота; алюминий; хлорид алюминия; водород

$$H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow.$$

серная кислота; железо; сульфат железа(II); водород

Реакции этого типа, как вы уже знаете, относятся к *реакциям замещения*: атомы металлов замещают (вытесняют) атомы водорода в молекулах кислот.

Следует помнить, что *металлы, расположенные в ряду активности правее* ***H***$_2$ *(**Cu**, **Ag**, **Hg** и др.), с указанными кислотами в водных растворах не реагируют.*

3. Реакции с оснóвными оксидами

Изучив ранее химические свойства оснóвных оксидов, вы узнали, что они реагируют с кислотами с образованием солей и воды. Зная это, вы можете теперь утверждать, что кислоты реагируют с оснóвными оксидами, образуя те же продукты, т. е. соли и воду:

КИСЛОТА + ОСНÓВНЫЙ ОКСИД → СОЛЬ + ВОДА

Следует помнить, что *в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном оксиде, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.*

Приведем примеры уравнений реакций, протекающих в соответствии с этой схемой (рис. 25, с. 66):

$$H_2\overset{II}{SO_4} + \overset{II}{Cu}O = \overset{II}{Cu}\overset{II}{SO_4} + H_2O;$$

серная кислота; оксид меди(II); сульфат меди(II); вода

$$2H_3\overset{III}{PO_4} + 3\overset{I}{Na_2}O = 2\overset{I}{Na_3}\overset{III}{PO_4} + 3H_2O.$$

фосфорная кислота; оксид натрия; фосфат натрия; вода

Правообладатель Народная асвета

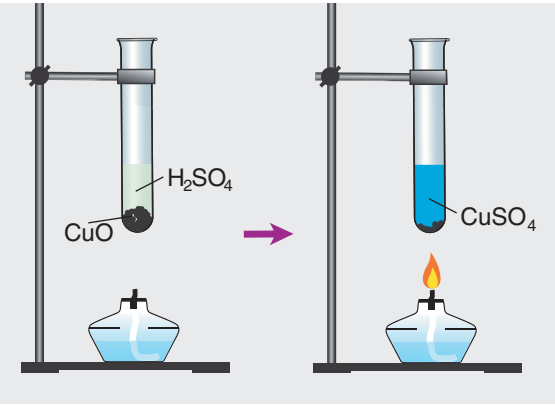


Рис. 25. Реакция серной кислоты с оксидом меди(II)

Эти реакции (с. 67, внизу) относятся к *реакциям обмена*, поскольку в процессе взаимодействия исходные сложные вещества обмениваются своими составными частями.

4. Взаимодействие с основаниями

Из курса химии 7-го класса вам известно, что основания реагируют с кислотами с образованием солей и воды. А что же тогда образуется при взаимодействии кислот с основаниями? Правильно, те же самые продукты — соли и вода! Мы еще раз убеждаемся, что состав конечных веществ не зависит от того, в каком порядке смешиваются исходные вещества. Запомните схему, согласно которой кислоты реагируют с основаниями:

КИСЛОТА	+	ОСНОВАНИЕ	→	СОЛЬ	+	ВОДА

Отметим, что *в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном основании, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.*

Кислоты реагируют как с нерастворимыми (рис. 26), так и с растворимыми основаниями, например:

$$3H\overset{I}{N}O_3 + \overset{III}{Fe}(OH)_3 = \overset{III}{Fe}(\overset{I}{N}O_3)_3 + 3H_2O;$$

азотная кислота; гидроксид железа(III); нитрат железа(III); вода

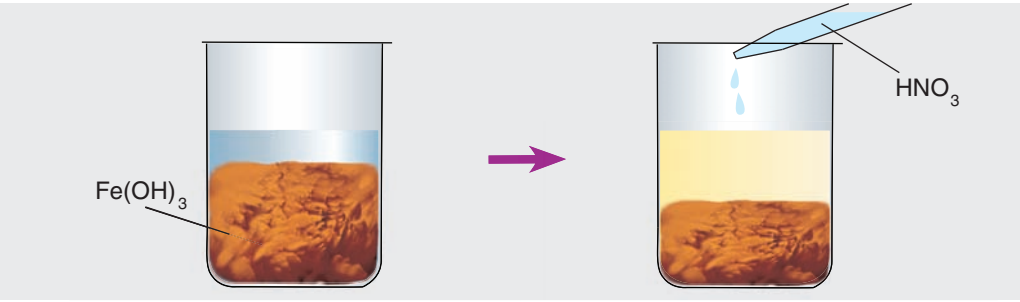


Рис. 26. Реакция азотной кислоты с гидроксидом железа(III)

Правообладатель Народная асвета

$$\overset{\text{II}}{H_2SO_4} + 2\overset{\text{I}}{K}OH = \overset{\text{I}}{K_2}\overset{\text{II}}{SO_4} + 2H_2O.$$

серная кислота; гидроксид калия; сульфат калия; вода

Реакции этого типа, как и предыдущего, относятся к *реакциям обмена*. Вспомните, как называется реакция, которую отображает уравнение вверху страницы. Почему она так называется?

5. Взаимодействие с солями

Еще один класс сложных веществ, с которыми кислоты могут вступать в химическое взаимодействие, — соли. Реакции этого типа идут согласно общей схеме:

КИСЛОТА	+	СОЛЬ	→	НОВАЯ КИСЛОТА	+	НОВАЯ СОЛЬ

Однако сразу заметим, что кислота реагирует в растворе с солью лишь в том случае, если в результате реакции выделяется газ (↑) или образуется нерастворимое вещество, выпадающее в осадок (↓) (рис. 27). Примеры таких реакций:

$$2\overset{\text{I}}{H}\overset{\text{I}}{Cl} + \overset{\text{I}}{K_2}\overset{\text{II}}{S} = \overset{\text{I}}{H_2}\overset{\text{II}}{S}\uparrow + 2\overset{\text{I}}{K}\overset{\text{I}}{Cl};$$

хлороводородная кислота; сульфид калия; сероводород; хлорид калия

$$\overset{\text{I}}{H_2}\overset{\text{II}}{SO_4} + \overset{\text{II}}{Ba}\overset{\text{I}}{Cl_2} = 2\overset{\text{I}}{H}\overset{\text{I}}{Cl} + \overset{\text{II}}{Ba}\overset{\text{II}}{SO_4}\downarrow.$$

серная кислота; хлорид бария; хлороводородная кислота; сульфат бария

Очевидно, что реакции этого типа, как и две предыдущие, относятся к *реакциям обмена*.

Известно несколько кислот, которые достаточно легко разлагаются на соответствующий

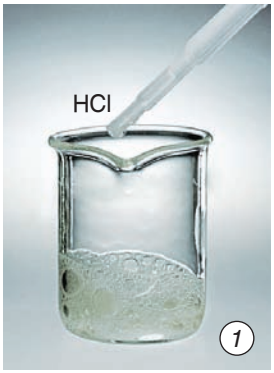


Рис. 27. Реакции: *1* — хлороводородной кислоты с сульфидом калия, *2* — серной кислоты с хлоридом бария

Правообладатель Народная асвета

кислотный оксид и воду. К таким кислотам, называющимся *неустойчивыми*, относятся, например, угольная (H_2CO_3), сернистая (H_2SO_3) и кремниевая (H_2SiO_3) кислоты. Особенно неустойчива угольная кислота: она разлагается на кислотный оксид CO_2 и воду уже при комнатной температуре:

$$\underset{\text{угольная кислота}}{H_2CO_3} = \underset{\text{оксид углерода(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{вода}}{H_2O}.$$

По этой причине угольная кислота, образующаяся в результате реакций обмена, сразу же разлагается на указанные вещества, например:

$$\underset{\text{карбонат кальция}}{CaCO_3} + \underset{\text{хлороводородная кислота}}{2HCl} = \underset{\text{хлорид кальция}}{CaCl_2} + \underset{\text{угольная кислота}}{H_2CO_3} \begin{cases} \nearrow CO_2\uparrow \\ \searrow H_2O. \end{cases}$$

Сернистая и кремниевая кислоты разлагаются на кислотные оксиды и воду при нагревании.

Кислоты изменяют окраску некоторых индикаторов.

Кислоты реагируют с металлами, находящимися в ряду активности левее H_2, с образованием соли и выделением водорода.

Кислоты реагируют с оснóвными оксидами и основаниями с образованием соли и воды.

Кислоты реагируют с солями с образованием новой кислоты и новой соли.

Некоторые неустойчивые кислоты разлагаются при нагревании.

Домашний эксперимент

Как вам уже известно, в кефире, рассоле квашеной капусты содержится молочная кислота. По своим свойствам она схожа со многими другими кислотами: изменяет окраску индикаторов, взаимодействует с некоторыми солями. Исследуем это в домашних условиях. В 7-м классе вы исследовали индикаторные свойства сока черники, краснокочанной капусты, лепестков фиалки. Воспользуемся ими и расширим наш эксперимент реакцией кислоты с солью.

Правообладатель Народная асвета

Возьмите три стакана и налейте в них на 1—2 см рассола квашеной капусты (или кефира). Затем в первый стакан прилейте немного черничного сока, во второй — насыпьте поваренную соль на кончике ножа. В третий стакан внесите столько же питьевой соды (соль угольной кислоты). Какие изменения вы наблюдали? Все ли соли взаимодействуют с кислотами? Расскажите о вашем исследовании одноклассникам и учителю.

? Вопросы и задания

1. Почему все кислоты проявляют ряд общих химических свойств, называемых кислотными?
2. Из предложенного списка выберите вещества, которые реагируют с соляной кислотой: CO_2; CaO; Cu; Al; P; $Cu(OH)_2$; H_2O; K_2CO_3; S; Au. Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
3. Реакции каких важнейших типов характерны для кислот? Определите тип каждой из возможных реакций между веществами, указанными в задании 2.
4. Напишите уравнения реакций, протекающих в растворе между хлороводородной кислотой и железом; серной кислотой и оксидом кальция; азотной кислотой и гидроксидом магния; серной кислотой и карбонатом калия. К каким классам относятся продукты этих реакций? Назовите их.
5. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Приведите примеры кислот и оснований, которые могут реагировать между собой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить последовательные превращения:

   оксид фосфора(V) → фосфорная кислота → фосфат цинка;
   оксид серы(VI) → серная кислота → водород → вода.

7. В двух одинаковых склянках без этикеток находятся бесцветные жидкости, одна из которых вода, а другая — раствор серной кислоты. Какими способами (назовите не менее трех) можно распознать, в какой из склянок находится кислота? Обоснуйте предложенные вами способы и напишите соответствующие уравнения реакций.
8. Водный раствор серной кислоты используется в автомобильных аккумуляторах. Автолюбитель Василий решил сохранить этот раствор в плотно закрытой железной емкости. Подумайте, какими могут быть неприятные последствия этого «эксперимента»? О каком свойстве кислот Василий забыл?
9. Рассчитайте массу серной кислоты, которая прореагирует с железом массой 11,2 г.

Правообладатель Народная асвета

10. Найдите объем (н. у.) водорода, который выделится в результате реакции соляной кислоты с алюминием массой 5,4 г.

11. Рассчитайте массу соли, образовавшейся в реакции азотной кислоты с гидроксидом железа(III) массой 21,4 г.

Готовимся к олимпиадам. В смеси содержатся оксид меди(II) массой 16 г и гидроксид меди(II) массой 9,8 г. Рассчитайте общую массу серной кислоты, которая прореагирует с указанной смесью соединений меди.

§ 15. Получение и применение кислот

Практически все важнейшие кислоты в промышленности получают с помощью различных химических реакций. Познакомимся со способами получения некоторых кислот.

Получение кислот

Для получения неорганических кислот используют реакции различных типов. Рассмотрим важнейшие из них.

1. Взаимодействие некоторых простых веществ неметаллов с водородом

Например, хлор реагирует с водородом при освещении ($h\nu$), а сера соединяется с ним при нагревании (t):

$$\underset{\text{водород}}{H_2} + \underset{\text{хлор}}{Cl_2} \overset{h\nu}{=} \underset{\text{хлороводород}}{2HCl};$$

$$\underset{\text{водород}}{H_2} + \underset{\text{сера}}{S} \overset{t}{=} \underset{\text{сероводород}}{H_2S}.$$

Образующиеся газообразные продукты реакций — **HCl** и $\mathbf{H_2S}$ растворяют в воде и получают соответствующие бескислородные кислоты — хлороводородную и сероводородную.

К какому типу относятся рассмотренные здесь реакции?

2. Взаимодействие серной кислоты с твердыми солями

Этот способ основан на том, что нелетучая серная кислота $\mathbf{H_2SO_4}$ при нагревании вытесняет летучие **HCl** и $\mathbf{HNO_3}$ из их твердых солей. Например, нагревая смесь твердого хлорида натрия с серной кислотой, получают хлороводород:

$$\underset{\text{хлорид натрия}}{2NaCl} + \underset{\text{серная кислота}}{H_2SO_4} \overset{t}{=} \underset{\text{хлороводород}}{2HCl\uparrow} + \underset{\text{сульфат натрия}}{Na_2SO_4};$$

Правообладатель Народная асвета

Выделяющийся газообразный **HCl** растворяют в воде и получают хлороводородную кислоту (рис. 28). Поскольку она образуется из хлорида натрия **NaCl**, называемого в быту просто «соль», то эту кислоту очень часто называют *соляной кислотой*.

Для получения азотной кислоты нагревают смесь ее соли — нитрата натрия **$NaNO_3$** с серной кислотой:

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 \overset{t}{=} 2HNO_3\uparrow + Na_2SO_4.$$

нитрат натрия; серная кислота; азотная кислота; сульфат натрия

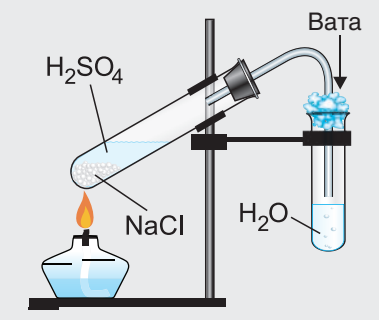


Рис. 28. Получение хлороводородной (соляной) кислоты

Пары азотной кислоты, образующиеся в результате реакции, охлаждают до комнатной температуры, и азотная кислота переходит из газообразного в жидкое агрегатное состояние.

3. Взаимодействие кислотных оксидов с водой

Вы уже знаете, что кислотные оксиды, кроме **SiO_2**, реагируют с водой с образованием кислот. Это свойство кислотных оксидов используют для получения некоторых кислородсодержащих кислот, например серной и фосфорной:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4;$$

оксид серы(VI); вода; серная кислота

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

оксид фосфора(V); вода; фосфорная кислота

Поскольку оксид кремния **SiO_2** с водой не реагирует, то соответствующую ему кислоту **H_2SiO_3** получают реакцией ее солей — силикатов с кислотами (серной, соляной, азотной). *Напишите уравнение реакции получения кремниевой кислоты из силиката натрия и соляной кислоты.*

Применение кислот

Кислоты широко используются практически во всех сферах деятельности человека — в быту, в различных отраслях промышленности, в медицине.

Некоторые кислоты мы с вами можем найти даже дома. Так, например, на каждой кухне есть уксус — водный раствор уксусной кислоты или порошок лимонной кислоты, использующиеся для приготовления

Правообладатель Народная асвета

Рис. 29. Применение кислот

пищи. Соляная кислота применяется в быту для очистки раковин, ванн и другого сантехнического оборудования от известкового налета и ржавчины. Растворы серной кислоты используются для заправки автомобильных электроаккумуляторов (рис. 29).

В промышленности наиболее широко используются серная, азотная, соляная и фосфорная кислоты. Например, серную кислоту применяют для производства минеральных удобрений, моющих средств, для очистки нефтепродуктов. Азотная кислота используется при получении красителей, взрывчатых веществ, минеральных удобрений. Соляную кислоту широко применяют для очистки поверхности металлов, в производстве лекарств, пластмасс, различных солей. Фосфорная кислота является исходным веществом для получения ценных минеральных удобрений, применяется для защиты железных изделий от ржавления. Она также используется в качестве регулятора кислотности при изготовлении ряда пищевых продуктов. Угольная кислота содержится во всех газированных водах и напитках. Их изготавливают, насыщая под давлением соответствующие жидкости углекислым газом. Он при этом реагирует с водой, образуя угольную кислоту.

Правообладатель Народная асвета

Меры предосторожности при работе с кислотами

Кислоты — едкие вещества. Особенно опасны серная, азотная и соляная кислоты — они разрушают (разъедают) кожу, бумагу, древесину, ткани. Попадание этих кислот на кожу или в глаза может привести к болезненным химическим ожогам. Поэтому обращаться с кислотами нужно очень осторожно. При работе с ними следует надевать средства защиты — специальные халаты, перчатки, очки.

Следует помнить, что смешивание кислот с водой сопровождается выделением теплоты. Оно может быть настолько сильным, что содержащаяся в растворе вода почти мгновенно закипает, разбрызгивая во все стороны капли едкой жидкости. Попав на одежду или кожу, они могут вызвать ожоги. Происходит это при *неправильном разбавлении, когда воду вливают в сосуд с кислотой*.

Дело в том, что вода значительно легче кислоты и не успевает равномерно смешаться с ней. Оставаясь сверху, первая же порция добавленной воды от соприкосновения с кислотой быстро нагревается и бурно закипает. Чтобы этого не случилось, **при разбавлении кислот, особенно серной, их следует тонкой струйкой медленно вливать в воду при перемешивании стеклянной палочкой** (рис. 30). В этом случае более тяжелая кислота, опускаясь вниз, равномерно смешивается с водой. Выделяющаяся при этом теплота также равномерно распределяется по всему раствору. Он при этом, как правило, лишь нагревается, но не закипает и не разбрызгивается.

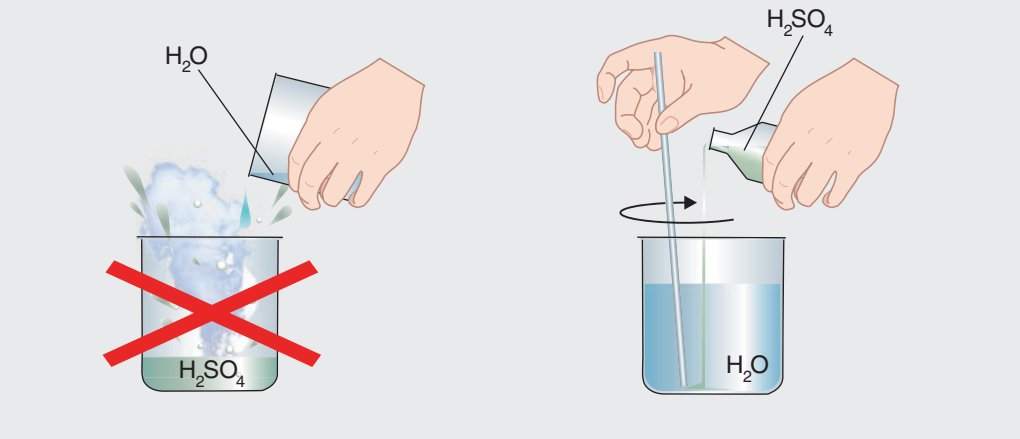


Рис. 30. Приготовление водного раствора серной кислоты

Правообладатель Народная асвета

При попадании кислоты на кожу или в глаза ее необходимо немедленно смыть большим количеством воды, а затем обработать раствором питьевой соды. В случае необходимости следует обратиться к врачу.

Для получения кислот используют реакции:

- *водорода с некоторыми неметаллами (хлор и сера);*
- *кислотных оксидов с водой;*
- *солей с кислотами.*

Кислоты находят широкое применение в промышленности и быту.

Кислоты — едкие вещества, обращаться с которыми следует осторожно.

? Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения кислот.
2. Как получают хлороводородную и сероводородную кислоты из простых веществ? Напишите уравнения соответствующих реакций. К реакциям какого типа они относятся?
3. Что представляет собой хлороводородная кислота — газообразный хлороводород или его водный раствор, которые обозначаются одной и той же формулой — HCl?
4. Почему хлороводородную кислоту часто называют соляной кислотой? Напишите уравнение реакции этой кислоты с магнием Mg. К реакциям какого типа она относится?
5. Как получают серную и фосфорную кислоты из соответствующих оксидов? Напишите уравнения соответствующих реакций. К реакциям какого типа они относятся?
6. Как получить азотную кислоту из ее соли — нитрата натрия $NaNO_3$? Напишите уравнение соответствующей реакции. К какому типу реакций она относится?
7. Какие кислоты наиболее широко используются в промышленности?
8. Какие меры предосторожности нужно соблюдать при работе с кислотами? Что нужно делать, если кислота попала на кожу или в глаза?
9. Рассчитайте общий объем (н. у.) водорода и хлора, необходимый для получения хлороводорода массой 7,3 г.
10. Найдите массу хлорида натрия, при взаимодействии которого с серной кислотой образуется хлороводород объемом (н. у.) 8,96 $дм^3$.
11. Рассчитайте массу фосфорной кислоты, которая образуется при взаимодействии оксида фосфора(V) химическим количеством 0,25 моль с водой.

Готовимся к олимпиадам. Химические количества оксида серы(VI) и оксида фосфора(V) в их смеси равны соответственно 0,1 моль и 0,2 моль. Рассчитайте общую массу воды, которая прореагирует с указанной смесью оксидов.

Правообладатель Народная асвета

§ 16. Основания

Вы уже знаете, что существует целый класс сложных неорганических веществ, в состав которых входят атомы металлов и группы OH. Все вещества этого класса реагируют с кислотами с образованием солей, т. е. являются как бы «основой» солей. Поэтому класс таких веществ получил название «основания». Таким образом, **основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп OH.**

Состав оснований

Состав всех оснований можно выразить одной общей формулой — $Me(OH)_x$, где **Me** — символ металла, а подстрочный индекс x — число групп **OH, соединенных с одним его атомом. Чаще всего это число принимает значения от 1 до 3, например: KOH, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$.**

Группа **OH** называется *гидроксогруппа*. Слово ***гидроксо*** состоит из первых частей латинских названий элементов водорода (***Hydr***ogenium) и кислорода (***Ox***ygenium), атомы которых образуют эту группу.

Валентность гидроксогруппы **OH** всегда равна I: $\overset{I}{OH}$. Вследствие этого в формуле любого основания число групп OH всегда численно равно валентности связанного с ними атома металла:

$$\overset{I}{Na}\overset{I}{OH},\quad \overset{II}{Ca}(\overset{I}{OH})_2,\quad \overset{III}{Fe}(\overset{I}{OH})_3.$$

Название любого основания состоит из слова «гидроксид» и русского названия металла в родительном падеже, например: NaOH — **гидроксид натрия.** Если металл проявляет переменную валентность, то ее значение указывается римской цифрой в скобках после названия металла, например:

$\overset{II}{Fe}(\overset{I}{OH})_2$ — гидроксид железа(II);

$\overset{III}{Fe}(\overset{I}{OH})_3$ — гидроксид железа(III).

Число групп **OH** в формуле основания называется его *кислотностью*.

Напомним, что основания **NaOH, KOH, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$** относятся к осно́вным гидроксидам. Все основания — вещества немолекулярного строения.

Правообладатель Народная асвета

Классификация оснований

По растворимости в воде основания делятся на две группы:

- *растворимые основания*, к которым относятся **NaOH**, **KOH**, **$Ba(OH)_2$**, **$Ca(OH)_2$**. Они имеют общее название — *щёлочи*. При обычных условиях это — твердые вещества белого цвета (рис. 31, *1*).
- *нерастворимые основания*, это например **$Mg(OH)_2$**, **$Al(OH)_3$**, **$Zn(OH)_2$**, **$Fe(OH)_3$**, **$Cu(OH)_2$**, **$Co(OH)_2$**, **$Ni(OH)_2$** и некоторые другие. Они также представляют собой твердые вещества, многие из которых окрашены в разные цвета (рис. 31, *2*).

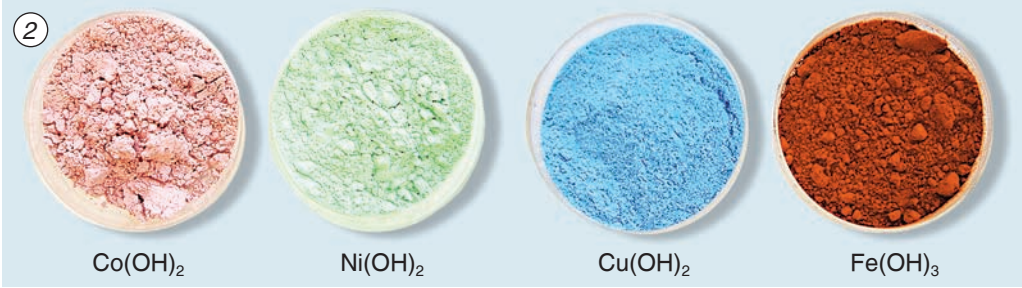


Рис. 31. Внешний вид некоторых оснований: щелочей (*1*) и нерастворимых оснований (*2*)

Термин «щёлочь» происходит от старорусского слова «щёлок», обозначавшего отвар чего-либо в воде. Этим словом называли, например, жидкость, которая получается при кипячении смеси воды с золой растений. Вещество, содержащееся в золе, реагирует с водой и превращается в гидроксид калия KOH. Вещество, содержащееся в щёлоке, назвали «щёлочь». Впоследствии этот термин стали использовать и для других растворимых в воде оснований.

Правообладатель Народная асвета

Меры предосторожности при работе со щелочами

Щёлочи — едкие вещества. Не случайно в старых названиях щелочей присутствует слово «едкий». Например, гидроксид натрия **NaOH** иногда называют «едкий натр», а гидроксид калия **KOH** — «едкое кали». Контакт щёлочи с кожей может привести к болезненным химическим ожогам, а попадание щелочей в глаза — к потере зрения. Поэтому обращаться со щелочами нужно очень осторожно. При работе с ними следует надевать средства защиты — халаты, перчатки и очки.

Следует помнить, что растворение твердых щелочей в воде сопровождается выделением теплоты. Оно может быть настолько сильным, что содержащаяся в растворе вода почти мгновенно закипает, разбрызгивая во все стороны капли едкой жидкости. Попав на кожу, они могут причинить ожоги. Чтобы этого не случилось, для приготовления раствора щёлочи *ее вносят в воду небольшими порциями при постоянном перемешивании жидкости*. Выделяющаяся при этом теплота равномерно распределяется по всему раствору. Он при этом, как правило, лишь нагревается, но не закипает и не разбрызгивается.

При попадании щёлочи на кожу или в глаза ее необходимо немедленно смыть большим количеством воды, а затем пораженный участок промыть специально приготовленным разбавленным раствором борной или уксусной кислоты. В случае необходимости следует обратиться к врачу.

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

Все основания — вещества немолекулярного строения.

Основания классифицируются по растворимости в воде. Растворимые основания называются щелочами.

Щёлочи — едкие вещества. Обращаться с ними следует очень осторожно.

? Вопросы и задания

1. Какие вещества называются основаниями? Какова их общая формула?
2. Напишите химические формулы пяти оснований и назовите их.
3. Чем определяется число гидроксогрупп OH в формуле основания? Могут ли атомы одного и того же металла соединяться с разным числом групп OH? Чем различаются названия таких оснований? Приведите соответствующий пример.
4. Какие основания называются щелочами? Приведите примеры четырех щелочей и назовите их.

Правообладатель Народная асвета

5. В неизвестном основании $Me(OH)_2$ массовая доля металла составляет 41,4 %. Определите состав этого основания и найдите массовую долю кислорода в нем.
6. В неизвестном основании $Me(OH)_3$ массовая доля кислорода составляет 61,5 %. Чему равна относительная формульная масса этого основания?
7. Какие правила техники безопасности следует соблюдать при работе со щелочами? Что делать, если раствор щёлочи попал на кожу или в глаза?
8. Средство для промывания кухонной канализации представляет собой раствор основания. Какое из предложенных оснований может содержаться в этом растворе: $Cu(OH)_2$; $Fe(OH)_3$; NaOH? Обоснуйте ваш выбор.
9. Рассчитайте массу гидроксида магния, если химическое количество данного вещества в 10 раз меньше величины его относительной формульной массы.
10. Найдите массу смеси гидроксида натрия и гидроксида кальция, в которой их химические количества равны соответственно 0,3 моль и 0,4 моль.
11*. Химическое количество гидроксида калия составляет 0,4 моль. Найдите химическое количество гидроксида натрия, который нужно добавить к исходному гидроксиду калия, чтобы масса полученной смеси веществ была равна 46,4 г.

Готовимся к олимпиадам. Рассчитайте массу гидроксида магния, который нужно добавить к гидроксиду кальция массой 14,8 г, чтобы общее химическое количество оснований в смеси было равно 0,45 моль.

§ 17. Химические свойства оснований

Поскольку в состав любого основания входят гидроксогруппы **OH**, связанные с атомом металла, все основания проявляют схожие химические свойства, называемые *осно́вными*. Знание этих свойств очень важно для дальнейшего изучения химии, поэтому познакомимся с ними более подробно и систематизируем наши знания.

1. Изменение окраски индикаторов

Вы уже знаете, что индикаторы в присутствии щелочей изменяют свою окраску: лакмус — с фиолетовой на синюю, а метилоранж — с оранжевой на желтую. Бесцветный фенолфталеин в растворах щелочей окрашивается в малиновый цвет.

2. Взаимодействие с кислотами

Практически все основания реагируют с кислотами с образованием солей по общей схеме:

ОСНОВАНИЕ + КИСЛОТА → СОЛЬ + ВОДА

Правообладатель Народная асвета

Запомните, что в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном основании, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.

Примеры реакций, протекающих в соответствии с указанной схемой:

$$\overset{II}{Ca}(OH)_2 + 2H\overset{I}{Cl} = \overset{II}{Ca}\overset{I}{Cl}_2 + 2H_2O;$$

гидроксид кальция; хлороводородная кислота; хлорид кальция; вода

$$2\overset{I}{Na}OH + H_2\overset{II}{SO}_4 = \overset{I}{Na}_2\overset{II}{SO}_4 + 2H_2O.$$

гидроксид натрия; серная кислота; сульфат натрия; вода

Напомним, что реакция между щёлочью и кислотой, в результате которой образуется нейтральный раствор, называется *реакцией нейтрализации*.

3. Взаимодействие с кислотными оксидами

Все щёлочи реагируют с кислотными оксидами по общей схеме:

ЩЁЛОЧЬ + КИСЛОТНЫЙ ОКСИД → СОЛЬ + ВОДА

В образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходной щёлочи. Кроме того, *в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду*, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид CO_2, которому соответствует кислота H_2CO_3, то в состав соли будет входить остаток этой кислоты, т. е. CO_3. Его валентность, как вы уже знаете, равна II:

$$2\overset{I}{K}OH + CO_2 = \overset{I}{K}_2\overset{II}{CO}_3 + H_2O.$$

гидроксид калия; оксид углерода(IV); карбонат калия; вода

Если же в реакцию вступает кислотный оксид P_2O_5, которому соответствует кислота H_3PO_4, то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты, т. е. PO_4 с валентностью, равной III:

$$3\overset{II}{Ca}(OH)_2 + P_2O_5 = \overset{II}{Ca}_3(\overset{III}{PO}_4)_2 + 3H_2O.$$

гидроксид кальция; оксид фосфора(V); фосфат кальция; вода

Правообладатель Народная асвета

4. Взаимодействие с солями

Все щёлочи реагируют с солями по общей схеме:

ЩЁЛОЧЬ + СОЛЬ → НОВОЕ ОСНОВАНИЕ + НОВАЯ СОЛЬ

Рис. 32. Образование осадков: *1* — гидроксида меди(II), *2* — гидроксида железа(III)

Реакции этого типа относятся к *реакциям обмена*, поскольку в процессе взаимодействия исходные вещества — щёлочь и соль — обмениваются своими составными частями. При этом валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется.

В результате таких реакций выпадает осадок (↓) нового основания (рис. 32):

$$\overset{\mathrm{I}\ \ \mathrm{I}}{2\mathrm{K}\mathrm{OH}} + \overset{\mathrm{II}\ \ \mathrm{II}}{\mathrm{Cu}\mathrm{SO}_4} = \overset{\mathrm{II}\ \ \mathrm{I}}{\mathrm{Cu}(\mathrm{OH})_2}\downarrow + \overset{\mathrm{I}\ \ \mathrm{II}}{\mathrm{K}_2\mathrm{SO}_4};$$

гидроксид калия; сульфат меди(II); гидроксид меди(II); сульфат калия

$$\overset{\mathrm{I}\ \ \mathrm{I}}{3\mathrm{Na}\mathrm{OH}} + \overset{\mathrm{II}\ \ \mathrm{I}}{\mathrm{Fe}\mathrm{Cl}_3} = \overset{\mathrm{III}\ \ \mathrm{I}}{\mathrm{Fe}(\mathrm{OH})_3}\downarrow + \overset{\mathrm{I}\ \ \mathrm{I}}{3\mathrm{Na}\mathrm{Cl}}.$$

гидроксид натрия; хлорид железа(III); гидроксид железа(III); хлорид натрия

5. Разложение при нагревании

Все нерастворимые основания при нагревании разлагаются по общей схеме:

НЕРАСТВОРИМОЕ ОСНОВАНИЕ $\xrightarrow{t}$ ОКСИД МЕТАЛЛА + ВОДА

В ходе таких реакций валентность атомов металла не изменяется:

$$\overset{\mathrm{II}}{\mathrm{Cu}(\mathrm{OH})_2} \overset{t}{=} \overset{\mathrm{II}}{\mathrm{Cu}\mathrm{O}} + \mathrm{H}_2\mathrm{O}\uparrow;$$

гидроксид меди(II); оксид меди(II); вода

Правообладатель Народная асвета

$$2\overset{III}{Fe}(OH)_3 \overset{t}{=} \overset{III}{Fe_2}O_3 + 3H_2O\uparrow.$$

гидроксид железа(III) — оксид железа(III) — вода

В растворах щелочей индикаторы изменяют свою окраску.

Все основания реагируют с кислотами с образованием солей и воды.

Щёлочи реагируют с кислотными оксидами, образуя соль и воду.

Растворимые основания реагируют с солями с образованием новых оснований и новых солей.

Нерастворимые основания разлагаются при нагревании.

? Вопросы и задания

1. Почему основания проявляют ряд общих химических свойств, называемых осно́вными?
2. Как изменяется окраска индикаторов в растворах щелочей?
3. Напишите уравнения реакций в растворах между веществами: гидроксидом кальция и азотной кислотой; гидроксидом магния и соляной кислотой; гидроксидом калия и фосфорной кислотой. Назовите продукты этих реакций.
4. Какие реакции относятся к реакциям нейтрализации? Почему они так называются? Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются соли: хлорид натрия; нитрат кальция; сульфат калия.
5. Напишите уравнения реакций в растворах между веществами: гидроксидом кальция и оксидом углерода(IV); гидроксидом калия и оксидом фосфора(V); гидроксидом натрия и оксидом серы(VI). Назовите образующиеся вещества.
6. Напишите уравнения реакций в растворах между веществами: гидроксидом калия и нитратом меди(II); гидроксидом натрия и сульфатом железа(III); гидроксидом кальция и хлоридом алюминия. Назовите продукты этих реакций.
7. Из предложенного перечня выберите формулы оснований, которые разлагаются при нагревании: KOH; $Fe(OH)_2$; $Al(OH)_3$; NaOH; $Mg(OH)_2$. Напишите уравнения возможных реакций, назовите их продукты.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:

   оксид натрия → гидроксид натрия → карбонат натрия;
   кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → фосфат кальция;
   углерод → оксид углерода(IV) → угольная кислота → карбонат калия.

Правообладатель Народная асвета

9. Представьте себе, что вам необходимо получить гидроксид магния. У вас есть только оксид магния и соляная кислота. Из предложенного списка выберите название недостающего вещества: вода, серная кислота, гидроксид калия, оксид фосфора(V). Напишите уравнения необходимых реакций, назовите их продукты.

10. Рассчитайте массу фосфорной кислоты, которая прореагирует с гидроксидом натрия массой 24 г.

11*. Углекислый газ прореагировал со щёлочью, в результате чего образовался карбонат натрия массой 21,2 г. Найдите объем исходного углекислого газа и массу прореагировавшей с ним щёлочи.

Готовимся к олимпиадам. В результате термического разложения гидроксида меди(II) образовалась вода массой 3,6 г. Найдите массу образовавшегося при этом оксида меди(II) и химическое количество исходного гидроксида меди(II).

Домашний эксперимент

Известно, что растворы щелочей такие же скользкие, как и мыло. Значит ли это, что в мыльном растворе содержится щёлочь? Чтобы ответить на этот вопрос, растворите немного мыла в теплой воде и в полученный раствор добавьте несколько капель домашнего индикатора — сока черники или краснокочанной капусты. Что вы наблюдаете? О чем это свидетельствует? Расскажите о своем исследовании одноклассникам и учителю.

§ 18. Получение и применение оснований

Поскольку растворимые и нерастворимые основания различаются между собой по некоторым свойствам, эти вещества получают разными способами.

Получение щелочей

Одним из способов получения щелочей является взаимодействие оксидов активных металлов (**Li, Na, K, Ca, Ba**) с водой (т. е. гидратация оксидов), например:

$$\underset{\text{оксид кальция}}{CaO} + \underset{\text{вода}}{H_2O} = \underset{\text{гидроксид кальция}}{Ca(OH)_2}.$$

Получение нерастворимых оснований

Нерастворимые основания получают взаимодействием растворимых оснований (щелочей) с солями, например:

Правообладатель Народная асвета

$$3KOH + Fe(NO_3)_3 = Fe(OH)_3\downarrow + 3KNO_3.$$

гидроксид калия — нитрат железа(III) — гидроксид железа(III) — нитрат калия

Образующиеся нерастворимые основания выделяются из растворов в виде осадков (см. рис. 32).

Применение оснований

Из всех оснований наиболее широкое применение находят щёлочи. Раствор одной из них вы наверняка сможете найти дома. Эту жидкость под названием «Крот» (рис. 33) используют в быту для промывания кухонной канализации. Дело в том, что трубы в кране постепенно засоряются остатками жира и жирной пищи, которые мешают стоку воды. А щёлочи обладают способностью растворять жиры. Достаточно в засоренную трубу влить небольшое количество «Крота», и через некоторое время проблема будет решена.

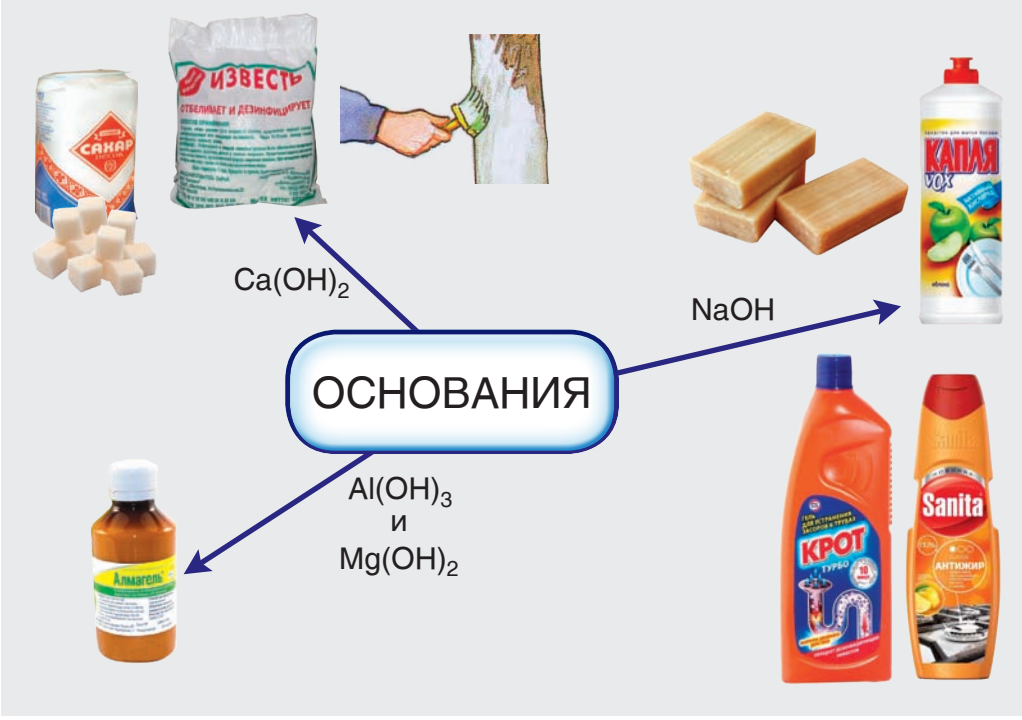


Рис. 33. Применение оснований

Правообладатель Народная асвета

В последнее время в быту получили широкое распространение *щелочные гели* — густые жидкости, содержащие гидроксид натрия. Они предназначены для быстрого удаления остатков пригоревшего жира с поверхности кухонных плит и микроволновых печей.

В гораздо большем объеме гидроксид натрия применяется в химической промышленности. Его используют в производстве мыла, жидких моющих средств, бумаги, искусственных волокон, различных солей и некоторых лекарств.

Другое растворимое основание, которое используется в больших масштабах, — гидроксид кальция $\mathbf{Ca(OH)_2}$. Его техническое название — «известь» или «извёстка». Взвесь этого основания в воде, напоминающая по внешнему виду молоко, используется для побелки деревьев весной. Делается это для того, чтобы личинки вредных насекомых не смогли проползти из земли к ветвям деревьев. Дело в том, что при контакте с известью эти личинки погибают. Кроме того, гидроксид кальция широко используется в качестве строительного материала для побелки стен и потолков. Он входит в состав строительных смесей для штукатурки, его часто добавляют в цементные растворы для увеличения прочности бетонных и железобетонных конструкций.

Большие количества гидроксида кальция используются в производстве сахара из сахарной свеклы.

Из нерастворимых оснований применение находят гидроксиды алюминия $\mathbf{Al(OH)_3}$ и магния $\mathbf{Mg(OH)_2}$. Они входят в состав медицинского препарата «Алмагель», который принимают внутрь при заболеваниях пищеварительной системы.

Лабораторный опыт 1

Получение нерастворимого основания

В пробирку с раствором сульфата меди(II) добавьте равный объем раствора гидроксида натрия. Что наблюдается? Каков цвет выпавшего осадка?

Напишите уравнение протекающей реакции и укажите ее тип.

Растворимые основания образуются при взаимодействии активных металлов с водой.

Нерастворимые основания получаются в результате взаимодействия щелочей с солями.

Щёлочи находят широкое практическое применение.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения оснований. Реакции каких типов лежат в их основе?
2. Напишите уравнения реакций металлов с водой, в результате которых образуются гидроксиды натрия и кальция.
3. Оксиды каких металлов реагируют с водой с образованием щелочей? Напишите три уравнения соответствующих реакций.
4. Как получают нерастворимые основания? Напишите по два уравнения реакций получения нерастворимых оснований — гидроксида магния и гидроксида железа(III).
5. Для чего в быту используется гидроксид натрия? На чем основано его применение? Каково промышленное применение гидроксида натрия? Какие ценные материалы и вещества получают на его основе?
6. Где находит применение гидроксид кальция? Для чего весной производится побелка стволов деревьев? Получение какого важного продукта питания связано с использованием гидроксида кальция?
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:
   калий → оксид калия → гидроксид калия → гидроксид меди(II);
   гидроксид железа(III) → вода → гидроксид бария → нитрат бария.
8. Натрий прореагировал с водой, в результате чего образовалась щёлочь массой 16 г. Рассчитайте массу исходного натрия и объем (н. у.) выделившегося водорода.
9. Химическое количество оксида кальция, вступившего в реакцию с водой, равно 0,75 моль. Рассчитайте массы прореагировавшей воды и полученного гидроксида кальция.
10. Рассчитайте массу хлорида железа(III), при взаимодействии которого с гидроксидом натрия получится гидроксид железа(III) химическим количеством 0,4 моль.
11. Кусочек калия растворили в воде, а к полученной щёлочи добавили раствор хлорида меди(II). При этом образовался осадок массой 1,96 г. Рассчитайте массу исходного калия.

Готовимся к олимпиадам. Имеется смесь оксидов натрия и кальция общей массой 90 г. В этой смеси химическое количество оксида кальция равно 0,5 моль. Найдите массу воды, которая прореагирует с указанной смесью оксидов.

Практическая работа 2

Изучение реакции нейтрализации

Цель работы: изучить действие кислот и щелочей на индикаторы, взаимодействие кислот с основаниями. Повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории.

Правообладатель Народная асвета

I. Действие кислот и щелочей на индикаторы. Используя один из индикаторов, распознайте в выданных вам пробирках 1 и 2 растворы веществ — гидроксида натрия и хлороводородной кислоты. Для этого в каждую пробирку добавьте по 1—2 капли раствора индикатора и определите, в какой из них находится раствор щёлочи, а в какой — раствор кислоты.

II. Реакция нейтрализации

1. В пробирку с обнаруженной вами хлороводородной кислотой и добавленным индикатором прилейте по каплям из второй пробирки раствор щёлочи, постоянно встряхивая смесь. Щёлочь прибавляйте до тех пор, пока окраска раствора не станет такой, как у водного раствора индикатора. Составьте уравнение реакции нейтрализации, назовите образовавшуюся соль.

2. В пробирку налейте 1—2 $см^3$ раствора гидроксида натрия и добавьте к нему 1—2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте появление интенсивной малиновой окраски. Нейтрализуйте щёлочь разбавленной серной кислотой. Составьте уравнение реакции, назовите образовавшуюся соль.

§ 19. Соли. Состав и классификация солей

При изучении химических свойств оксидов, кислот и оснований вы узнали, что эти вещества в результате различных реакций превращаются в соли — наиболее многочисленный класс неорганических веществ.

Состав солей

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете, что **соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.** Поскольку разных металлов и кислотных остатков известно много, число образованных ими солей очень велико.

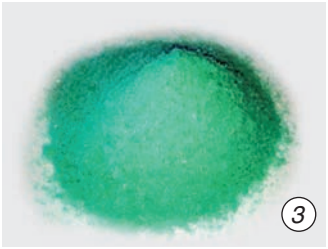
Вспомним правила составления формул солей и их названий.

Состав каждой соли определяется значениями валентности содержащихся в ней металла и кислотного остатка. Для составления формулы соли, например, сульфата алюминия нужно сделать следующее.

1. Написать символ металла алюминия (**Al**), рядом формулу кислотного остатка (**SO_4**) и указать сверху римскими цифрами значения их валентности (III и II):

$$\overset{III}{Al}\overset{II}{SO_4}.$$

Правообладатель Народная асвета



2. Найти наименьшее общее кратное (НОК) этих значений (6) и записать его величину посередине над римскими цифрами:

$$\overset{\text{III}}{\mathbf{Al}}\ \overset{6}{}\ \overset{\text{II}}{\mathbf{SO_4}}.$$

3. Найти индексы для атомов металла и кислотного остатка, поочередно разделив НОК на значения их валентности: индекс для **Al** = 6 : III = 2; индекс для $\mathbf{SO_4}$ = 6 : II = 3. Следовательно, формула сульфата алюминия — $\mathbf{Al_2(SO_4)_3}$.

Название любой соли состоит из двух слов — названия кислотного остатка (в именительном падеже) и названия металла (в родительном падеже). Примеры: $\mathbf{AlCl_3}$ — хлорид алюминия; $\mathbf{BaSO_4}$ — сульфат бария; $\mathbf{K_2CO_3}$ — карбонат калия; $\mathbf{Mg(NO_3)_2}$ — нитрат магния. Если металл проявляет переменную валентность, то ее значения указываются римской цифрой в скобках после названия металла, например:

$\overset{\text{II}}{\mathbf{FeSO_4}}$ — сульфат железа(II);

$\overset{\text{III}}{\mathbf{Fe_2(SO_4)_3}}$ — сульфат железа(III).

Все соли — вещества немолекулярного строения. При комнатной температуре это — твердые кристаллические вещества самой разнообразной окраски (рис. 34).

Рис. 34. Внешний вид некоторых солей: *1* — Na_2CrO_4, *2* — $K_2Cr_2O_7$, *3* — $NiSO_4$, *4* — NaCl, *5* — $CuSO_4$, *6* — $KMnO_4$, *7* — $CoCl_2$

Правообладатель Народная асвета

Ученые предполагают, что слово «соль» происходит от слова «солнце». Дело в том, что под воздействием теплых солнечных лучей вода некоторых озер испаряется, оставляя на дне твердое белое вещество. Оно пришлось по вкусу древним людям и прочно вошло в жизнь под названием «соль». Позже это слово стали использовать во множественном числе для обозначения целого класса однотипных веществ, которые вы сейчас изучаете.

Классификация солей

По способности растворяться в воде все соли делятся на две большие группы — *растворимые* и *нерастворимые*. Примеры солей каждой из этих групп приведены на следующей схеме:

Соли

Растворимые	Нерастворимые
$NaCl$, Na_2CO_3, $NaNO_3$, $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$, $AgNO_3$, $MgSO_4$, $CuSO_4$, $FeSO_4$, $ZnCl_2$, K_2S, $Al(NO_3)_3$, Na_3PO_4, $FeCl_3$	**$BaSO_4$, $PbSO_4$, $CaCO_3$, $MgCO_3$, $AgCl$, CuS, PbS, $Ca_3(PO_4)_2$**

Информацию о растворимости солей в воде вы найдете на форзаце 2 учебного пособия.

Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

Все соли — твердые кристаллические вещества.

По растворимости в воде соли подразделяются на растворимые и нерастворимые.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются солями? Напишите формулы пяти известных вам солей и назовите их.
2. Составьте химические формулы солей: нитрат железа(II); карбонат калия; хлорид алюминия; сульфат железа(III); фосфат калия; карбонат магния; силикат натрия.
3. Напишите формулы и названия солей, в состав которых входят:
   а) атомы магния и остатки фосфорной кислоты;
   б) атомы цинка и остатки азотной кислоты;

Правообладатель Народная асвета

в) атомы алюминия и остатки соляной кислоты;
г) атомы железа(II) и остатки серной кислоты;
д) атомы натрия и остатки кремниевой кислоты.

4. Напишите уравнения реакций и назовите соли, образующиеся при взаимодействии веществ:

а) оксида алюминия и азотной кислоты;
б) оксида фосфора(V) и гидроксида кальция;
в) гидроксида натрия и оксида углерода(IV);
г) серной кислоты и оксида магния;
д) гидроксида калия и нитрата железа(II).

5. Рассчитайте массовые доли алюминия в его хлориде и сульфате. В какой из солей массовая доля металла больше?

6. В карбонате неизвестного одновалентного металла массовая доля кислорода составляет 45,3 %. Определите неизвестный металл.

7. Выберите смесь солей, которую можно полностью растворить в воде:

а) $Al(NO_3)_3$, $CaCO_3$, $CaCl_2$; б) KBr, KNO_3, $MgSO_4$;
в) KNO_3, KBr, $BaSO_4$; г) $Ca_3(PO_4)_2$, $ZnSO_4$, $NaCl$.

8. Рассчитайте массу смеси нитрата натрия и карбоната цинка, в которой их химические количества равны соответственно 0,4 моль и 1,2 моль.

9. Найдите химическое количество хлорида натрия, который нужно добавить к нитрату калия массой 55 г для получения смеси общей массой 78,4 г.

10. Чему равна масса сульфата алюминия, если химическое количество этого вещества в 100 раз меньше его относительной формульной массы?

11. Рассчитайте общее химическое количество карбоната калия и нитрата магния в их смеси, если массы указанных солей равны соответственно 13,8 г и 29,6 г.

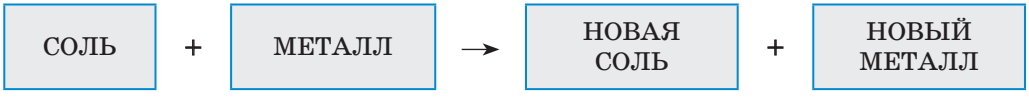
Готовимся к олимпиадам. В оксиде неизвестного трехвалентного металла массовая доля металла составляет 52,9 %. Найдите массовую долю этого же металла в его хлориде.

§ 20. Химические свойства солей

Для большинства солей характерны реакции замещения и обмена, а для некоторых еще и реакции разложения. Познакомимся с этими реакциями подробнее.

1. Реакции с металлами

Соли реагируют с металлами по общей схеме:



Правообладатель Народная асвета

Рис. 35. «Серебрение» монеты

При этом всегда *более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из соли менее активный металл, который расположен в этом ряду правее* (см. форзац 2).

Примеры реакций:

$$3\overset{II}{Cu}\overset{I}{Cl_2} + 2Al = 2\overset{III}{Al}\overset{I}{Cl_3} + 3Cu\downarrow;$$

хлорид меди(II) — алюминий — хлорид алюминия — медь

$$3\overset{I}{Ag}\overset{I}{NO_3} + Fe = \overset{III}{Fe}\overset{I}{(NO_3)_3} + 3Ag\downarrow.$$

нитрат серебра — железо — нитрат железа(III) — серебро

Образующиеся в этих реакциях менее активные металлы осаждаются на поверхности более активных металлов в виде рыхлой корочки. Однако, если менее активным металлом является жидкая ртуть, она выделяется в виде сплошной блестящей пленки. На этом ее свойстве основан очень интересный опыт «Серебрение монеты». В раствор соли ртути $\overset{II}{Hg}\overset{I}{(NO_3)_2}$ опускают медную монету, и практически сразу же ее поверхность становится блестящей, как серебро (рис. 35). Этот блеск никак не связан с серебром, он обусловлен выделением блестящей ртути:

$$\overset{II}{Hg}\overset{I}{(NO_3)_2} + Cu = \overset{II}{Cu}\overset{I}{(NO_3)_2} + Hg\downarrow.$$

нитрат ртути(II) — медь — нитрат меди(II) — ртуть

Помните! Ртуть и ее соли ядовиты! Поэтому данный опыт нельзя пытаться выполнить самостоятельно.

2. Реакции с кислотами

Вы изучили химические свойства кислот и уже знаете, что в водных растворах они реагируют с солями, образуя новые кислоты и новые соли. Если кислоты реагируют с солями, то, несомненно, будет правильным сказать, что соли реагируют с кислотами.

Итак, в водных растворах соли реагируют с кислотами по общей схеме:

СОЛЬ	+	КИСЛОТА	→	НОВАЯ СОЛЬ	+	НОВАЯ КИСЛОТА

Правообладатель Народная асвета

Обратите внимание! *В ходе реакций этого типа валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется.*

Эти реакции протекают, если одно из образующихся веществ выпадает в осадок или выделяется из раствора в виде газа (см. рис. 32), например:

$$\overset{II\ I}{BaCl_2} + \overset{I\ II}{H_2SO_4} = \overset{II\ II}{BaSO_4}\downarrow + \overset{I\ I}{2HCl};$$

хлорид бария; серная кислота; сульфат бария; хлороводородная кислота

$$\overset{I\ II}{K_2S} + \overset{I\ I}{2HCl} = \overset{I\ I}{2KCl} + \overset{I\ II}{H_2S}\uparrow.$$

сульфид калия; хлороводородная кислота; хлорид калия; сероводород

Реакции этого типа относятся к *реакциям обмена*, поскольку участвующие в них исходные вещества обмениваются своими составными частями.

3. Реакции со щелочами

Изучив химические свойства оснований, вы узнали, что основания (щёлочи) реагируют с солями, образуя новые основания и новые соли. Будет совершенно правильным, что эти же продукты образуются и при взаимодействии солей с основаниями.

Итак, соли реагируют со щелочами по общей схеме:

СОЛЬ + ОСНОВАНИЕ (ЩЁЛОЧЬ) → НОВАЯ СОЛЬ + НОВОЕ ОСНОВАНИЕ

Обратите внимание! *В ходе таких реакций валентность атомов металлов, гидроксогрупп и кислотных остатков не изменяется.*

Эти процессы протекают, если один или оба продукта реакций нерастворимы в воде, например:

$$\overset{II\ II}{FeSO_4} + \overset{I\ I}{2NaOH} = \overset{I\ II}{Na_2SO_4} + \overset{II\ I}{Fe(OH)_2}\downarrow;$$

сульфат железа(II); гидроксид натрия; сульфат натрия; гидроксид железа(II)

$$\overset{II\ II}{ZnSO_4} + \overset{II\ I}{Ba(OH)_2} = \overset{II\ II}{BaSO_4}\downarrow + \overset{II\ I}{Zn(OH)_2}\downarrow.$$

сульфат цинка; гидроксид бария; сульфат бария; гидроксид цинка

Правообладатель Народная асвета

4. Реакции с другими солями

Соли в водных растворах вступают в реакции обмена с другими солями по общей схеме:

СОЛЬ	+	СОЛЬ	→	НОВАЯ СОЛЬ	+	НОВАЯ СОЛЬ

Обратите внимание! *В ходе реакций этого типа валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется.*

Эти реакции протекают, если одна или обе новые соли нерастворимы в воде:

$$\overset{II\ I}{CaCl_2} + \overset{I\ II}{Na_2CO_3} = \overset{II\ II}{CaCO_3}\downarrow + 2\overset{I\ I}{NaCl};$$

хлорид кальция + карбонат натрия = карбонат кальция + хлорид натрия

$$\overset{II\ II}{CuSO_4} + \overset{II\ II}{BaS} = \overset{II\ II}{CuS}\downarrow + \overset{II\ II}{BaSO_4}\downarrow.$$

сульфат меди(II) + сульфид бария = сульфид меди(II) + сульфат бария

Соли некоторых кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании с образованием оснóвного и кислотного оксидов по общей схеме:

СОЛЬ	$\xrightarrow{t}$	ОСНÓВНЫЙ ОКСИД	+	КИСЛОТНЫЙ ОКСИД

В ходе таких реакций всегда образуется газообразный кислотный оксид. Он соответствует кислоте, остаток которой содержится в соли. Поскольку угольной кислоте H_2CO_3 соответствует кислотный оксид CO_2, то при разложении многих солей указанной кислоты образуется этот оксид:

$$\overset{II}{CaCO_3} \overset{t}{=} \overset{II}{CaO} + CO_2\uparrow.$$

карбонат кальция = оксид кальция + оксид углерода(IV)

По приведенной схеме разлагаются и некоторые соли сернистой кислоты H_2SO_3, которой соответствует кислотный оксид SO_2:

$$\overset{II}{BaSO_3} \overset{t}{=} \overset{II}{BaO} + SO_2\uparrow.$$

сульфит бария = оксид бария + оксид серы(IV).

Правообладатель Народная асвета

Обратите внимание! *В ходе этих реакций валентность атомов металлов не изменяется.*

Для большинства солей характерны реакции замещения и обмена, некоторые соли разлагаются при нагревании.

Соли реагируют с металлами с образованием новой соли и нового металла.

Соли реагируют с кислотами с образованием новой соли и новой кислоты.

Соли реагируют со щелочами, образуя новую соль и новое основание.

Соли вступают в реакции с другими солями, образуя новые соли.

Лабораторный опыт 2

Взаимодействие растворов солей с металлами

Налейте в пробирку раствор сульфата меди(II) объемом примерно 5 см^3. Опустите в этот раствор очищенный от ржавчины и жира железный предмет (гвоздь, канцелярскую скрепку). Что наблюдается примерно через 1 минуту?

Напишите уравнение протекающей реакции и определите ее тип.

? Вопросы и задания

1. Какие типы реакций характерны для большинства солей? Напишите по два уравнения реакций каждого из указанных вами типов.
2. Какие из металлов — Zn, Au, Fe, Hg, Mg, Al, Ag — вытесняют медь из сульфата меди в водном растворе? Напишите уравнения всех возможных реакций, назовите вещества.
3. В растворе содержатся нитраты натрия, кальция, меди(II) и серебра(I). В этот раствор добавляли цинк до завершения возможных реакций. Какие вещества содержатся в образовавшемся растворе? Обоснуйте свой ответ.
4. В одном из стаканов находится раствор карбоната калия, а в другом — раствор хлорида бария. В каждый из стаканов прилили раствор серной кислоты. Какие изменения должны при этом произойти? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите их продукты.
5. Используя сведения о растворимости солей (§ 19), объясните, почему в растворе:

   а) карбонат натрия реагирует с хлоридом кальция, но не реагирует с хлоридом калия;

   б) хлорид натрия реагирует с нитратом серебра, но не реагирует с нитратом кальция;

Правообладатель Народная асвета

в) фосфат натрия реагирует с нитратом магния, но не реагирует с нитратом натрия.

Напишите уравнения возможных реакций, назовите образующиеся вещества.

6. Напишите уравнения реакций между веществами:
а) хлоридом меди(II) и гидроксидом калия;
б) гидроксидом натрия и сульфатом железа(III);
в) гидроксидом кальция и нитратом магния;
г) сульфатом натрия и гидроксидом бария.

7. Представьте, что в одном из стаканов находится раствор нитрата калия, а в другом — раствор нитрата кальция. Раствор какой из солей — NaCl или Na_2CO_3 — нужно добавить в каждый из стаканов, чтобы распознать их содержимое? Объясните свой выбор. Напишите уравнение соответствующей реакции, назовите ее продукты.

8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:

хлорид натрия → хлороводородная кислота → азотная кислота;
сульфат меди(II) → гидроксид меди(II) → нитрат меди(II) → медь → оксид меди(II);
карбонат кальция → углекислый газ → карбонат калия → нитрат калия.

9. Рассчитайте массу железа, которое прореагирует с сульфатом меди(II) массой 32 г.

10. Найдите объем (н. у.) углекислого газа, который выделится при растворении в соляной кислоте карбоната кальция массой 15 г.

11. Найдите химическое количество и объем углекислого газа, который образуется при термическом разложении карбоната кальция массой 40 г.

Готовимся к олимпиадам. К раствору нитрата железа(III) прилили раствор неизвестной щёлочи, в результате чего образовалась соль — нитрат калия и нерастворимое основание массой 10,7 г. Рассчитайте массу прореагировавшей щёлочи.

§ 21. Получение и применение солей

Многие из солей, находящих практическое применение, получают на химических предприятиях. Для этого используют различные реакции, в том числе и те, с которыми вы познакомились при изучении химических свойств оксидов, кислот, оснований и солей. Важнейшими способами получения солей являются следующие.

1. Взаимодействие металлов с неметаллами

Многие металлы вступают в химические реакции с наиболее активными неметаллами — хлором Cl_2, бромом Br_2, иодом I_2, а также с серой S.

Правообладатель Народная асвета

При этом образуются соли соответствующих бескислородных кислот. Например, в результате реакций металлов с хлором образуются *хлориды* — соли хлороводородной (соляной) кислоты:

$$\underset{\text{натрий}}{2Na} + \underset{\text{хлор}}{Cl_2} = \underset{\text{хлорид натрия}}{2NaCl};$$

$$\underset{\text{кальций}}{Ca} + \underset{\text{хлор}}{Cl_2} = \underset{\text{хлорид кальция}}{CaCl_2};$$

$$\underset{\text{железо}}{2Fe} + \underset{\text{хлор}}{3Cl_2} = \underset{\text{хлорид железа(III)}}{2FeCl_3}.$$

При взаимодействии металлов с серой образуются *сульфиды* — соли сероводородной кислоты:

$$\underset{\text{калий}}{2K} + \underset{\text{сера}}{S} = \underset{\text{сульфид калия}}{K_2S};$$

$$\underset{\text{железо}}{Fe} + \underset{\text{сера}}{S} = \underset{\text{сульфид железа(II)}}{FeS};$$

$$\underset{\text{алюминий}}{2Al} + \underset{\text{сера}}{3S} = \underset{\text{сульфид алюминия}}{Al_2S_3}.$$

2. Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами

Многие соли кислородсодержащих кислот образуются в результате реакций осно́вных оксидов с кислотными оксидами, например:

$$\underset{\text{оксид натрия}}{Na_2O} + \underset{\text{оксид углерода(IV)}}{CO_2} = \underset{\text{карбонат натрия}}{Na_2CO_3};$$

$$\underset{\text{оксид калия}}{K_2O} + \underset{\text{оксид азота(V)}}{N_2O_5} = \underset{\text{нитрат калия}}{2KNO_3};$$

$$\underset{\text{оксид кальция}}{3CaO} + \underset{\text{оксид фосфора(V)}}{P_2O_5} = \underset{\text{фосфат кальция}}{Ca_3(PO_4)_2};$$

$$\underset{\text{оксид магния}}{MgO} + \underset{\text{оксид серы(VI)}}{SO_3} = \underset{\text{сульфат магния}}{MgSO_4}.$$

Правообладатель Народная асвета

3. Взаимодействие осно́вных оксидов с кислотами

Важным способом получения солей является взаимодействие осно́вных оксидов с бескислородными и кислородсодержащими кислотами:

$$Na_2O + H_2S = Na_2S + H_2O;$$

оксид натрия — сероводородная кислота — **сульфид** натрия — вода

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

оксид железа(II) — соляная кислота — **хлорид** железа(II) — вода

$$K_2O + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2O;$$

оксид калия — серная кислота — **сульфат** калия — вода

$$MgO + 2HNO_3 = Mg(NO_3)_2 + H_2O.$$

оксид магния — азотная кислота — **нитрат** магния — вода

4. Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами

Соли кислородсодержащих кислот можно получить взаимодействием кислотных оксидов со щелочами:

$$CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O;$$

оксид углерода(IV) — гидроксид калия — **карбонат** калия — вода

$$SO_3 + Ca(OH)_2 = CaSO_4 + H_2O;$$

оксид серы(VI) — гидроксид кальция — **сульфат** кальция — вода

$$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O;$$

оксид фосфора(V) — гидроксид натрия — **фосфат** натрия — вода

$$N_2O_5 + Ba(OH)_2 = Ba(NO_3)_2 + H_2O.$$

оксид азота(V) — гидроксид бария — **нитрат** бария — вода

5. Взаимодействие солей с кислотами

Соли образуются также в результате взаимодействия солей с кислотами, если один из продуктов реакции выделяется в виде осадка или газа:

$$AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3;$$

нитрат серебра — соляная кислота — **хлорид** серебра — азотная кислота

$$CaCl_2 + H_2SO_4 = CaSO_4\downarrow + 2HCl;$$

хлорид кальция — серная кислота — **сульфат** кальция — соляная кислота

Правообладатель Народная асвета

$$K_2S + H_2SO_4 = K_2SO_4 + H_2S\uparrow;$$

сульфид калия, серная кислота, **сульфат** калия, сероводород

$$ZnCO_3 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow.$$

карбонат цинка, азотная кислота, **нитрат** цинка, вода, оксид углерода(IV)

6. Взаимодействие солей со щелочами

Одним из способов получения солей является взаимодействие солей со щелочами. При этом один или оба продукта реакции выделяются в виде осадка:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4;$$

сульфат меди(II), гидроксид натрия, гидроксид меди(II), **сульфат** натрия

$$K_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2KOH + CaCO_3\downarrow;$$

карбонат калия, гидроксид кальция, гидроксид калия, **карбонат** кальция

$$Fe(NO_3)_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3;$$

нитрат железа(III), гидроксид натрия, гидроксид железа(III), **нитрат** натрия

$$MgCl_2 + 2KOH = Mg(OH)_2\downarrow + 2KCl.$$

хлорид магния, гидроксид калия, гидроксид магния, **хлорид** калия

7. Взаимодействие солей с металлами

Соли образуются также в результате взаимодействия металлов с солями. При этом более активные металлы вытесняют менее активные металлы из их солей:

$$Fe + CuCl_2 = FeCl_2 + Cu\downarrow;$$

железо, хлорид меди(II), **хлорид** железа(II), медь

$$Cu + Hg(NO_3)_2 = Cu(NO_3)_2 + Hg\downarrow;$$

медь, нитрат ртути(II), **нитрат** меди(II), ртуть

$$Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb\downarrow;$$

цинк, нитрат свинца(II), **нитрат** цинка, свинец

$$Al + 3AgNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3Ag\downarrow.$$

алюминий, нитрат серебра, **нитрат** алюминия, серебро

Правообладатель Народная асвета

Соли в природе и в повседневной жизни человека

Соли широко распространены в природе. Огромное их количество содержится в гидросфере, т. е. в жидкой оболочке нашей планеты — воде океанов и морей. Вы, наверняка, знаете, что морская вода солоновато-горькая на вкус. Это объясняется наличием в ней растворенных солей. Особенно много их в воде Мертвого моря. Представьте, что в одном литре воды этого моря содержится от 350 до 420 г солей! Общая же масса солей, растворенных в воде всех морей и океанов нашей планеты, огромна и равна примерно $5 \cdot 10^{19}$ кг. Около $\frac{3}{4}$ этой массы приходится на хлорид натрия **NaCl**, а оставшуюся часть составляют соли калия, кальция, магния, железа и других металлов. Вода океанов и морей содержит соли, в состав которых входят атомы большинства известных химических элементов.

Хлорид натрия и хлорид калия в виде горной породы *сильвинита* (рис. 36) содержатся и в твердой оболочке нашей планеты — земной коре. В некоторых ее участках, расположенных не очень далеко от поверхности, этих солей особенно много. Такие участки суши называются *месторождениями*. Одно из крупнейших в мире месторождений сильвинита (Старóбинское) находится на территории Республики Беларусь (Солигорский район Минской области).

К важнейшим природным солям относятся также карбонат кальция $\mathbf{CaCO_3}$, фосфат кальция $\mathbf{Ca_3(PO_4)_2}$ и сульфат кальция $\mathbf{CaSO_4}$. Большие залежи карбоната кальция в виде известняка и минерала кальцита встречаются на поверхности Земли, а в виде мела — на дне океанов и морей. Обратите внимание: мел, которым вы пишете на доске, — одна из самых распространенных на нашей планете солей!

Большое число солей используется нами в повседневной жизни. Самая главная соль, которую мы используем в быту, — *поваренная*, или *кухонная* соль **NaCl**. Она не только сохраняет пищу и улучшает ее вкус,

Рис. 36. Соли — горные породы: *1* — сильвинит, *2* — известняк, *3* — кальцит

Правообладатель Народная асвета

но и участвует в важных процессах в организме, поддерживающих нашу жизнь. В сутки взрослому человеку требуется от 6 до 9 г этой соли. Однако избыток соли в пище вреден для здоровья.

Многие соли используются в медицине. Например, для диагностики заболеваний пищеварительного тракта применяют соль сульфат бария **$BaSO_4$**. При большой потере крови или сильном обезвоживании в организм пациента вводят раствор хлорида натрия **NaCl**, называемый *физиологическим раствором*.

Экологические проблемы добычи солей

Чаще всего в месторождениях соли находятся не в чистом виде, а в смеси с различными примесями. Эту смесь — руду — из глубоких подземных шахт поднимают на поверхность земли и выделяют из нее полезные соли. Ненужные примеси, которые при этом остаются, собираются в больших количествах, образуя огромные *соляные отвалы*. Внешне они напоминают горы (рис. 37). Эти отвалы представляют опасность для окружающей среды. Дело в том, что содержащиеся в отвалах вещества растворяются в дождевой воде и в виде раствора проникают глубоко в почву, попадая в поземные воды. Почва от этого становится «мертвой», а вода — непригодной для питья и использования в быту. Поэтому в настоящее время стоит важная задача уменьшить вредное воздействие соляных отвалов на окружающую среду. Для ее решения ученые предлагают разные способы. Один из них заключается в том, что руду перерабатывают под землей, оставляя ненужные отходы в подземных пустотах.

Рис. 37. Соляные отвалы

Соли получают, используя различные реакции с участием металлов, оксидов, кислот, оснований и других солей.

Важнейшими способами получения солей являются реакции металлов с неметаллами; осно́вных оксидов с кислотными оксидами; кислотных оксидов со щелочами; осно́вных оксидов с кислотами; солей с кислотами; солей со щелочами; металлов с солями.

Соли широко распространены в природе.

Соли применяются в быту и в промышленности. Одна из самых важных солей — хлорид натрия NaCl.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения солей. Реакции каких типов лежат в их основе?
2. Можно ли одну и ту же соль получить несколькими разными способами? Чем это объясняется? Напишите уравнения пяти разных реакций получения соли хлорида магния $MgCl_2$.
3. Как, используя серную кислоту, можно разными способами получить соль сульфат железа(II) $FeSO_4$? Напишите уравнения пяти возможных реакций ее получения.
4. Как, используя щёлочь NaOH, можно тремя разными способами получить соль сульфат натрия Na_2SO_4? Напишите уравнения реакций.
5. Напишите уравнения возможных реакций обмена, в результате которых образуется соль сульфат бария $BaSO_4$.
6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:
   $CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow KNO_3$;
   $P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$;
   $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCO_3 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2$.
7. Перечислите важнейшие природные соли. С какими из них вы сталкиваетесь практически ежедневно? Какая соль входит в состав школьного мела?
8. В чем заключается экологическая опасность соляных отвалов?
9. Рассчитайте массы сульфата натрия Na_2SO_4 и нитрата бария $Ba(NO_3)_2$, при взаимодействии которых образуется сульфат бария массой 9,32 г.
10. Рассчитайте массы серной кислоты и оксида железа(III), при взаимодействии которых образуется соль химическим количеством 0,2 моль.

11*. Химическое количество хлорида железа(III), вступившего в реакцию обмена с нитратом серебра $AgNO_3$, равно 0,08 моль. Рассчитайте массу прореагировавшего нитрата серебра и химическое количество образовавшегося хлорида серебра AgCl.

Готовимся к олимпиадам. В смеси содержатся сульфат меди(II) массой 32 г и нитрат меди(II) массой 18,8 г. Рассчитайте общее химическое количество гидроксида натрия, который прореагирует с указанной смесью солей.

§ 22. Взаимосвязь между основными классами неорганических веществ

Вы уже знаете, что многие простые вещества — металлы и неметаллы соединяются с кислородом, образуя осно́вные и кислотные оксиды. Например, металл кальций при этом окисляется до осно́вного оксида **CaO**, а неметалл фосфор — до кислотного оксида $\mathbf{P_2O_5}$. Вам также известно, что осно́вные и кислотные оксиды, присоединяя воду, превраща-

Правообладатель Народная асвета

ются в **гидраты оксидов**, или **гидроксиды**, которые делятся на основания и кислородсодержащие кислоты. Так, вышеуказанный оксид кальция в результате гидратации образует гидроксид — основание $\mathbf{Ca(OH)_2}$, а оксид фосфора(V) превращается в гидроксид, являющийся кислотой $\mathbf{H_3PO_4}$. Гидроксиды же, реагируя с другими веществами, образуют соли. Последовательность всех перечисленных превращений можно изобразить в виде общей схемы, в которой переходы от веществ одних классов к веществам других классов условно изображены стрелками:

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА → ОКСИДЫ → ГИДРОКСИДЫ → СОЛИ

Из этой схемы видно, что простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли, последовательно «порождая» друг друга, образуют ряд взаимосвязанных между собой веществ.

Известны два типа таких рядов — *ряды взаимосвязи металлов и их соединений* и *ряды взаимосвязи неметаллов и их соединений*.

Ряды взаимосвязи металлов и их соединений

Каждый такой ряд состоит из металла, его осно́вного оксида, основания и любой соли этого же металла:

МЕТАЛЛ → ОСНО́ВНЫЙ ОКСИД → ОСНОВАНИЕ (ОСНО́ВНЫЙ ГИДРОКСИД) → СОЛЬ

Приведем примеры таких рядов.

Ряд кальция: $\mathbf{Ca} \longrightarrow \mathbf{CaO} \longrightarrow \mathbf{Ca(OH)_2} \longrightarrow \mathbf{CaCl_2}$;
Ряд натрия: $\mathbf{Na} \longrightarrow \mathbf{Na_2O} \longrightarrow \mathbf{NaOH} \longrightarrow \mathbf{Na_3PO_4}$;
Ряд магния: $\mathbf{Mg} \longrightarrow \mathbf{MgO} \longrightarrow \mathbf{Mg(OH)_2} \longrightarrow \mathbf{Mg(NO_3)_2}$;
Ряд железа: $\mathbf{Fe} \longrightarrow \mathbf{FeO} \longrightarrow \mathbf{Fe(OH)_2} \longrightarrow \mathbf{FeSO_4}$.

Для перехода от металлов к осно́вным оксидам во всех этих рядах используются реакции соединения с кислородом, например:

$$2Ba + O_2 = 2BaO;$$
$$2Mg + O_2 = 2MgO.$$

Переход от осно́вных оксидов к основаниям в первых двух рядах осуществляется путем известной вам реакции гидратации, например:

$$BaO + H_2O = Ba(OH)_2.$$

Правообладатель Народная асвета

Что касается последних двух рядов (с. 101), то содержащиеся в них оксиды **MgO** и **FeO** с водой не реагируют. В таких случаях для получения оснований эти оксиды сначала превращают в соли, а уже их — в основания. Поэтому, например, для осуществления перехода от оксида **MgO** к гидроксиду $Mg(OH)_2$ используют последовательные реакции:

$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O;$$
$$MgSO_4 + 2NaOH = Mg(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Переходы от оснований к солям осуществляются уже известными вам реакциями. Так, растворимые основания (щёлочи), находящиеся в первых двух рядах, превращаются в соли под действием кислот, кислотных оксидов или солей. Нерастворимые основания из последних двух рядов образуют соли под действием кислот.

Ряды взаимосвязи неметаллов и их соединений

Каждый такой ряд состоит из неметалла, кислотного оксида, соответствующей кислоты и соли, содержащей анионы этой кислоты:

НЕМЕТАЛЛ → КИСЛОТНЫЙ ОКСИД → КИСЛОТА (КИСЛОТНЫЙ ГИДРОКСИД) → СОЛЬ

Приведем примеры таких рядов.

Ряд фосфора: $P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Na_3PO_4$;
Ряд углерода: $C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow H_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3$;
Ряд серы: $S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow H_2SO_3 \longrightarrow MgSO_3$;
Ряд кремния: $Si \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow H_2SiO_3 \longrightarrow K_2SiO_3$.

Для перехода от неметаллов к кислотным оксидам во всех этих рядах используются реакции соединения с кислородом, например:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5;$$
$$Si + O_2 = SiO_2.$$

Переход от кислотных оксидов к кислотам в первых трех рядах осуществляется путем известной вам реакции гидратации, например:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

Однако вы знаете, что содержащийся в последнем ряду оксид SiO_2 с водой не реагирует. В этом случае его сначала превращают в соответствующую соль, из которой затем получают нужную кислоту:

Правообладатель Народная асвета

$$SiO_2 + 2KOH = K_2SiO_3 + H_2O;$$
$$K_2SiO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2SiO_3\downarrow.$$

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

Запомните!

- *Вещества одного и того же ряда друг с другом не реагируют.*
- *Если одно вещество принадлежит к ряду металлов и их соединений, а другое — к ряду неметаллов и их соединений, то эти вещества реагируют друг с другом с образованием солей* (рис. 38).

Эта схема отображает взаимосвязь между различными классами неорганических соединений и объясняет многообразие химических реакций между ними. Эти реакции постоянно происходят в природе и широко используются в практической деятельности человека.

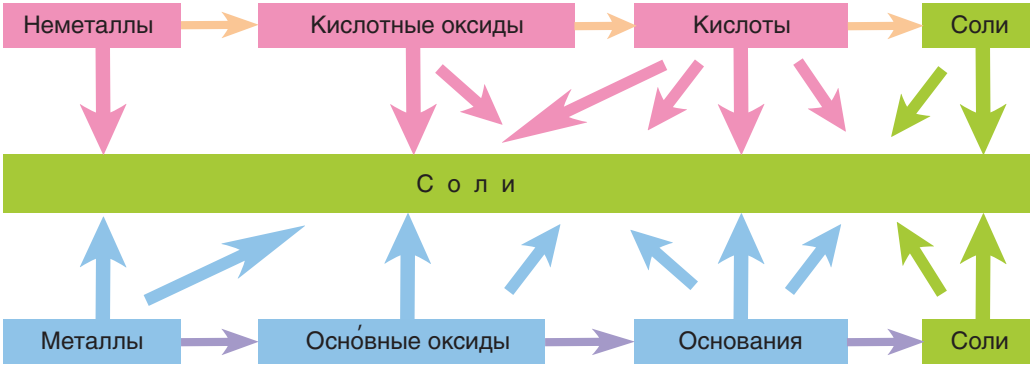


Рис. 38. Схема превращений неорганических веществ

Простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли взаимосвязаны между собой.

Различают два типа рядов взаимосвязанных веществ:

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

Вещества, принадлежащие к одному ряду, друг с другом не реагируют.

Вещества, принадлежащие к рядам разных типов, реагируют между собой с образованием солей.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Какие из предложенных оксидов — CO, K_2O, SO_3, FeO, CO_2 — реагируют с водой; с серной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
2. Какие из предложенных оксидов — NO, CaO, SO_2, Na_2O, P_2O_5 — реагируют с оксидом серы(VI); с гидроксидом калия? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
3. С помощью каких химических реакций можно получить гидроксид магния $Mg(OH)_2$, имея в своем распоряжении магний и другие необходимые реактивы? Напишите уравнения этих реакций и назовите их продукты.
4. С помощью каких химических реакций можно получить кремниевую кислоту H_2SiO_3, имея в распоряжении кремний и другие необходимые реактивы? Напишите уравнения этих реакций и назовите их продукты.
5. Напишите по одному уравнению реакций кислоты с металлом, оснóвным оксидом и основанием. Постарайтесь в каждом примере использовать разные кислоты и разные металлы. Назовите продукты реакций.
6. С какими из предложенных веществ — Hg, $Ca(OH)_2$, HCl, Mg, K_2CO_3, NaCl — реагирует в водном растворе соль нитрат меди(II) $Cu(NO_3)_2$? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
7. Напишите уравнения трех реакций, с помощью которых можно получить соль сульфат цинка.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых карбонат железа(II) $FeCO_3$ можно превратить в гидроксид железа(II) $Fe(OH)_2$. Назовите продукты реакций.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
   а) $Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3$;
   б) $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnCl_2$;
   в) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_3$;
   г) $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow Na_2SiO_3$;
   д) $FeO \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2$;
   е) $CuCO_3 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu$.
10. В результате взаимодействия карбоната натрия и гидроксида бария образовался осадок массой 1,97 г. Вычислите его химическое количество и массу второго продукта реакции.

11*. В смеси содержатся цинк массой 13 г и алюминий химическим количеством 0,2 моль. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится при растворении указанной смеси в серной кислоте.

Готовимся к олимпиадам. В результате взаимодействия неизвестной соли с неизвестной кислотой образовались соль — хлорид кальция и угольная кислота, при разложении которой выделился газ объемом (н. у.) 2,24 $дм^3$. Определите массу неизвестной соли и химическое количество прореагировавшей с ней неизвестной кислоты.

Правообладатель Народная асвета

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач

Цель работы: научиться применять знания о свойствах и взаимопревращениях неорганических веществ. Повторить основные правила поведения и работы в кабинете химии.

Задача 1. Распознайте выданные в трех пробирках растворы серной кислоты, гидроксида натрия и хлорида натрия.

Задача 2. Как можно доказать присутствие щёлочи в растворе? Определите, содержится ли щёлочь в мыльной воде.

Задача 3. Используя выданные реактивы, получите нерастворимое основание — гидроксид меди(II), а из него — соль хлорид меди(II).

Задача 4. Используя набор реактивов, получите нерастворимый гидроксид железа(III) и превратите его в соль — сульфат железа(III).

Задача 5. Даны вещества: железо, медь, серная кислота, гидроксид натрия, хлорид железа(III), карбонат кальция. Определите, с какими из них реагирует хлороводородная (соляная) кислота. Проведите две любые реакции из числа возможных. Составьте уравнения этих реакций и назовите их продукты.

Задача 6. Даны вещества: HCl, Cu, H_2SO_4, KOH, $FeCl_3$, $CaCO_3$. Определите, какие из них реагируют в растворе с гидроксидом натрия. Проведите две любые реакции из числа возможных. Составьте уравнения этих реакций и назовите их продукты.

Задача 7. Накипь на дне и стенках чайника состоит, в основном, из карбоната кальция $CaCO_3$. Какую химическую реакцию можно использовать для очистки чайника от этой накипи? Проведите эту реакцию, используя выданные реактивы.

Задача 8. С помощью каких химических реакций можно очистить гвоздь от ржавчины, состоящей из оксида железа(III) и гидроксида железа(III)? Осуществите эти реакции, используя выданные реактивы.

§ 23. Решение расчетных задач по теме «Основные классы неорганических соединений»

В предыдущей главе вы познакомились с количественными расчетами по уравнениям реакций. Теперь вам предстоит закрепить свои навыки решения расчетных задач на примерах уравнений реакций с участием оксидов, кислот, оснований и солей.

Правообладатель Народная асвета

Пример 1. *Алюминий массой 21,6 г сожгли в кислороде. Рассчитайте массу образовавшегося оксида алюминия.*

Дано:
$m(Al) = 21{,}6$ г

$m(Al_2O_3) = ?$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество исходного алюминия:

$$n(Al) = \frac{m(Al)}{M(Al)} = \frac{21{,}6\ г}{27\ г/моль} = 0{,}8\ моль.$$

2. Зная химическое количество алюминия, по уравнению реакции найдем химическое количество (x) образовавшегося оксида:

$$\underset{4\ моль}{\overset{0{,}8\ моль}{4Al}} + 3O_2 = \underset{2\ моль}{\overset{x}{2Al_2O_3}},$$

откуда получим: $x = \frac{0{,}8\ моль \cdot 2\ моль}{4\ моль} = 0{,}4$ моль. Это — $n(Al_2O_3)$.

3. Исходя из химического количества оксида алюминия, рассчитаем его массу:

$$m(Al_2O_3) = n(Al_2O_3) \cdot M(Al_2O_3) = 0{,}4\ моль \cdot 102\ г/моль = 40{,}8\ г.$$

Ответ: $m(Al_2O_3) = 40{,}8$ г.

Пример 2. *Оксид железа(III) прореагировал с водородом объемом (н. у.) 53,76 дм^3. Рассчитайте массу образовавшегося железа.*

Дано:
$V(H_2) = 53{,}76$ дм^3 (н. у.)

$m(Fe) = ?$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество прореагировавшего водорода:

$$n(H_2) = \frac{V(H_2)}{V_m} = \frac{53{,}76\ дм^3}{22{,}4\ дм^3/моль} = 2{,}4\ моль.$$

2. Зная химическое количество водорода, по уравнению реакции найдем химическое количество (x) образовавшегося железа:

$$F_2O_3 + \underset{3\ моль}{\overset{2{,}4\ моль}{3H_2}} = \underset{2\ моль}{\overset{x}{2Fe}} + 3H_2O,$$

откуда получим: $x = \frac{2{,}4\ моль \cdot 2\ моль}{3\ моль} = 1{,}6$ моль. Это — $n(Fe)$.

3. Исходя из химического количества железа, рассчитаем его массу:

$$m(Fe) = n(Fe) \cdot M(Fe) = 1{,}6\ моль \cdot 56\ г/моль = 89{,}6\ г.$$

Ответ: $m(Fe) = 89{,}6$ г.

Правообладатель Народная асвета

Пример 3. *Рассчитайте объем (н. у.) метана, при сгорании которого в кислороде образуется вода массой 25,2 г.*

Дано:	Решение
$m(H_2O) = 25{,}2$ г	1. Рассчитаем химическое количество образующейся воды:
$V(CH_4)$ (н. у.) = ?	

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{25{,}2\ г}{18\ г/моль} = 1{,}4\ моль.$$

2. Зная химическое количество воды, по уравнению реакции найдем химическое количество (x) сгорающего метана:

$$\underset{1\ моль}{\overset{x}{CH_4}} + 2O_2 = CO_2 + \underset{2\ моль}{\overset{1{,}4\ моль}{2H_2O}},$$

откуда получим: $x = \frac{1{,}4\ моль \cdot 1\ моль}{2\ моль} = 0{,}7$ моль. Это — $n(CH_4)$.

3. Исходя из химического количества метана, рассчитаем его объем (н. у.):

$$V(CH_4) = n(CH_4) \cdot V_m = 0{,}7\ моль \cdot 22{,}4\ дм^3/моль = 15{,}68\ дм^3.$$

Ответ: $V(CH_4)$ (н. у.) = 15,68 дм^3.

Пример 4. *Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания водорода объемом (н. у.) 6,72 дм^3.*

Дано:	Решение
$V(H_2) = 6{,}72$ дм^3 (н. у.)	1. Рассчитаем химическое количество исходного водорода:
$V(O_2)$ (н. у.) = ?	

$$n(H_2) = \frac{V(H_2)}{V_m} = \frac{6{,}72\ дм^3}{22{,}4\ дм^3/моль} = 0{,}3\ моль.$$

2. Зная химическое количество водорода, по уравнению реакции найдем химическое количество (x) реагирующего с ним кислорода:

$$\underset{2\ моль}{\overset{0{,}3\ моль}{2H_2}} + \underset{1\ моль}{\overset{x}{O_2}} = 2H_2O,$$

откуда получим: $x = \frac{0{,}3\ моль \cdot 1\ моль}{2\ моль} = 0{,}15$ моль. Это — $n(O_2)$.

Правообладатель Народная асвета

3. Исходя из химического количества кислорода, рассчитаем его объем (н. у.):

$$V(O_2) = n(O_2) \cdot V_m = 0{,}15 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 3{,}36 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(O_2)$ (н. у.) = 3,36 дм^3.

Пример 5. *Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа и массу оксида кальция, которые образуются при нагревании карбоната кальция массой 125 г.*

Дано:	Решение
$m(CaCO_3) = 125$ г	1. Рассчитаем химическое количество исходного карбоната кальция:
$V(CO_2)$ (н. у.) = ? $m(CaO)$ = ?	$n(CaCO_3) = \frac{m(CaCO_3)}{M(CaCO_3)} = \frac{125 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 1{,}25$ моль.

2. Зная химическое количество карбоната кальция, по уравнению реакции найдем химическое количество (x) образующегося углекислого газа:

$$\underset{1 \text{ моль}}{\overset{1{,}25 \text{ моль}}{CaCO_3}} \overset{t}{=} CaO + \underset{1 \text{ моль}}{\overset{x}{CO_2}},$$

откуда получим: $x = \frac{1{,}25 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1{,}25$ моль. Это — $n(CO_2)$.

3. Исходя из химического количества оксида углерода(IV), рассчитаем его объем (н. у.):

$$V(CO_2) = n(CO_2) \cdot V_m = 1{,}25 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 28 \text{ дм}^3.$$

4. Зная химическое количество карбоната кальция, по уравнению реакции найдем химическое количество (y) образующегося оксида кальция:

$$\underset{1 \text{ моль}}{\overset{1{,}25 \text{ моль}}{CaCO_3}} \overset{t}{=} \underset{1 \text{ моль}}{\overset{y}{CaO}} + CO_2,$$

откуда получим: $y = \frac{1{,}25 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1{,}25$ моль. Это — $n(CaO)$.

5. Исходя из химического количества оксида кальция, рассчитаем его массу:

$$m(CaO) = n(CaO) \cdot M(CaO) = 1{,}25 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 70 \text{ г}.$$

Ответ: $V(CO_2)$ (н. у.) = 28 дм^3, $m(CaO)$ = 70 г.

Правообладатель Народная асвета

Пример 6. *В смеси цинка с алюминием массовая доля цинка составляла 82,8 %. Эту смесь массой 15,7 г растворили в соляной кислоте. Рассчитайте объем (н. у.) выделившегося при этом водорода.*

Дано:
m(смеси) = 15,7 г
w(Zn) = 82,8 %

$V(H_2)$ (н. у.) = ?

Решение

1. Рассчитаем массу цинка в исходной смеси металлов:

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

$$m(\text{Zn}) = w(\text{Zn}) \cdot m(\text{смеси}) = 0{,}828 \cdot 15{,}7 \text{ г} = 13 \text{ г}.$$

2. Вычислим массу алюминия в исходной смеси:

$$m(\text{Al}) = m(\text{смеси}) - m(\text{Zn}) = 15{,}7 - 13 = 2{,}7 \text{ г}.$$

3. Найдем химическое количество исходного цинка:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{13 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,\ 2 \text{ моль}.$$

4. Рассчитаем химическое количество исходного алюминия:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2{,}7 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0{,}1 \text{ моль}.$$

5. Зная химическое количество цинка, по уравнению реакции найдем химическое количество (x) вытесненного им водорода:

$$\frac{\overset{0{,}2 \text{ моль}}{\text{Zn}}}{1 \text{ моль}} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \frac{\overset{x}{\text{H}_2}}{1 \text{ моль}},$$

откуда получим: $x = \frac{0{,}2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0{,}2$ моль. Это — $n_1(H_2)$.

6. Зная химическое количество алюминия, по уравнению реакции определим химическое количество (y) вытесненного им водорода:

$$\frac{\overset{0{,}1 \text{ моль}}{2\text{Al}}}{2 \text{ моль}} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + \frac{\overset{y}{3\text{H}_2}}{3 \text{ моль}},$$

откуда получим: $y = \frac{0{,}1 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,\ 15$ моль. Это — $n_2(H_2)$.

7. Вычислим общее химическое количество водорода, выделившегося в результате обеих реакций:

$$n_{\text{общ}}(H_2) = n_1(H_2) + n_2(H_2) = 0{,}2 \text{ моль} + 0{,}15 \text{ моль} = 0{,}35 \text{ моль}.$$

Правообладатель Народная асвета

8. Зная общее химическое количество водорода, рассчитаем его общий объем:

$$V_{общ}(H_2) = n_{общ}(H_2) \cdot V_m = 0{,}35 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 7{,}84 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(H_2)$ (н. у.) = 7,84 дм^3.

? Вопросы и задания

1. Рассчитайте массу оксида серы(VI), при взаимодействии которого с водой образуется серная кислота массой 53,9 г.
2. В результате сгорания фосфора в кислороде образовался оксид фосфора(V) массой 56,8 г. Вычислите массу фосфора и объем (н. у.) кислорода, вступивших в реакцию.
3. В результате реакции сульфата железа(III) с гидроксидом калия образовался гидроксид железа(III) химическим количеством 0,04 моль. Найдите массу прореагировавшей щёлочи.
4. Кальций массой 52 г прореагировал с водой. Рассчитайте массу образовавшегося гидроксида и объем (н. у.) выделившегося газа.
5. В результате реакции алюминия с серной кислотой выделился газ объемом (н. у.) 6,72 дм^3. Вычислите массу образовавшейся при этом соли.
6. В смеси содержатся гидроксид натрия массой 8 г и гидроксид кальция массой 11,1 г. Рассчитайте массу азотной кислоты, необходимой для полной нейтрализации указанных оснований.
7. Одним из продуктов реакции нейтрализации является фосфат калия массой 63,6 г. Найдите химические количества веществ, вступивших в данную реакцию.
8. Железо массой 5,6 г смешали с алюминием. Полученную смесь металлов растворили в соляной кислоте, в результате чего выделился газ объемом (н. у.) 15,68 дм^3. Вычислите массу исходного алюминия.
9. Найдите объем (н. у.) газообразного кислотного оксида и массу щёлочи, при взаимодействии которых образуется карбонат калия массой 41,7 г.
10. В результате взаимодействия двух солей образовались сульфат бария массой 23,3 г и хлорид натрия. Чему равна его масса?

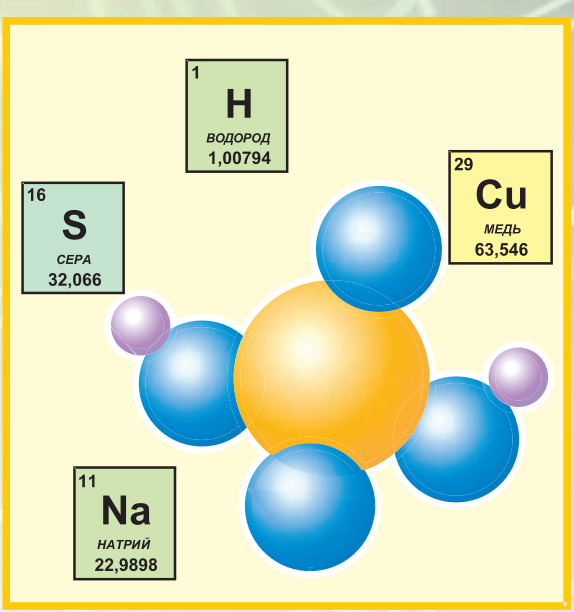
11*. В смеси фосфора с алюминием массовая доля неметалла равна 36,5 %. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания указанной смеси массой 17 г.

Готовимся к олимпиадам. В результате нагревания гидроксида неизвестного металла образовалось твердое вещество массой 24 г. Его ввели в реакцию с водородом и получили металл коричневато-розового цвета массой 19,2 г. Определите неизвестный металл и массу исходного гидроксида.

Правообладатель Народная асвета

Глава 2

Периодический закон и периодическая система химических элементов



Во второй главе вы познакомитесь со систематизацией химических элементов. Узнаете историю открытия важнейшего закона природы — периодического закона Д. И. Менделеева. Научитесь пользоваться периодической системой химических элементов

Правообладатель Народная асвета

§ 24. Систематизация химических элементов

В настоящее время известно 118 химических элементов, но еще 250 лет назад во времена М. В. Ломоносова ученые знали немногим более десятка элементов. Это, прежде всего, девять «элементов древности» (рис. 39). Сюда входили металлы: золото **Au**, серебро **Ag**, ртуть **Hg**,

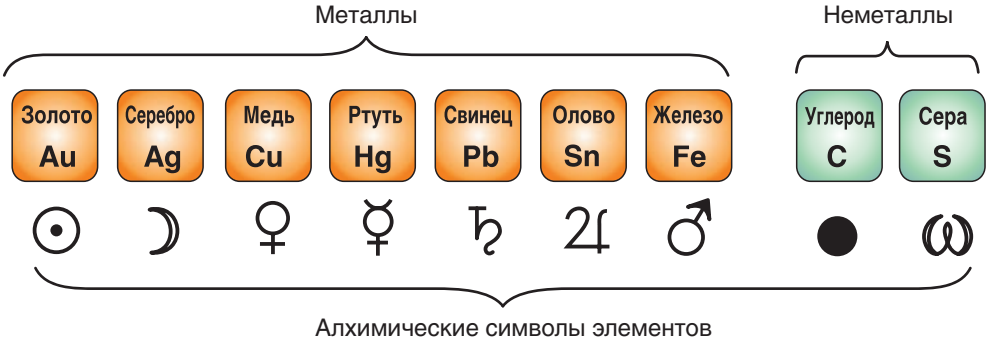


Рис. 39. Химические элементы древности

Рис. 40. Образцы металлов, встречающихся в природе: *1* — золото, *2* — ртуть

олово **Sn**, свинец **Pb**, медь **Cu**, железо **Fe** (рис. 40), и два неметалла: сера **S** и углерод **C** (рис. 41). Еще пять элементов были открыты во времена алхимиков (цинк **Zn**, мышьяк **As**, сурьма **Sb**, висмут **Bi** и фосфор **P**). Фосфор является первым элементом, у которого точно известно имя первооткрывателя. Им был немецкий алхимик Хенниг Бранд (рис. 42). Он открыл фосфор в 1669 г.

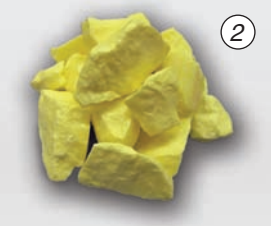


Рис. 41. Образцы неметаллов, встречающихся в природе: *1* — графит, *2* — сера

Правообладатель Народная асвета

На рубеже XVIII — XIX веков было открыто почти 50 новых элементов. Возникла необходимость в их **систематизации**, т. е. приведении в определенный порядок, систему. Слово «система» в переводе с греческого означает «целое, составленное из частей». При этом между частями должна существовать определенная взаимосвязь.

Рис. 42. Открытие фосфора

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

Вспомним 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 при обычных условиях (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, реагируя с водородом, обычно образуют летучие соединения. При взаимодействии с кислородом они образуют газообразные оксиды. С разбавленными кислотами большинство из них не реагирует.

Оксиды и гидроксиды типичных металлов обладают осно́вными свойствами:

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

Правообладатель Народная асвета

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

Поместим в пробирку небольшое количество оксида кальция. Добавим к нему воду объемом 2 см^3 и перемешаем. Внесем в полученную смесь 2—3 капли раствора фенолфталеина и по появлению окраски отметим наличие щёлочи в растворе. Добавив 5 капель раствора соляной кислоты, отметим обесцвечивание раствора.

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

Не все осно́вные оксиды взаимодействуют с водой, однако каждому из них соответствует гидроксид, проявляющий свойства основания.

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

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

$$\underset{\text{неметалл}}{S} \xrightarrow{+O_2} \underset{\text{кислотный оксид}}{SO_2} \xrightarrow{+H_2O} \underset{\text{кислота}}{H_2SO_3}.$$

Рис. 43. Окраска индикаторов в кислой среде

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

$$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O;$$
$$H_2SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_3 + 2H_2O.$$

Кислотные свойства гидроксидов неметаллов легко доказать и с помощью индикаторов (*лакмуса, метилоранжа* или *универсального индикатора*) по их характерной красной окраске в кислой среде (рис. 43).

Правообладатель Народная асвета

Простейшая классификация химических элементов — деление на металлы и неметаллы.

Простые вещества металлы и неметаллы отличаются друг от друга по физическим и химическим свойствам.

Оксиды и гидроксиды типичных металлов обычно проявляют осно́вные свойства.

Оксиды и гидроксиды неметаллов обычно обладают кислотными свойствами.

? Вопросы и задания

1. Назовите основные признаки, по которым химические элементы объединяются в группы металлов и неметаллов.
2. О каких простых веществах (металлах или неметаллах) идет речь в утверждениях:
   а) *газообразное, 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 описание его свойств: 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:
   $Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH$;
   $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow CaSO_4$.
6. На сколько увеличится масса сосуда, если находящийся в нем гидроксид натрия поглотит углекислый газ объемом (н. у.) 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.

§ 25. Понятие об амфотерности

Еще в XIX в. выяснилось, что существуют элементы, соединения которых проявляют и кислотные и осно́вные свойства. Особенно это заметно по поведению их оксидов и гидроксидов. Например, простые вещества таких элементов, как цинк **Zn** и алюминий **Al**, по своим физическим

Правообладатель Народная асвета

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 «амфотерный» происходит от древнегреческого «амфо» — *двойственный* (*и тот и другой*).

Это же происхождение имеет и название древнегреческого сосуда с двумя ручками — **амфора**.

В древности амфоры были самыми распространенными сосудами для хранения и транспортировки различных жидкостей, в основном оливкового масла и вина, а также сыпучих продуктов — зерна.

Рассмотрим поведение нерастворимого в воде гидроксида алюминия $Al(OH)_3$. Его можно получить, осторожно приливая раствор щёлочи к раствору соли алюминия:

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl.$$

Разделим полученный осадок $Al(OH)_3$ на две части. К первой части прильем раствор кислоты — осадок растворяется, т. е. $Al(OH)_3$ ведет себя как *основание* (рис. 44):

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O.$$

Ко второй части прильем раствор щёлочи — осадок растворяется, т. е. гидроксид алюминия проявляет *кислотные свойства*. В этом случае гидроксид алюминия условно можно записать в виде кислоты:

$$Al(OH)_3 \quad \text{или} \quad H_3AlO_3 + 3NaOH = Na_3AlO_3 + 3H_2O.$$

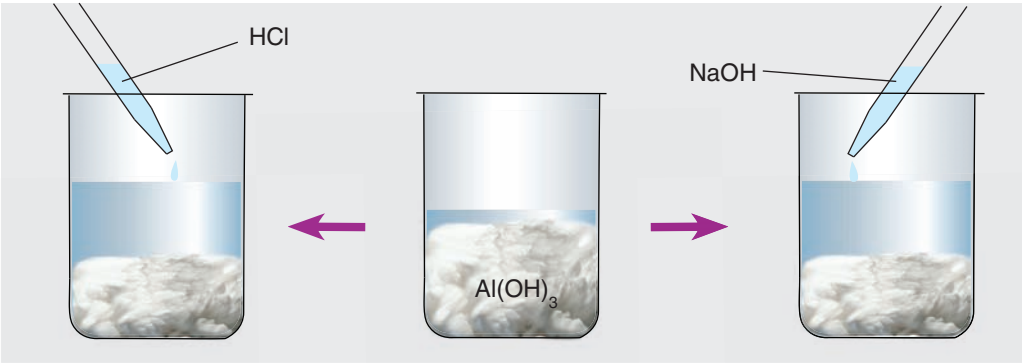


Рис. 44. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

Правообладатель Народная асвета

В реальности получающаяся соль тут же взаимодействует с водой, образуя другое соединение. С его составом и названием вы познакомитесь позже.

Получим на практике гидроксид алюминия (цинка) и исследуем его свойства.

Лабораторный опыт 3

Получение гидроксида цинка и изучение его амфотерных свойств

1. К раствору соли цинка объемом 1 см^3 прилейте примерно такой же объем раствора гидроксида натрия до получения белого осадка гидроксида цинка. Составьте уравнение реакции.

2. Разделите полученный осадок и поместите его в 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 амфотерный гидроксид проявляет свойства *основания*. Составьте уравнение реакции.

б) *Взаимодействие со щёлочью*. Ко второй части осадка добавьте раствор гидроксида натрия и тщательно перемешайте. В щёлочи осадок растворится, и образуется растворимая соль. Состав соли цинка можно упрощенно выразить формулой Na_2ZnO_2:

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

Следовательно, в реакциях со щелочами гидроксид цинка проявляет *кислотные свойства*.

Проделав реакции гидроксида цинка с кислотой и щёлочью, мы убедились, что это соединение также обладает **амфотерными свойствами**.

! **Гидроксиды, способные реагировать с кислотами и со щелочами, называются амфотерными.**

Амфотерным гидроксидам соответствуют **амфотерные оксиды**, т. е. оксиды, способные реагировать как с кислотами, так и со щелочами.

Например, гидроксиду цинка соответствует амфотерный оксид цинка. При внесении в серную кислоту оксид цинка реагирует с ней с образованием соли сульфат цинка $\mathbf{ZnSO_4}$ и воды:

$$\mathbf{ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O}.$$

Правообладатель Народная асвета

При нагревании смеси твердой щёлочи **NaOH** и оксида цинка образуются соль Na_2ZnO_2 и пары воды:

$$ZnO + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + H_2O\uparrow.$$

Аналогично проходят реакции и с участием амфотерного оксида Al_2O_3. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотными, так и с осно́вными оксидами.

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

Оксиды и гидроксиды некоторых металлов способны реагировать как с кислотами, так и со щелочами, т. е. обладают амфотерными свойствами.

Классификация элементов на металлы и неметаллы, а их оксидов и гидроксидов — на осно́вные и кислотные не является строгой, т. к. существуют элементы, соединения которых проявляют амфотерные свойства.

? Вопросы и задания

1. Дайте определение понятиям «оксиды», «гидроксиды», «кислота», «основание».
2. Какие свойства проявляет гидроксид алюминия при взаимодействии с соляной кислотой? Напишите уравнения этой реакции.
3. Гидроксид бериллия $Be(OH)_2$ проявляет амфотерные свойства. Составьте уравнения его реакций с серной кислотой и гидроксидом калия.
4. Гидроксид хрома(III) проявляет амфотерные свойства. Запишите формулы этого соединения в виде кислоты и основания. Напишите уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерности данного гидроксида.
5. 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.
6. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

   а) $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3$;

   б) $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2$.

Правообладатель Народная асвета

§ 26. Естественные семейства элементов

После того как выяснилось, что классификация на металлы и неметаллы не является строгой, 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 **щелочными металлами**, т. к. они энергично взаимодействуют с водой с образованием **щелочей** (рис. 45):

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

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

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

$$Li_2O + H_2O = 2LiOH,$$

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

и *гидроксиды*, являющиеся щелочами. *Как это можно доказать?*

В таблице 2 (с. 120) приведены некоторые физические свойства простых веществ этих элементов и формулы их типичных соединений.

Щелочные металлы — мягкие металлы (они легко режутся ножом) (рис. 46), легкие, пластичные, легкоплавкие, хорошо проводят электрический ток, обладают металлическим блеском.

Рис. 45. Взаимодействие калия с водой

Рис. 46. Разрезание натрия ножом

Правообладатель Народная асвета

Таблица 2. **Физические свойства щелочных металлов и их соединения**

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

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: $\mathbf{F_2}$, $\mathbf{Cl_2}$, $\mathbf{Br_2}$, $\mathbf{I_2}$.

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

$$\mathbf{Mg + Cl_2 = MgCl_2}.$$

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 **галогеноводородами:**

$$\mathbf{H_2 + F_2 = 2HF}; \qquad \mathbf{H_2 + Cl_2 \overset{h\nu}{=} 2HCl};$$

$$\mathbf{H_2 + Br_2 \overset{t}{=} 2HBr}; \qquad \mathbf{H_2 + I_2 \overset{t}{=} 2HI}.$$

Правообладатель Народная асвета

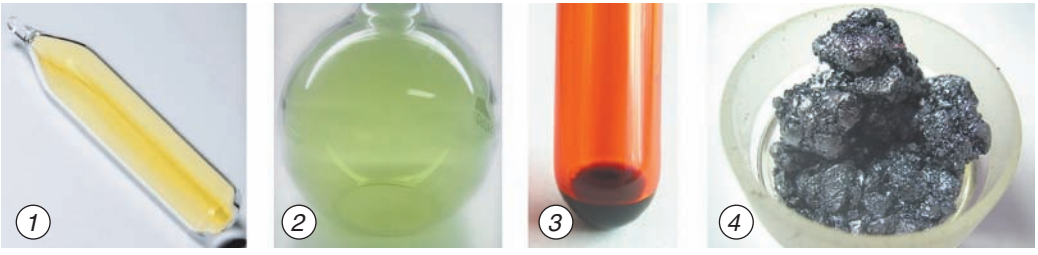


Рис. 47. Окраска простых веществ — галогенов: *1* — фтор, *2* — хлор, *3* — бром, *4* — иод

Водные растворы галогеноводородов — *кислоты*. Окраска газообразных простых веществ — галогенов показана на рисунке 47, а физические свойства и формулы их типичных соединений приведены в таблице 3.

Таблица 3. **Физические свойства галогенов и их соединения**

Название химического элемента	Символ	Относительная атомная масса	Простые вещества				Формулы соединений	
			Формула	Агрегатное состояние (при н. у.)	Цвет	Температура кипения °C	Кислоты	Примеры солей
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-серый	184	HI	KI

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

Правообладатель Народная асвета

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**, радон **Rn**. Они отличаются исключительной инертностью и не образуют соединений ни с металлами, ни с водородом. Поэтому их первоначально назвали *инертными* газами.

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

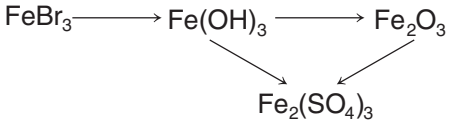
1. На примере группы щелочных металлов и группы галогенов устно опишите свойства: а) типичных металлов и б) типичных неметаллов.
2. Пользуясь таблицей 2, сравните физические свойства щелочных металлов и выявите закономерности изменения свойств этих веществ с увеличением относительной атомной массы элементов. Сделайте то же самое и для галогенов (табл. 3.).
3. Определите массовые доли кальция и брома в соединении $CaBr_2$.
4. Вам известно название 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.
5. Укажите основные отличия в свойствах простых веществ лития и фтора, натрия и хлора.

Правообладатель Народная асвета

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

$$Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO;$$
$$S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow BaSO_3.$$

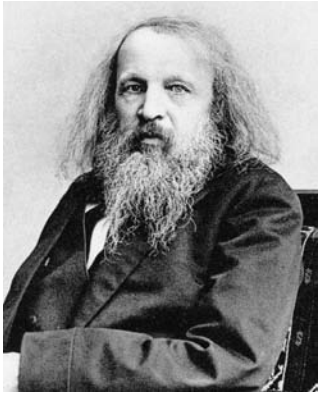
7. Составьте уравнения реакций к следующей схеме превращений и назовите все указанные соединения:



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

Готовимся к олимпиадам. Дана схема превращений: Э → ЭО → $Э(OH)_2$ → $ЭCl_2$. Установите название неизвестного элемента Э, если известно, что масса его соли $ЭCl_2$ химическим количеством 0,5 моль равна 104 г. Составьте уравнения всех химических превращений.

§ 27. Периодический закон Д. И. Менделеева



Д. И. Менделеев (1834—1907)

В качестве основы для систематизации химических элементов Д. И. Менделеев выбрал главную количественную характеристику элемента — его *атомную массу*. Так делали многие ученые и до него — А. Шанкуртуа во Франции, Д. Ньюлендс в Англии, Л. Мейер в Германии. Но в отличие от своих предшественников Менделеев придавал большое значение химическим свойствам простых веществ и соединений элементов. Главную 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

Правообладатель Народная асвета

появление сходных элементов. Так, через семь элементов (благородные газы тогда еще не были открыты), если начинать с лития **Li**, снова появляется щелочной металл — натрий **Na**. А еще через семь элементов — следующий щелочной металл — калий **K**.

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 и поэтому в таблице записаны и в форме кислот и в форме оснований. Для элементов, имеющих *летучие* (газообразные) *соединения с водородом*, также приведем формулы этих веществ в таблице 4. Добавим в таблицу два элемента (в соответствии с их атомными массами), открытых позже, — неон **Ne** после фтора, аргон **Ar** после хлора. Как мы уже знаем, это неметаллы, у которых простые вещества химически малоактивны.

Таблица 4. **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	—	—	—
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	—

Правообладатель Народная асвета

Продолжение таблицы

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	—
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	—

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.

Правообладатель Народная асвета

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

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

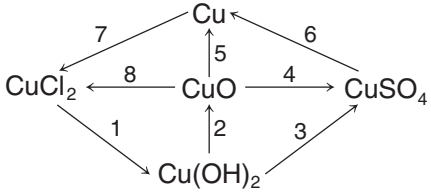
Свойства простых тел (простых веществ), а также состав и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины их атомных масс.

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 Д. И. Менделеев взял за основу их 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 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.

Готовимся к олимпиадам. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения согласно приведенной схеме:



Готовимся к олимпиадам. В образце руды 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 руды.

Правообладатель Народная асвета

§ 28. 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. 48, форзац 1).

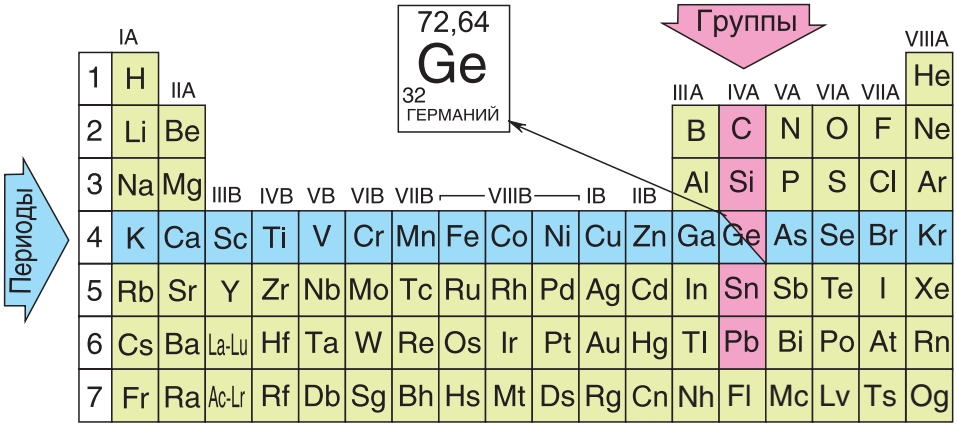


Рис. 48. Схема периодической системы химических элементов

Формы таблицы различны (их известно более 700). В настоящее время наиболее широко используется таблица, представленная на форзаце 1 данного учебного пособия. Она признана Международным союзом химиков в качестве официальной.

Каждый химический элемент в таблице занимает одну клетку, в которой указан *химический знак* элемента, его *название*, значение *относительной атомной массы* и его *атомный номер*, который 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 также, как 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 ряд 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 ломаной 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.

Правообладатель Народная асвета

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

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

В каждой группе находятся элементы со сходными химическими свойствами их простых веществ. Римские цифры номера группы указывают, как правило, *высшую*, т. е. максимальную, валентность элементов в соединениях с кислородом (табл. 5).

Таблица 5. **Максимальные валентности и формулы высших оксидов элементов A- и B- групп**

Номер группы (A и B)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Максимальная валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Общая формула высшего оксида	$Э_2O$	ЭO	$Э_2O_3$	$ЭO_2$	$Э_2O_5$	$ЭO_3$	$Э_2O_7$	$ЭO_4$
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 физически 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 ряд химических элементов со сходными свойствами их атомов.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и упражнения

1. Как называл Д. И. Менделеев естественную классификацию химических элементов?
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 А и В.
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	

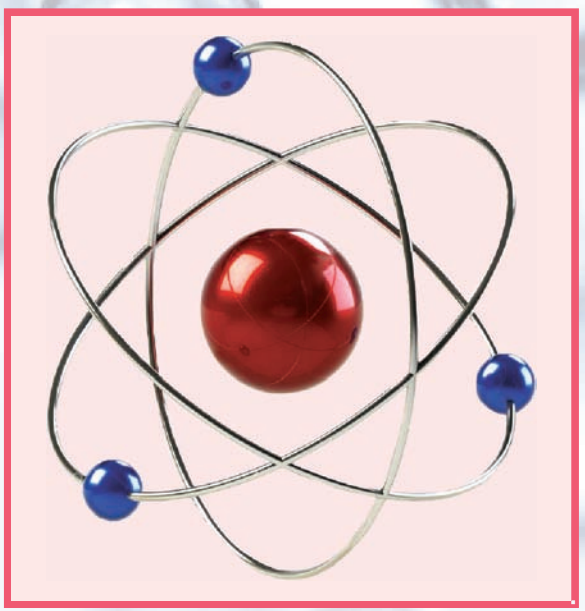
Готовимся к олимпиадам. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO;$$
$$S \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3.$$

Правообладатель Народная асвета

Глава 3

Строение атома и периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений



В третьей главе вы познакомитесь со строением атома, состоянием электронов в атоме. Узнаете, что такое радиоактивность, научитесь характеризовать химический элемент по строению его атома и положению в периодической системе химических элементов

Правообладатель Народная асвета

§ 29. Строение атома. Атомный номер химического элемента

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

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

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.*

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.

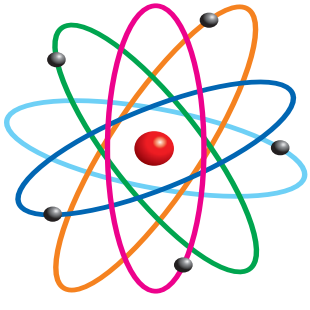


Рис. 49. Ядерная модель атома по Резерфорду

На рисунке 49 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.

Правообладатель Народная асвета

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

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

В таблице 6 приводятся основные характеристики частиц, входящих в состав атома.

Таблица 6. **Основные характеристики частиц, входящих в состав атома**

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

Физический смысл атомного номера

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

Относительный 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 **H** равен 1. Следовательно, относительный заряд ядра его атома равен 1+ (т. е. содержит только один протон), а вокруг ядра вращается один электрон с зарядом 1–.

Атомный номер следующего элемента гелия **He** равен 2. Это означает, что относительный заряд ядра его атома равен 2+ (т. е. ядро

Правообладатель Народная асвета

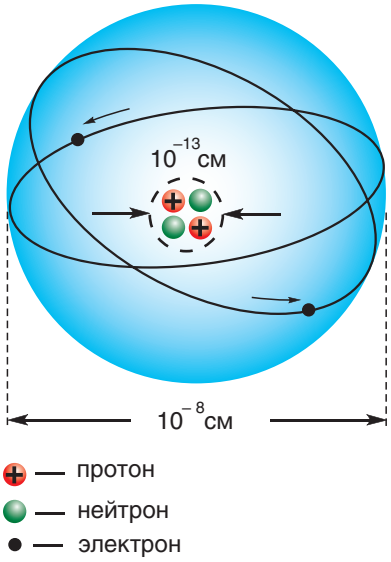


Рис. 50. Модель атома гелия

содержит 2 протона), а общее число электронов в атоме также равно двум (рис. 50).

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

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

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 относительному заряду ядра его атома, числу протонов в ядре и числу электронов в этом атоме.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. В чем принципиальное отличие современной формулировки периодического закона от прежней менделеевской?
2. Чему равны относительный 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.
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. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$S \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3;$$
$$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow AlCl_3 \rightarrow KCl \rightarrow HCl \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3.$$

Готовимся к олимпиадам. Определите число атомов в образце меди объемом 10 см^3, если плотность этого металла равна 8,96 г/см^3.

§ 30. Массовое число атома. Нуклиды

Почему же главной характеристикой элемента является относительный 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 и относительными атомными массами их атомов.

Массовое число

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

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

Правообладатель Народная асвета

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

Нуклиды

Относительный заряд ядра атома **Z (т. е. число протонов) и его массовое** число A указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента — $^{A}_{Z}$**Э**, например:

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

! Нуклид — вид атомов с определенным значением атомного номера и массового числа.

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

Число нейтронов N в ядре атома любого нуклида легко подсчитать по разности **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?

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 их природной смеси.

Уточним определение относительной атомной массы химического элемента.

! Относительная атомная масса элемента — физическая величина, которая показывает, во сколько раз усредненная масса атомов данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ части массы атома ^{12}C.

Правообладатель Народная асвета

Теперь понятно, почему относительная атомная масса калия меньше, чем у 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.

Массовым числом атома является общее число протонов и нейтронов в его ядре.

Нуклид — вид атомов с определенными значениями атомного номера и массового числа.

Относительная атомная масса элемента — физическая величина, показывающая во сколько раз усредненная масса его атомов больше $\frac{1}{12}$ *части массы атома углерода-12.*

? Вопросы и задания

1. Приведите формулы нуклидов цинка, ядра которых содержат 34, 36, 38, 40 нейтронов.
2. Чаще всего водород в природе существует в виде двух нуклидов — водорода-1 и водорода-2, а кислород — в виде трех: ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O. Посчитайте все возможные значения относительной молекулярной массы воды, образованной атомами этих нуклидов.
3. Определите атомный номер элемента, массовое число одного из нуклидов которого равно 26, а число нейтронов — 14.
4. Чему равно число нейтронов в ядрах следующих нуклидов: ^{26}Mg, ^{137}Ba, ^{65}Cu, ^{79}Br, ^{234}U?
5. 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.
6. 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.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$K_2O \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow KOH \rightarrow KCl \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow KNO_3;$$
$$P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4.$$

Правообладатель Народная асвета

§ 31. Изотопы. Явление радиоактивности

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 атомных ядрах которых находится 4 нейтрона, имеет нуклиды с числом нейтронов 3. Массовые числа таких нуклидов равны соответственно 6 и 7: $^{6}_{3}\mathbf{Li}$ и $^{7}_{3}\mathbf{Li}$ (рис. 51). Нуклиды такого типа назвали **изотопами.**

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

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

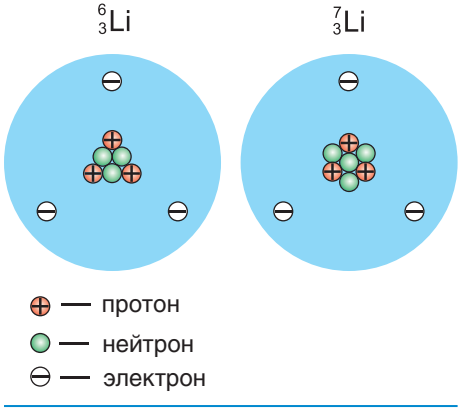


Рис. 51. Модели нуклидов лития

Слово «изотопы» в переводе с греческого 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.

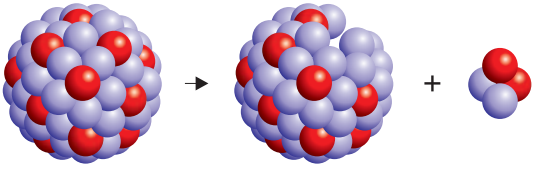
Следовательно, все нуклиды с одинаковым зарядом ядер их атомов (т. е. изотопы) принадлежат одному и тому же элементу.

Явление радиоактивности

По устойчивости атомных ядер все нуклиды можно разделить на два типа: *стабильные и нестабильные*. Само название «стабильный» говорит об устойчивости ядер данного нуклида, т. е. об их способности су-

Правообладатель Народная асвета

ществовать 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.



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

Рис. 52. Схема распада ядра атома радия

Устойчивость ядра зависит только от соотношения между числом протонов и нейтронов (для каждого элемента оно свое). Если это соотношение находится за определенными пределами, 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.**

Например, ядра атомов радия-226 (или ^{226}**Ra**) распадаются на ядра атомов радона-222 (или ^{222}**Rn**) и ядра атомов гелия-4 (или ^{4}**He**) (рис. 52):

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

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 радиоактивного элемента. 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 более 1370 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.

Правообладатель Народная асвета

Нуклиды, которые различаются только числом нейтронов в ядрах их атомов при одинаковом числе протонов, называются изотопами.

Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

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

Вопросы и задания

1. Чем схожи и чем различаются между собой изотопы водорода?
2. Могут ли у разных химических элементов быть одинаковые заряды атомных ядер? А одинаковые массы? Почему?
3. Определите состав атомных ядер изотопов:
а) $^{40}_{20}Ca$; $^{42}_{20}Ca$; $^{44}_{20}Ca$; б) $^{32}_{16}S$; $^{34}_{16}S$; $^{35}_{16}S$.
4. Объясните причину и суть явления радиоактивности.
5. Чем отличается радионуклид от стабильного нуклида того же элемента?
6. Серная кислота массой 39,2 г полностью прореагировала с магнием. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, выделившегося в результате этой реакции.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3;$$
$$SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow HCl.$$

§ 32. Состояние электронов в атоме. Электронное облако. Атомная орбиталь

При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь. Они просто переходят из одних веществ в другие, но их ядра остаются неизменными. Однако химические 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 различны.

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

Правообладатель Народная асвета

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 себе *состояние электрона* в атоме. Слово «состояние» в квантовой физике является синонимом слова «*движение*».

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 на рисунке 53. 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 картинку, подобную той, что изображена на рисунке 54. Она напоминает пушистый шарик или облако в разрезе. Именно так и назвали *модель движения электрона вокруг ядра* — **электронное облако.**

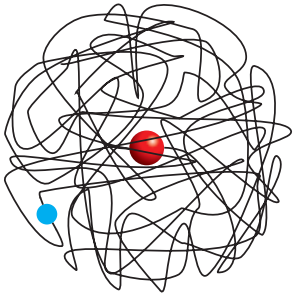


Рис. 53. Схема движения электрона в атоме

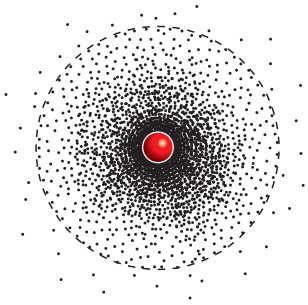


Рис. 54. Электронное облако

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 **атомной орбиталью.**

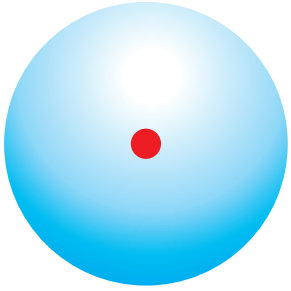


Рис. 55. Орбиталь электрона в атоме водорода

Орбитали, в зависимости от энергии электронов, имеют различные *формы* и *размеры*. Так, орбиталь единственного электрона атома водорода имеет сферическую (шарообразную) форму (рис. 55). Атомные орбитали в атомах других элементов могут иметь как такую же форму, так

Правообладатель Народная асвета

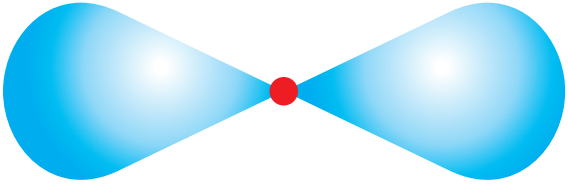


Рис. 56. Форма одной из орбиталей в многоэлектронном атоме

и другие, например гантелеобразную (рис. 56). Чем больше энергия электрона, тем дальше он находится от ядра, и, следовательно, тем больше по размеру его орбиталь.

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 может находиться не 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.

В ядре атома серы находится ... протонов. Число электронов равно ... ... элемента. Ядро нуклида серы-34 состоит из ... протонов и ... нейтронов.

6. Цинк массой 13 г растворили в соляной кислоте. Рассчитайте химическое количество, массу, объем (н. у.) и число молекул выделившегося газа.

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

$$H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH \rightarrow NaNO_3 \rightarrow HNO_3.$$

Правообладатель Народная асвета

8. Заполните в тетради таблицу:

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	

§ 33. Строение электронных оболочек атомов

Общее число электронов в атоме всегда равно заряду ядра. Но электроны, обладая различной энергией, по-разному располагаются в атоме. Чем выше энергия электрона, тем дальше он может находиться от ядра и тем больше по размеру его орбиталь. И наоборот, электроны, обладающие меньшей энергией, движутся в основном вблизи ядра. Так образуются *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 показано на рисунке 57, *1*, *2*.

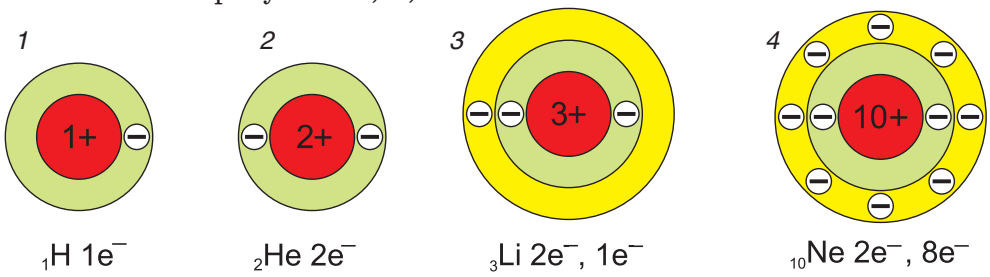


Рис. 57. Электронные схемы атомов: *1* — водорода, *2* — гелия, *3* — лития, *4* — неона

Правообладатель Народная асвета

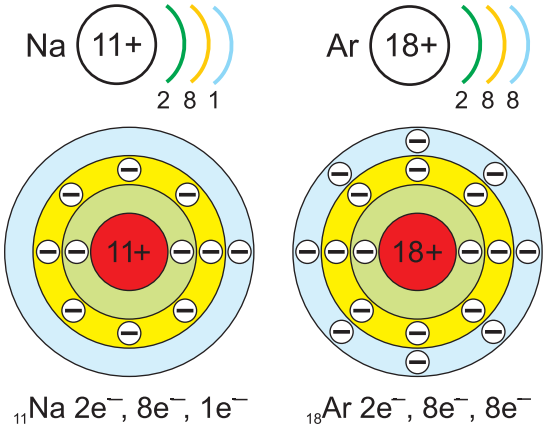


Рис. 58. Электронные схемы атомов натрия и аргона (вверху — упрощенный вид схем)

У атомов следующего элемента периодической системы лития **Li** имеется уже 3 электрона. Два расположены на первом электронном слое, который считается завершенным. Третий электрон обладает большей энергией и поэтому находится дальше от ядра, начиная формирование второго электронного слоя, который является внешним по отношению к первому слою (рис. 57, *3*).

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. 57, *4*).

Восемь — это максимальное число электронов второго электронного слоя.

У атома натрия **Na**, элемента, следующего за неоном, начинается заполнение третьего электронного слоя: от одного электрона у атома натрия **Na** до восьми у атома аргона **Ar** (рис. 58).

! В атоме любого элемента (кроме элементов первого периода — водорода и гелия) на внешнем электронном слое 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:

$$_{19}\mathbf{K}\ 2e^-,\ 8e^-,\ 8e^-,\ 1e^-.$$

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 номер внешнего электронного слоя данного элемента.

Сопоставим электронное строение атомов элементов первых трех периодов (рис. 59). На внешнем электронном слое атомов элементов одной группы содержится одинаковое число электронов. Так, литий **Li**,

Правообладатель Народная асвета

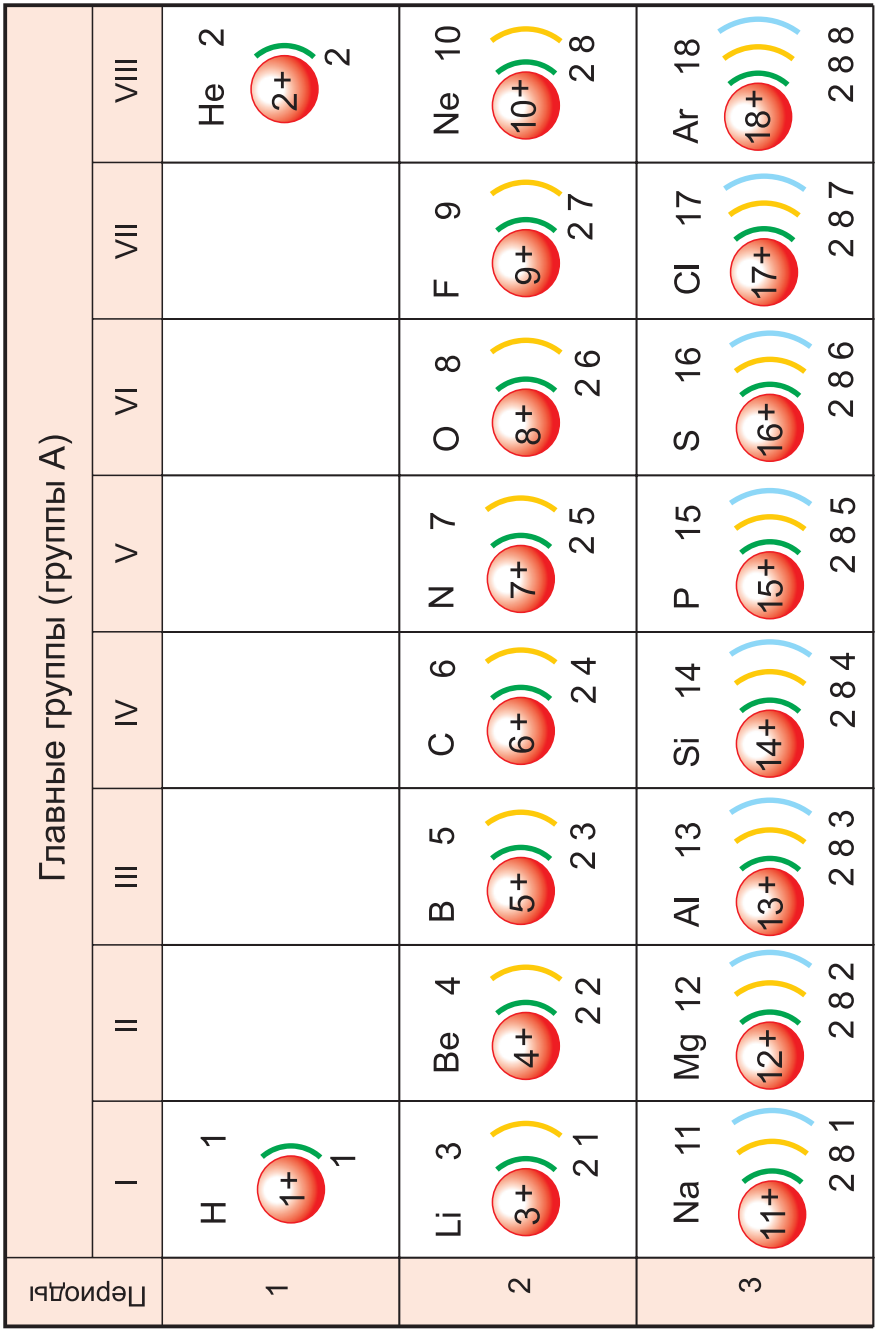


Рис. 59. Электронное строение атомов элементов первых трех периодов периодической системы

Правообладатель Народная асвета

натрий **Na** 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.*

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 8 электронов.

Электроны внешнего слоя называются валентными.

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

Правообладатель Народная асвета

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?
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.
10. Почему первый период содержит только два химических элемента, а второй — восемь?

§ 34. 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 § 26 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-осно́вные 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*.

Правообладатель Народная асвета

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 **He**, 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 А-*групп* с увеличением порядкового номера растет число электронных слоев и, следовательно, *увеличиваются радиусы атомов* (рис. 60).

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 заряда 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 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 относительно 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

Правообладатель Народная асвета

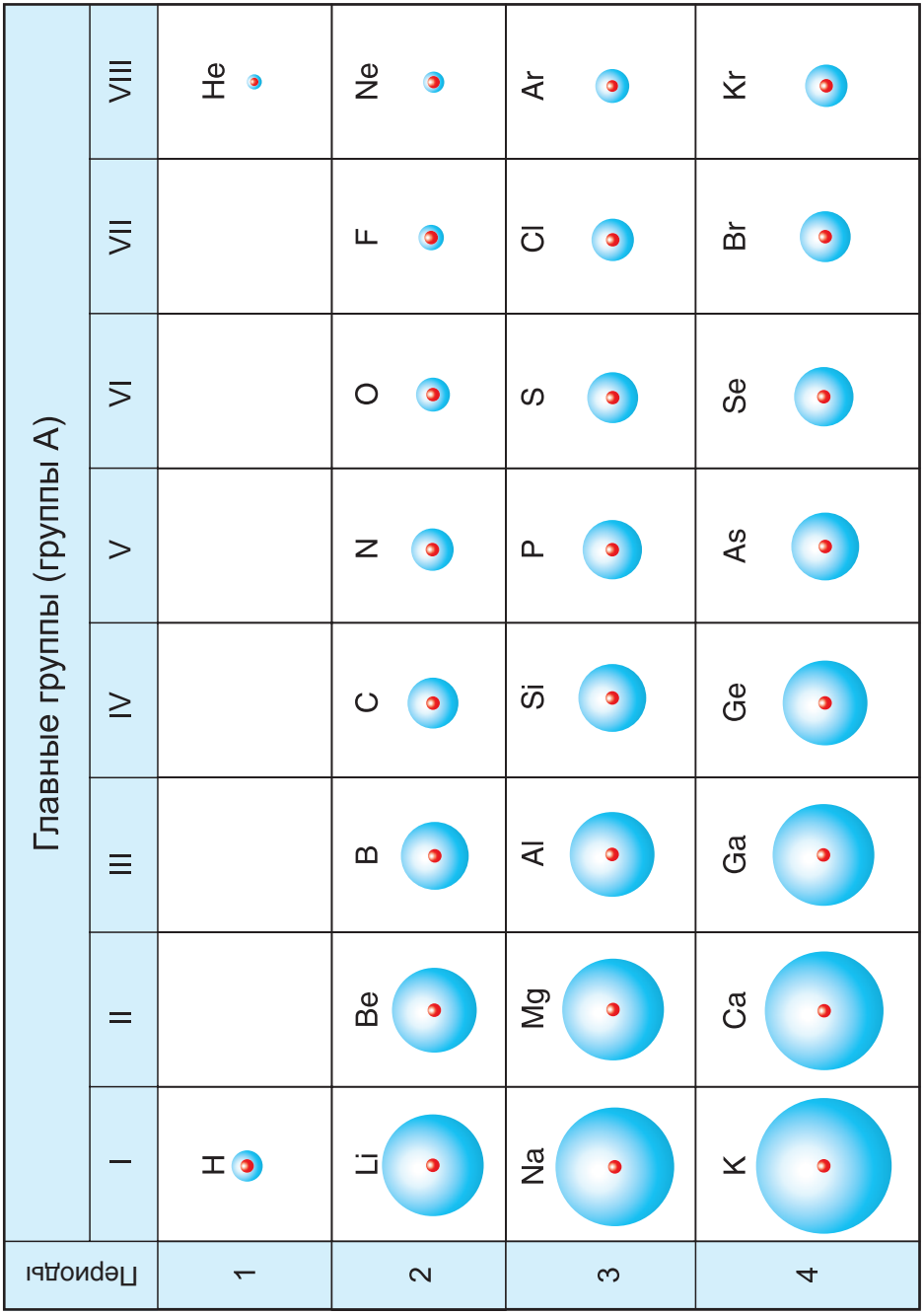


Рис. 60. Изменение размеров атомов в периодах и группах периодической системы

Правообладатель Народная асвета

и поэтому легче отрывается. Одновременно усиливаются осно́вные свойства оксидов и гидроксидов этих элементов, поскольку они определяются металлическими свойствами.

В противоположность этому неметаллические свойства элементов группы галогенов ослабевают с увеличением заряда ядер их атомов, так как растет число электронных слоев. Внешний слой находится все дальше от ядра, и 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 IVA-группе. В ней свойства простых веществ химических элементов меняются от неметаллических (у углерода и кремния) до металлических (у олова и свинца).

В малых периодах с ростом зарядов ядер атомов увеличивается и число электронов на внешнем слое. Они сильнее притягиваются к ядру, и 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 заряда ядер атомов свойства оксидов и гидроксидов изменяются от осно́вных 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 7 и 8.

Таблица 7. **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

Правообладатель Народная асвета

Продолжение таблицы

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 →							

Таблица 8. **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	○		

Правообладатель Народная асвета

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 элементов неметаллов и металлов первых трех периодов. У атомов каких из этих элементов наиболее ярко проявляются металлические, а 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.

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 паре элементов выберите элемент, у атомов которого неметаллические свойства выражены сильнее:

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 усиления металлических свойств их простых веществ: а) Al, Na, Mg; б) Ba, Sr, Ca. Дайте объяснение.

Правообладатель Народная асвета

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

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

$$HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow HCl \rightarrow AlCl_3.$$

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

Периодическая система химических элементов позволяет понять не только общие закономерности изменения свойств простых и сложных веществ 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 символ;
в) относительная атомная масса.

2. Положение химического элемента в периодической системе:

а) атомный (порядковый) номер элемента;
б) номер периода, большой или малый период;
в) номер группы, группа **А** или **В**.

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).

Правообладатель Народная асвета

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-оснóвных 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 системе элементов.

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, малого периода, IIA-группы.

3. Заряд ядра атома магния 12+; ядро содержит 12 протонов; в ядре нуклида ^{24}**Mg** содержится 12 нейтронов. Так как заряд ядра атома магния равен 12+, то у него 12 электронов, которые размещаются на трех электронных слоях: $_{12}$**Mg** — 2, 8, 2.

На внешнем (незавершенном) слое находятся 2 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.

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

7. Летучего водородного соединения не образует.

Сера

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

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

Правообладатель Народная асвета

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

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 большое 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 различные 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.

? Вопросы и здания

1. Дайте современную формулировку периодического закона. Каков его физический смысл?
2. Охарактеризуйте, согласно приведенному в параграфе плану, следующие химические элементы: а) литий; б) азот; в) алюминий; г) хлор.

Правообладатель Народная асвета

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 с более выраженными осно́вными свойствами: 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 с более выраженными кислотными свойствами: 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 в тетради таблицу:

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 третьего периода, формула высшего оксида которого $Э_2O_5$. Определите этот элемент и составьте формулу его гидроксида. Какие свойства (кислотные или осно́вные) проявляет этот гидроксид? Есть ли у этого элемента летучее водородное соединение?

8. Формула летучего водородного соединения элемента третьего периода $ЭH_3$. Определите этот элемент и составьте формулы его высшего оксида и гидроксида. Какие они проявляют свойства: кислотные или осно́вные?

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

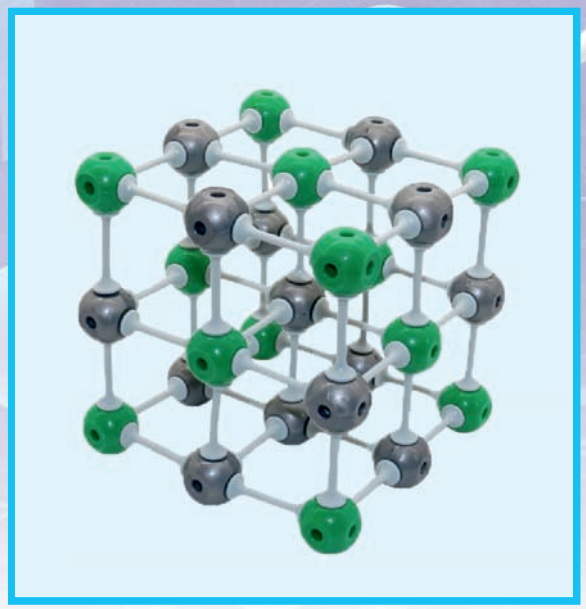
10. Назовите химические элементы, в атомах которых число электронов составляет: 10; 14; 19. Охарактеризуйте их положение в периодической системе. Какие свойства характерны для простых веществ этих элементов?

Готовимся к олимпиадам. При взаимодействии щелочного металла массой 5,55 г с водой выделился газ массой 0,800 г. Определите этот металл.

Правообладатель Народная асвета

Глава 4

Химическая связь



В четвертой главе вам предстоит узнать, почему атомы соединяются друг с другом, какова природа такого взаимодействия. Вы изучите различные типы химической связи, познакомитесь с кристаллическим строением вещества и факторами, влияющими на физические свойства таких веществ

Правообладатель Народная асвета

§ 36. 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 **VIIIA-группы, 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* (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. 61). 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.

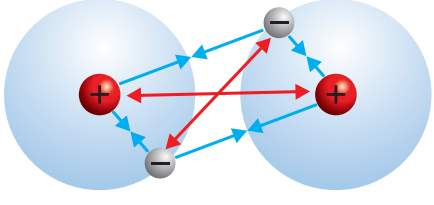


Рис. 61. Схема действия кулоновских сил в молекуле водорода H_2

Энергия образовавшихся молекулы или кристалла **понижается** в процессе образования химических связей и оказывается меньше, чем сумма энергий изолированных атомов (рис. 62). Следовательно, при образовании химической связи всегда должна **выделяться** энергия. Это является необходимым **условием** образования любой химической связи.

Правообладатель Народная асвета

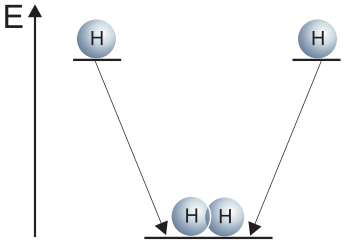


Рис. 62. Изменения энергии в системе двух атомов при образовании химической связи между ними

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 по 2 электрона. У атомов остальных элементов VIIIA-группы — **по 8 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 перехода атомов в более устойчивое электронное состояние 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 одноатомны?
5. Перечислите основные типы химической связи.
6. Составьте электронные схемы атомов водорода, бериллия, фтора, кремния, аргона. Для каждого атома укажите число электронов на внешнем электронном слое и число электронов, недостающих до его завершения.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3.$$

§ 37. Ковалентная связь

Во всех молекулах атомы связаны между собой *ковалентными связями*.

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 проникают друг в друга или *перекрываются* так, что между ядрами возникает область повышенного отрицательного заряда, которую обычно называют **областью повышенной электронной плотности**. Ядра атомов притягиваются 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. 63).

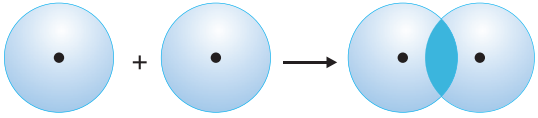


Рис. 63. Модель перекрывания электронных облаков двух атомов водорода

Каждый атом водорода получил по недостающему электрону на внешний электронный слой, тем самым, *завершив* его. При

Правообладатель Народная асвета

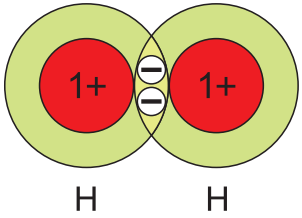


Рис. 64. Схема образования общей электронной пары в молекуле водорода

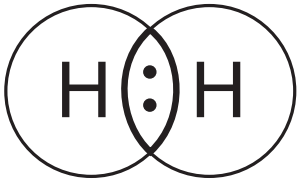


Рис. 65. Электронная формула молекулы водорода

этом образуется **общая** электронная пара, которая принадлежит обоим атомам одновременно (рис. 64).

Схематически образование молекулы водорода можно изобразить так:

$$\mathbf{H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H}$$

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. 65). Обобществленная пара электронов (*спаренные электроны*) обычно изображается в виде черточки, например:

$$\mathbf{H—H}$$

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 $\mathbf{Cl_2}$.

Атомы хлора, как и атомы остальных элементов VIIA-группы, имеют на внешнем электронном слое 7 электронов (рис. 66). Каждому атому до завершения внешнего слоя (т. е. до построения

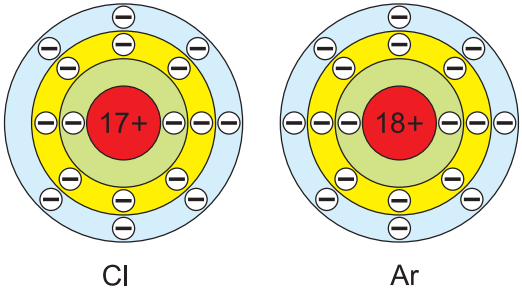


Рис. 66. Схемы электронного строения атомов хлора и аргона

Правообладатель Народная асвета

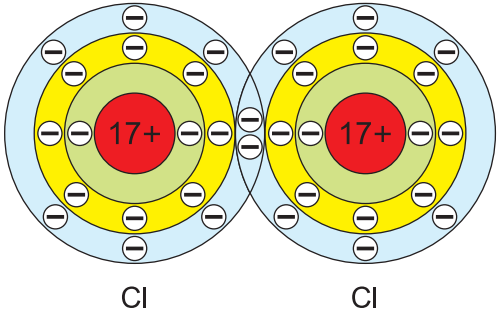
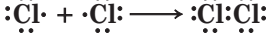


Рис. 67. Схема образования общей электронной пары в молекуле хлора

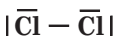
устойчивой электронной структуры как у атома аргона) не хватает всего одного электрона.

При сближении атомов хлора происходит перекрывание электронных облаков их неспаренных электронов (рис. 67). 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 68, *1*.

Пары электронов внешнего электронного слоя, которые не участвуют в образовании связей, также часто 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. Графическая формула молекулы водорода 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*.

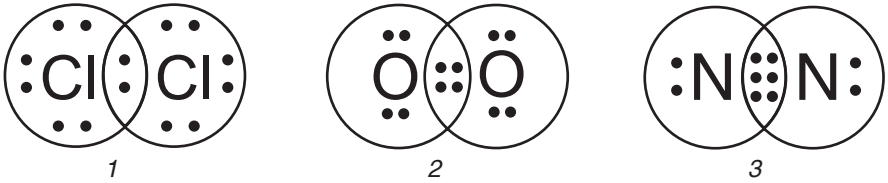


Рис. 68. Электронные формулы молекул: *1* — хлора, *2* — кислорода, *3* — азота

Правообладатель Народная асвета

Например, атомам кислорода, элемента VIA-группы, до завершения внешнего электронного слоя необходимо 2 электрона. Поэтому 2 атома кислорода при образовании молекулы O_2 *обобществляют* уже не одну, а две пары электронов:

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}: \longrightarrow :\underset{\cdot\cdot}{O}::\underset{\cdot\cdot}{O}:$$

Они связываются между собой **двойной** ковалентной связью, как показано в электронной формуле молекулы кислорода O_2 (рис. 68, *2*).

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 (рис. 68, *3*):

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

У каждого атома остается по одной паре электронов на внешнем слое.

Чем больше общих электронных пар связывают два атома между собой, тем меньше расстояние между их ядрами, тем прочнее образовавшаяся химическая связь в молекуле.

Например, связь между атомами кислорода в молекуле кислорода **O=O** более короткая и более прочная, чем в молекуле пероксида водорода: $H-\overline{\underline{O}}-\overline{\underline{O}}-H$, 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.

Правообладатель Народная асвета

3. Почему молекула брома двухатомная? Как в ней осуществляется связь между атомами? Составьте электронную схему ее образования.
4. На основе сведений о закономерностях изменения размеров атомов (см. § 33) определите, в какой из молекул — Cl_2, Br_2 или I_2 связь более прочная. Дайте объяснение.
5. Что такое область повышенной электронной плотности? Какова ее роль в образовании ковалентной связи?
6. В чем состоит различие между одинарными и кратными ковалентными связями?
7. В какой из молекул — Cl_2, O_2 или N_2 связь более прочная? Дайте объяснения.
8. При высоких температурах существуют молекулы S_2 и P_2. Составьте электронные схемы их образования и нарисуйте графические формулы.
9. В какой из молекул в каждой паре химическая связь более прочная: а) O_2 или S_2; б) N_2 или P_2? Дайте объяснения.
10. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

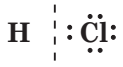
$$Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2.$$

§ 38. Неполярная и полярная ковалентная связь. Электроотрицательность

В двухатомных 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 $\mathbf{H_2}$, $\mathbf{N_2}$, $\mathbf{O_2}$, $\mathbf{F_2}$, $\mathbf{Cl_2}$, $\mathbf{Br_2}$, $\mathbf{I_2}$, $\mathbf{P_4}$, $\mathbf{O_3}$, $\mathbf{S_8}$ 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. 69). Между ядрами атомов образуется область повышенной электронной плотности. Каждый атом в результате обобществления электронной пары получает недостающий ему электрон (хлор — до *восьми*, а водород — до *двух*).

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



Правообладатель Народная асвета

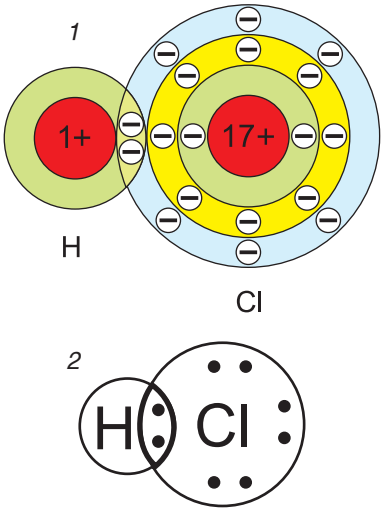


Рис. 69. Схема образования общей электронной пары (*1*) и электронная формула молекулы хлороводорода (*2*)

Поэтому схематически образование молекулы хлороводорода можно показать следующим образом:

$$H\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

Графическая формула этой молекулы:

$$H - \overline{\underline{Cl}}|$$

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

Электроотрицательность

Для качественной характеристики способности атомов притягивать общие электронные пары используется понятие *электроотрицательность*.

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

Наибольшей способностью притягивать к себе общие 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 **электроотрицательность увеличивается слева направо**, а **в главных группах — убывает сверху вниз**. Это связано с увеличением или ослаблением притяжения электронов внешнего слоя к ядру атома (см. § 33).

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

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

Увеличение электроотрицательности →

Правообладатель Народная асвета

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, т. к. его ЭО выше. В результате такого смещения электронов на одном атоме возникает **частичный** (т. е. меньше 1) относительный отрицательный заряд δ–, а на другом — такой же по величине, но положительный заряд δ+:

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

Стрелка показывает направление смещения общей электронной пары, а частичный заряд обозначается буквой греческого алфавита «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 относительные частичные заряды на атомах, тем больше полярность. Например, частичные заряды в молекуле **HCl**:

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

а в молекуле **HF**:

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

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

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

Правообладатель Народная асвета

Лабораторный опыт 4

Составление моделей молекул

1. Из полученных моделей атомов выберите шарики, имеющие указанные цвета:

5 белых шариков — это модели атомов водорода;
3 красных 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;
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 (см. табл. 8). 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 ЭО увеличивается в периодах слева направо, а в главных группах убывает сверху вниз.

Ковалентная связь между атомами элементов с разной ЭО 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. Между атомами каких элементов образуется ковалентная неполярная и ковалентная полярная связи? Приведите примеры.

Правообладатель Народная асвета

4. Укажите, в каких из приведенных соединений ковалентные связи полярные, а в каких — неполярные: F_2, CO, O_2, SO_2, N_2, HBr, P_4, H_2S. В формулах соединений 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 в них полярности связей.
6. Как изменяется полярность связей в ряду водородных соединений элементов VIA-группы с увеличением их атомного номера? 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 молекулы пероксида водорода $H — \overline{\underline{O}} — \overline{\underline{O}} — H$. Составьте электронную формулу этого вещества. Укажите над каждым символом знак частичного заряда атома.
9. Изобразите электронные формулы молекул H_2O, NH_3, CH_4, OF_2. Укажите полярные связи в молекулах и знаки частичных зарядов атомов.
10. Напишите электронные и графические формулы следующих молекул: H_2S, HF, Cl_2O.

§ 39. 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 *полном переходе* электрона от одного атома к другому. Как правило, такая связь образуется между атомами типичных металлов и типичных неметаллов.

Ионная связь

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** — 7 электронов (рис. 70, *1*).

Взаимодействие этих атомов происходит за счет перехода единственного электрона натрия на внешний электронный слой хлора (рис. 70, *2*). При этом у атома натрия внешним становится второй электронный слой.

В результате этого натрий и хлор имеют на внешнем электронном слое по 8 электронов. Электронная структура этих атомов становится такой же, как у ближайших к ним атомов благородных газов: у натрия — как структура атома неона **Ne**, а у хлора — как структура атома

Правообладатель Народная асвета

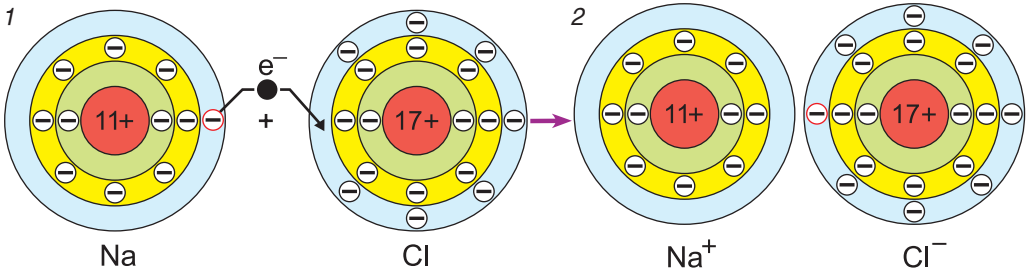


Рис. 70. Схема взаимодействия атомов натрия и хлора: *1* — исходное состояние атомов, *2* — электронное строение ионов Na^+ и Cl^-

аргона **Ar**. Атом натрия, потеряв один электрон, превращается в частицу с относительным 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:

$$\overset{1e^-}{\cdot Na} + :\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow Na^+ + [:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^- \longrightarrow Na^+[Cl]^- \text{ или } \overset{+}{Na}\overset{-}{Cl}.$$

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

Схематически образование ионных соединений такого типа можно представить следующим образом:

$$\overset{2e^-}{\cdot Ca\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{O}}\cdot} \longrightarrow Ca^{2+} + [:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-} \longrightarrow \overset{2+}{Ca}\overset{2-}{O};$$

$$\overset{1e^-}{K\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{S}}\cdot} + \overset{1e^-}{\cdot K} \longrightarrow K^+ + [:\ddot{\underset{..}{S}}:]^{2-} + K^+ \longrightarrow \overset{+}{K_2}\overset{2-}{S}.$$

Правообладатель Народная асвета

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. 71).

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 виде **ионного кристалла** (рис. 72). *Химическая формула ионного соединения отражает простейшее (наименьшее) соотношение между числами ионов во всем кристалле и в каждой формульной единице этого вещества.*

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

ковалентная неполярная связь	:Cl:	:Cl:
ионная связь	H	:Cl:
ковалентная полярная связь	Na^+	$[:Cl:]^-$

Нетрудно заметить, что при образовании *ионной связи взаимодействующие атомы сильно различаются по величине электроотрицательности*. Поэтому *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

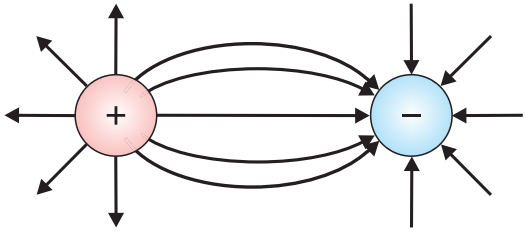


Рис. 71. Силовые линии полей ионов в ионном кристалле

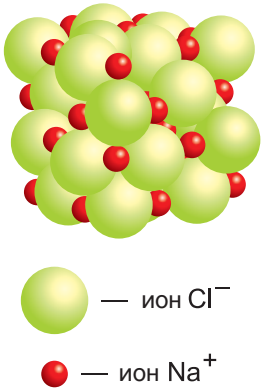


Рис. 72. Ионный кристалл хлорида натрия

Правообладатель Народная асвета

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 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 неполярны, 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.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow BaSO_3.$$

§ 40. 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.

Правообладатель Народная асвета

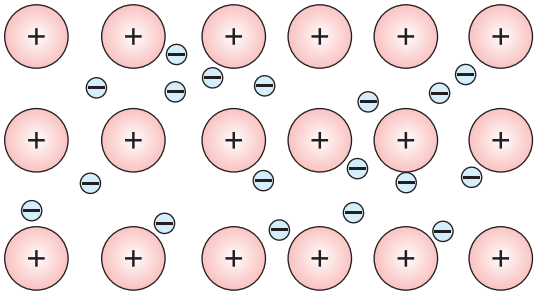


Рис. 73. Схема строения кристалла металла

При этом образуются положительно заряженные ионы металла и электроны, которые относительно свободно перемещаются по всему объему кристалла металла:

$$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}.$$

Совокупность таких «свободных» электронов получила название *электронного газа*. Именно 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. 73).

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*.

Электронейтральная молекула, в которой имеются центры положительного и отрицательного зарядов, расположенные на определенном расстоянии друг от друга, является **диполем**. Схематически диполи изображены на рисунке 74.

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) с симметричным расположением атомов.

Правообладатель Народная асвета

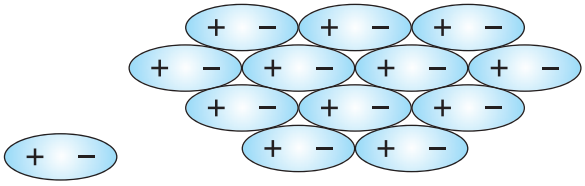


Рис. 74. Диполь и взаимодействие диполей

Диполи могут быть *постоянными* (например, полярные молекулы **HCl**, $\mathbf{H_2O}$ и т. п.) или существовать в течение очень короткого промежутка времени (*временные*). Такие диполи могут образовываться даже в неполярных молекулах. Причины, 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.

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 прежде всего 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, у простых веществ водорода $\mathbf{H_2}$ и кислорода $\mathbf{O_2}$ температуры кипения равны соответственно –253 °C и –183 °C, а у более сложных веществ — аммиака $\mathbf{NH_3}$ и серной кислоты $\mathbf{H_2SO_4}$ они составляют соответственно –33 °C и +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.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Что общего и какие отличия существуют между ковалентной 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.
4. Дайте объяснение сути межмолекулярного взаимодействия.
5. По каким признакам можно отнести к веществам молекулярного строения: а) ванилин; б) лед; в) иод?
6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow MgCO_3.$$

§ 41. 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.

Располагаясь в кристалле определенным образом, частицы образуют **кристаллическую структуру** (рис. 75). Модель для описания такой струк-

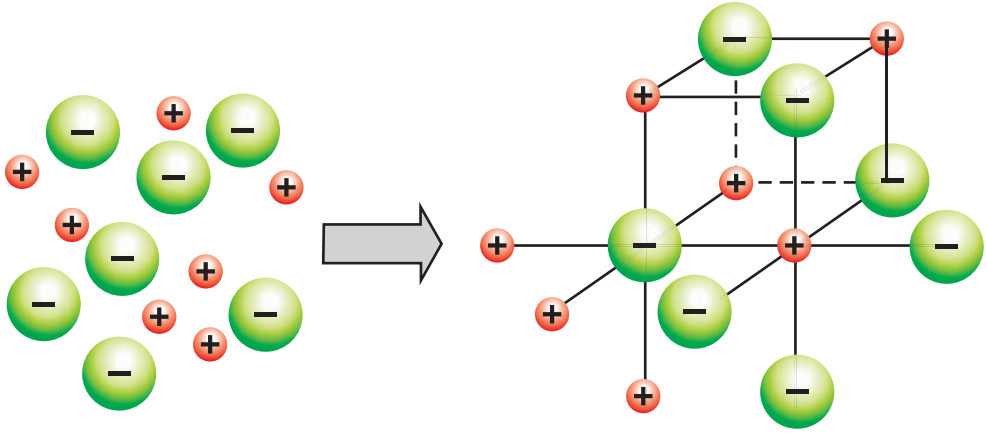


Рис. 75. Образование ионной кристаллической структуры хлорида натрия NaCl

Правообладатель Народная асвета

туры называется **кристаллической решеткой** (рис. 76). 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**.

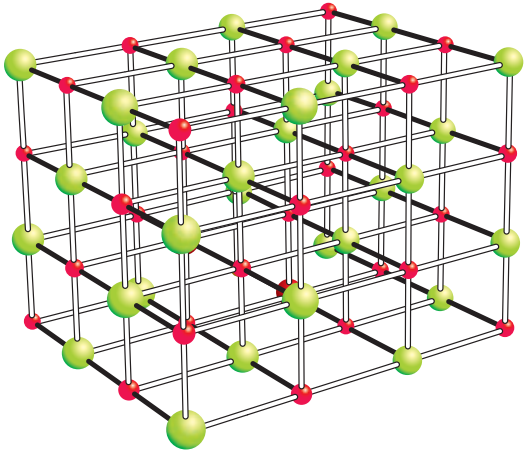


Рис. 76. Фрагмент кристаллической решетки хлорида натрия NaCl

Атомные кристаллы

В узлах атомной кристаллической решетки находятся атомы одинаковых или разных элементов, *соединенные между собой ковалентными связями*. Как правило, это атомы неметаллов. Например, в веществе карборунд **SiC** (рис. 77) каждый из атомов кремния и углерода занимает строго определенное место и связан четырьмя ковалентными связями с другими атомами.

Примерами веществ с таким строением являются также алмаз, графит, кварц SiO_2 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.

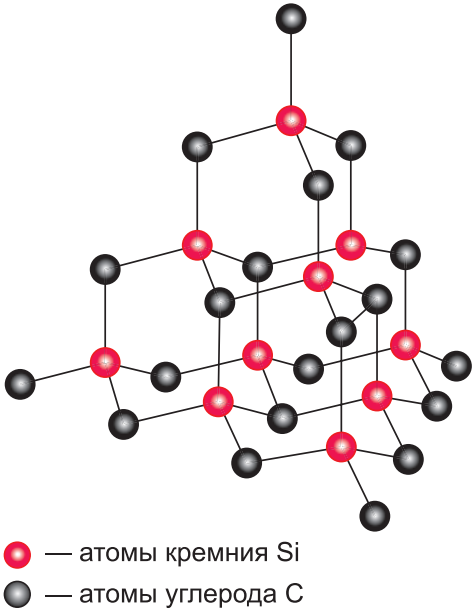


Рис. 77. Фрагмент кристаллической решетки карборунда SiC

Правообладатель Народная асвета

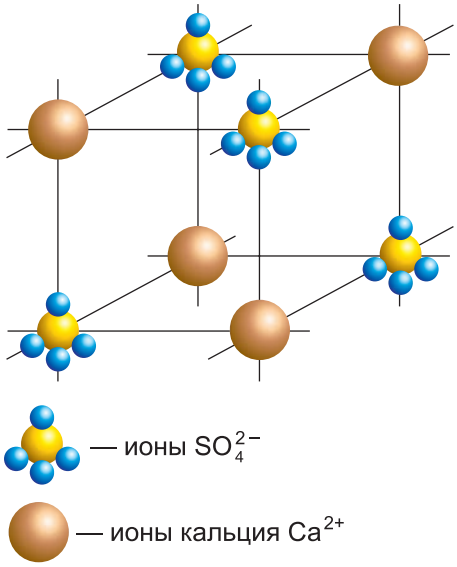


Рис. 78. Фрагмент кристаллической решетки сульфата кальция $CaSO_4$

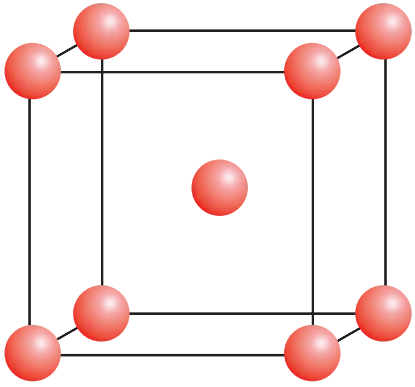


Рис. 79. Фрагмент кристаллической решетки натрия Na

Ионные кристаллы

Из параграфа 39 вы узнали, что ионные кристаллы построены из положительно и отрицательно заряженных ионов, связанных между собой электростатическими силами притяжения. Ионы могут быть простыми, например в кристалле **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. 78).

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

Металлические кристаллы

Металлические кристаллы состоят из положительно заряженных ионов металла, между которыми относительно свободно перемещаются валентные электроны. Такие кристаллы характерны для простых веществ — металлов, а также для их сплавов. Например, на рисунке 79 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.

Правообладатель Народная асвета

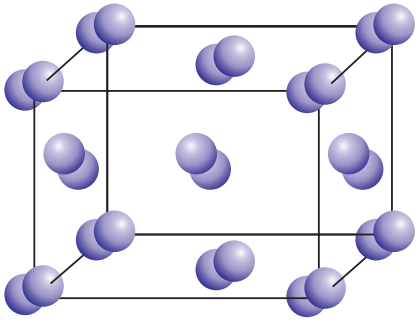


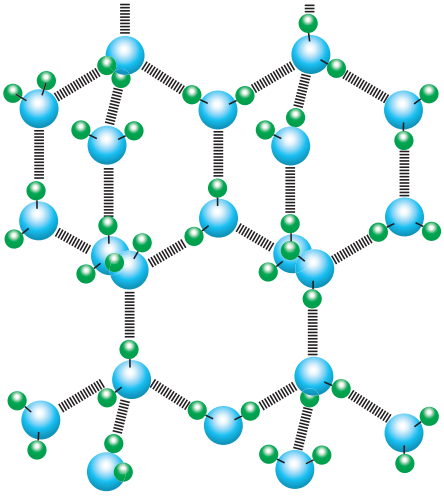
Рис. 80. Фрагмент кристаллической решетки иода I_2

Молекулярные кристаллы

В узлах молекулярной кристаллической решетки расположены молекулы, связанные между собой слабыми межмолекулярными связями. Например, на рисунке 80 показан фрагмент кристаллической решетки иода I_2.

Молекулярные кристаллические решетки характерны для твердых азота, кислорода, воды (рис. 81) 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 нафталин.



— атом кислорода

— атом водорода

Рис. 81. Фрагмент кристаллической решетки льда H_2O

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.

Правообладатель Народная асвета

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 с: а) атомной; б) ионной; в) металлической; г) молекулярной кристаллическими решетками?
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?
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH.$$

Правообладатель Народная асвета

Глава 5

Окислительно-восстановительные реакции

В пятой главе вы познакомитесь с окислительно-восстановительными процессами, происходящими в природе, в живых организмах, в лабораториях и промышленности

Правообладатель Народная асвета

§ 42. 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+ и частичный отрицательный заряд δ–. Для характеристики такого состояния атомов в химических соединениях условились считать эти заряды не частичными, а целыми. Чтобы не путать такой условный заряд с реальным, его назвали *степенью окисления.*

При определении степени окисления атомов в веществе допускают, что все электроны, участвующие в образовании химических связей, *полностью смещаются к атомам более электроотрицательного элемента* и, следовательно, что вещество состоит из положительно и отрицательно заряженных ионов.

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

Эта характеристика может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение. Его записывают со знаком плюс или минус *перед арабской цифрой* над символом элемента. Например, запись

$$\overset{+2}{\mathbf{Cu}}\,\overset{-1}{\mathbf{Cl}}_{\mathbf{2}}$$

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

Степень окисления является положительной у атомов, которые отдают свои электроны другим атомам. Например, *только положительные степени окисления* характерны для атомов металлов во всех сложных веществах. Щелочные металлы (**Li**, **Na**, **K**, **Rb**, **Cs**) всегда имеют *постоянную* степень окисления +1. Элементы IIA-группы во всех своих соединениях проявляют *постоянную* 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 бинарных ионных соединениях степени окисления 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:

$$\overset{+1}{\mathbf{Na}}\,\overset{-1}{\mathbf{Cl}}.$$

Правообладатель Народная асвета

Для определения степени окисления атомов *в соединениях с ковалентной полярной связью* допускают, что общие электронные пары полностью смещаются к атомам элементов с большей электроотрицательностью. Например, в молекуле хлороводорода **HCl** хлор является более электроотрицательным элементом, и поэтому степень окисления его атомов равна –1, а степень окисления атомов водорода — +1:

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

В простых веществах степени окисления атомов равны нулю, так как общие электронные пары не смещены и располагаются симметрично между атомами, например $\overset{0}{\mathbf{O}}_2$, $\overset{0}{\mathbf{H}}_2$, $\overset{0}{\mathbf{N}}_2$, $\overset{0}{\mathbf{P}}_4$ 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 атомов в сложном веществе необходимо сделать следующее.

1. Записать формулу соединения, например:

$$\mathbf{Al_2S_3}.$$

2. Над символом элемента с постоянной степенью окисления записать ее значение:

$$\overset{+3}{\mathbf{Al}}_2\overset{x}{\mathbf{S}}_3.$$

3. Вычислить неизвестную степень окисления атомов другого элемента в соответствии с тем, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов равна нулю:

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

Пример 1. *Определить степень окисления атомов железа (x) в его оксиде* $\overset{x}{\mathrm{Fe}}_2\overset{-2}{\mathrm{O}}_3$:

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

Пример 2. *Определить степень окисления атомов серы (x) в серной кислоте* $\overset{+1}{\mathrm{H}}_2\overset{x}{\mathrm{S}}\overset{-2}{\mathrm{O}}_4$:

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +6.$$

Правообладатель Народная асвета

Пример 3. *Определить степень окисления атомов фосфора (x) в фосфате кальция* $\overset{+2}{Ca_3}(\overset{x}{P}\overset{-2}{O_4})_2$:

$$3 \cdot (+2) + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +5.$$

Атомы многих элементов могут иметь несколько значений степеней окисления. Например, сера в соединениях $\mathbf{H_2S}$, $\mathbf{SO_2}$, $\mathbf{SO_3}$ проявляет степени окисления, равные, соответственно, –2, +4 и +6. Степени окисления атомов азота в соединениях $\mathbf{HNO_3}$, $\mathbf{NO_2}$, $\mathbf{HNO_2}$, $\mathbf{NO}$, $\mathbf{N_2O}$, $\mathbf{NH_3}$ равны, соответственно, +5, +4, +3, +2, +1, –3.

Как правило, *высшая положительная степень окисления атомов металла или неметалла численно равна номеру группы, в которой он располагается в периодической системе.*

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

№ группы — 8.

Поэтому, например, у атомов серы (элемента VIA-группы) высшая положительная степень окисления равна +6, а низшая — –2. У атомов азота (элемента VA-группы) высшая положительная степень окисления равна +5, а низшая — –3.

У металлов низшая степень окисления *равна* 0, так как атомы этих элементов не могут проявлять отрицательных степеней окисления.

Если атомы какого-нибудь элемента проявляют несколько положительных степеней окисления, то они обычно указываются в конце названий соединений римской цифрой в скобках: $\mathbf{Fe(OH)_3}$ — гидроксид железа(III) и $\mathbf{Fe(OH)_2}$ — гидроксид железа(II).

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

Степень окисления элемента характеризует состояние его атомов в веществе.

Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в сложном веществе равна нулю.

? Вопросы и задания

1. Сформулируйте определение степени окисления.
2. Как вы думаете, почему степени окисления атомов элементов в простых веществах принимают равными нулю?

Правообладатель Народная асвета

3. Определите степени окисления атомов элементов в химических соединениях: $CaCl_2$, MnO_2, $MgBr_2$, H_2S, Na_3PO_4, $KMnO_4$, $CaSiO_3$.
4. Укажите значения высшей и низшей степеней окисления атомов следующих элементов: Mg, P, Br, Al, Si, Na, C, Se. Напишите формулы высших оксидов этих элементов.
5. 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.
6. Составьте формулу соединения бария с азотом, если степень окисления атомов азота равна –3.
7. Составьте формулы следующих соединений: сульфида магния, фторида серы(VI), оксида серы (IV), оксида серы(VI). Какие степени окисления проявляют атомы серы в этих соединениях?
8. Составьте формулы шести солей, образованных ионами металлов Ba^{2+}; Fe^{3+} и ионами кислотных остатков NO_3^-; SO_4^{2-}; PO_4^{3-}. Назовите эти соединения и укажите степени окисления атомов всех элементов, входящих в их состав.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow AlCl_3 \rightarrow KCl \rightarrow HCl \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow CaCO_3.$$

§ 43. Процессы окисления и восстановления

Нагреем небольшую медную пластинку в пламени спиртовки. Через некоторое время на ее поверхности образуется черный налет оксида меди(II) **CuO** (рис. 82):

$$2Cu + O_2 \overset{t}{=} 2CuO.$$

Оксиды образуются при взаимодействии с кислородом из других металлов, некоторых неметаллов и сложных веществ, например:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4;$$
$$S + O_2 = SO_2;$$
$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O.$$

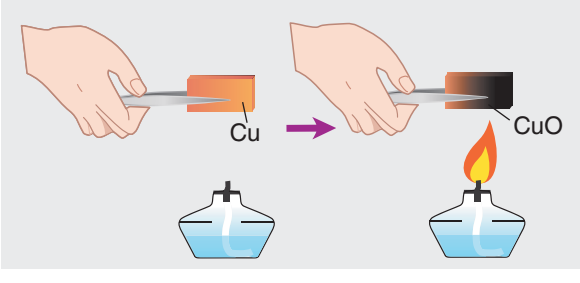


Рис. 82. Образование оксида меди на медной пластинке

Поскольку в ходе таких реакций образуются оксиды (прежнее название — ***окислы***), эти реакции получили название *реакций* ***окисления***.

Если при нагревании пропустить водород над по-

Правообладатель Народная асвета

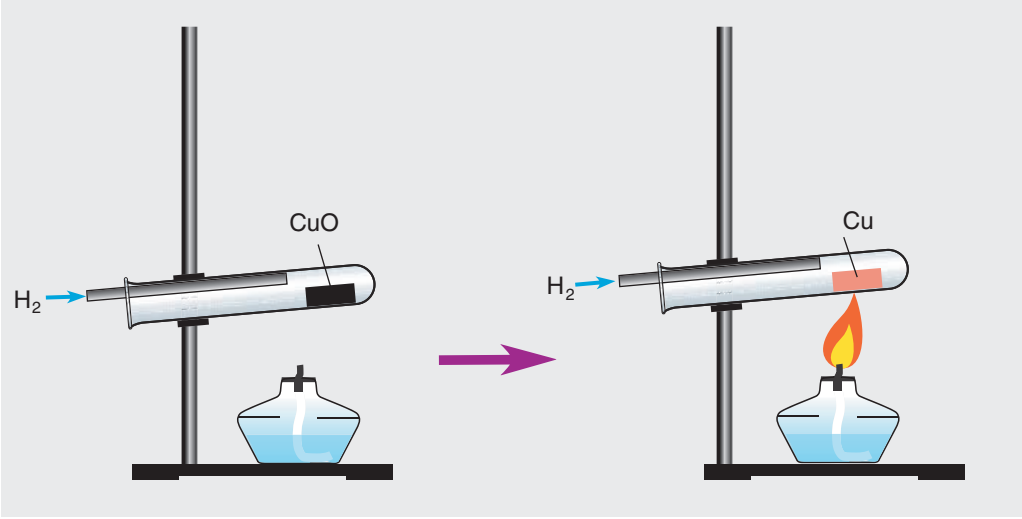


Рис. 83. Образование меди из оксида меди(II)

черневшей медной пластинкой, то ее цвет изменится на коричнево-розовый — цвет простого вещества меди (рис. 83):

$$CuO + H_2 \overset{t}{=} Cu + H_2O.$$

В ходе этой реакции водород отнимает от оксида меди кислород, как бы «возрождая», восстанавливая медь. Такие процессы получения металлов из их оксидов получили название *реакций восстановления*:

$$Fe_2O_3 + 3H_2 \overset{t}{=} 2Fe + 3H_2O;$$

$$CuO + C \overset{t}{=} Cu + CO.$$

В начале XX в. началась разработка *электронной теории* процессов окисления и восстановления. В ее основе лежит представление о том, что эти процессы осуществляются за счет перехода электронов от одних атомов к другим, в результате чего изменяются их степени окисления. Главными положениями этой теории являются следующие:

1. Окисление — процесс отдачи электронов ($-e^-$), приводящий к увеличению степеней окисления атомов, например:

$$\overset{0}{Al} - 3e^- = \overset{+3}{Al}; \quad \overset{-2}{S} - 6e^- = \overset{+4}{S}; \quad \overset{+2}{N} - 2e^- = \overset{+4}{N}; \quad \overset{+3}{Cr} - 3e^- = \overset{+6}{Cr}.$$

Правообладатель Народная асвета

Атом, отдающий электроны, называется восстановителем. Вещество, в состав которого входят такие атомы или ионы, также называется *восстановителем*. Типичными восстановителями являются простые вещества металлы, атомы которых всегда отдают электроны. К восстановителям относятся также водород H_2, углерод C, кремний Si и другие вещества.

2. Восстановление — процесс приема электронов ($+e^-$), приводящий к уменьшению степеней окисления атомов, например:

$$\overset{+3}{Al} + 3e^- = \overset{0}{Al}; \quad \overset{+4}{S} + 6e^- = \overset{-2}{S}; \quad \overset{+4}{N} + 2e^- = \overset{+2}{N}; \quad \overset{+6}{Cr} + 3e^- = \overset{+3}{Cr}.$$

Атом, принимающий электроны, называется окислителем. Вещество, в состав которого входят такие атомы или ионы, также называется *окислителем*. К окислителям относятся многие простые вещества-неметаллы (например, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, O_2, O_3, S), некоторые сложные вещества, атомы которых присоединяют электроны.

В ходе процессов окисления и восстановления степени окисления атомов изменяются в соответствии со схемой:

ОКИСЛЕНИЕ →

−4 −3 −2 −1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7 +8

← ВОССТАНОВЛЕНИЕ

3. Процессы окисления и восстановления всегда осуществляются одновременно. Если в ходе химической реакции атомы одного из элементов отдают электроны, то атомы другого элемента их принимают. Это значит, что одно из исходных веществ является восстановителем, а другое — окислителем.

Запомните! ***Восстановитель,*** *отдавая электроны,* ***восстанавливает*** *другие атомы, но сам при этом* ***окисляется.***

Окислитель, *принимая электроны,* ***окисляет*** *другие атомы, но сам при этом* ***восстанавливается.***

Проанализируем конкретные превращения.

1. $\overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}\overset{-2}{O}$. Из схемы видно, что степень окисления изменилась у атомов меди. Поскольку она увеличилась (от 0 до +2), произошло *окисление*: $\overset{0}{Cu} - 2e^- = \overset{+2}{Cu}$. Атом $\overset{0}{Cu}$ является восстановителем.

Правообладатель Народная асвета

2. $\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} \rightarrow \overset{0}{Fe}$. Из схемы видно, что степень окисления изменилась у атомов железа. Поскольку она уменьшилась (от +3 до 0), произошло *восстановление*: $\overset{+3}{Fe} + 3e^- = \overset{0}{Fe}$. Атом $\overset{+3}{Fe}$ является окислителем.

Окисление — процесс отдачи, а восстановление — процесс приема электронов.

Процессы окисления и восстановления всегда осуществляются одновременно.

Восстановитель, отдавая электроны, восстанавливает другие атомы, но сам при этом окисляется.

Окислитель, принимая электроны, окисляет другие атомы, но сам при этом восстанавливается.

? Вопросы и задания

1. Какие процессы называются окислением, а какие — восстановлением? Приведите соответствующие примеры.
2. Запишите электронные уравнения следующих превращений: $\overset{+4}{S} \rightarrow \overset{0}{S}$; $\overset{+2}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{Fe}$; $\overset{-3}{P} \rightarrow \overset{+3}{P}$; $\overset{+2}{Mn} \rightarrow \overset{+7}{Mn}$; $\overset{0}{N} \rightarrow \overset{-3}{N}$; $\overset{+4}{C} \rightarrow \overset{+2}{C}$; $\overset{+1}{H} \rightarrow \overset{-1}{H}$. Какие из них относятся к процессам окисления, а какие — к процессам восстановления?
3. Какие вещества называются восстановителями? Приведите примеры нескольких восстановителей.
4. Какие вещества называются окислителями? Приведите примеры известных вам окислителей.
5. По образцам, приведенным в тексте параграфа, проанализируйте следующие превращения:

   а) $P \rightarrow H_3PO_4$; б) $CO_2 \rightarrow CO$; в) $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$.
6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$K_2O \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow KOH \rightarrow KCl \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow KNO_3.$$

Правообладатель Народная асвета

§ 44. Окислительно-восстановительные реакции

Среди огромного разнообразия химических превращений в отдельную группу можно выделить реакции, протекающие *с изменением степеней окисления* атомов. В ходе таких реакций одни атомы отдают электроны, а другие — их принимают, т. е. одновременно происходят процессы окисления и восстановления.

Опустим железную пластинку в раствор хлорида меди(II). Через некоторое время пластинка покроется рыхлым слоем мелкодисперсной меди (рис. 84):

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

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

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

В результате этого процесса изменяются степени окисления атомов железа и меди, а степень окисления атомов хлора остается постоянной.

Атомы железа отдают электроны, и степень их окисления возрастает от 0 до +2:

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

Как вы уже знаете, процесс отдачи электронов называется окислением. Значит, в рассматриваемом процессе происходит *окисление* атомов железа, которые выступают в роли *восстановителей*. Восстановителем в данной реакции является вещество, содержащее атомы железа — металлическое железо.

Рис. 84. Реакция железа с хлоридом меди(II) в растворе

Правообладатель Народная асвета

В то же время атомы меди со степенью окисления +2 принимают электроны от атомов железа, превращаясь в атомы меди со степенью окисления, равной 0:

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

Следовательно, происходит *восстановление* атомов $\mathbf{Cu^{+2}}$, которые выступают в роли *окислителей*. Поскольку эти атомы содержатся в веществе $\mathbf{CuCl_2}$, оно также является окислителем.

Как вы уже знаете, процессы окисления и восстановления всегда протекают одновременно: одно вещество, отдавая электроны окисляется, а другое, принимая их, восстанавливается:

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

$2e^-$

восстановитель — окисляется; окислитель — восстанавливается

В результате перехода электронов от одних атомов к другим их степени окисления изменяются. Такие процессы называются окислительно-восстановительными реакциями.

! К окислительно-восстановительным относятся реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов.

Общая схема любой окислительно-восстановительной реакции может быть записана так:

ne^-

Восстановитель	+	Окислитель	=	Продукт окисления восстановителя	+	Продукт восстановления окислителя

Например, в реакции

$$\mathbf{2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe}$$

восстановителями являются атомы алюминия, а окислителями — атомы железа, входящие в состав оксида железа(III):

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

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

Правообладатель Народная асвета

Рис. 85. Реакция магния с серной кислотой

Схематически эту реакцию можно представить следующим образом:

Аналогичным образом можно представить и другие окислительно-восстановительные процессы, например реакцию магния с серной кислотой (рис. 85):

Из рассмотренных выше примеров видно, что в ходе любой окислительно-восстановительной реакции *общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем.*

Окислительно-восстановительных реакций известно очень много, но их объединяет общий отличительный признак — изменение степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

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

В окислительно-восстановительных реакциях общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем.

? Вопросы и задания

1. В чем заключается сущность процессов окисления и восстановления с точки зрения электронной теории? Как изменяются степени окисления атомов при их окислении и восстановлении?

Правообладатель Народная асвета

2. Какие из приведенных схем отражают процессы окисления, а какие — восстановления:

   а) б) в) г)

3. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Рассмотрите с точки зрения окисления-восстановления реакцию цинка с соляной кислотой. Что в данной реакции является окислителем, а что — восстановителем? Атомы какого элемента при этом окисляются, а какого — восстанавливаются?
4. Из приведенных ниже уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций:

   а) $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$;
   б) $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow$;
   в) $AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$;
   г) $Cu(NO_3)_2 + Zn = Cu + Zn(NO_3)_2$.

5. Запишите уравнения реакций между простыми веществами: а) цинком и серой; б) водородом и хлором; в) алюминием и иодом. Составьте схемы перехода электронов от атомов-восстановителей к атомам-окислителям.
6. Запишите уравнения реакций металлов с кислотами: а) алюминия с серной кислотой; б) железа с соляной кислотой. Составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю.

Готовимся к олимпиадам. Сколько окислительно-восстановительных реакций можно провести, имея в своем распоряжении следующие вещества: Mg; Al; O_2; HCl; H_2; $CuSO_4$? Составьте уравнения этих реакций и определите в каждой из них восстановитель и окислитель.

§ 45. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас

Окислительно-восстановительные реакции постоянно происходят в окружающем мире. Они лежат в основе таких процессов, как обмен веществ в живых организмах, фотосинтез, дыхание, гниение, горение. Благодаря окислительно-восстановительным реакциям осуществляются круговорот химических элементов и пищевые цепочки в природе, происходит усвоение питательных веществ растениями из почвы и т. д.

Окислительно-восстановительные реакции широко используются человеком в практической деятельности. Они применяются для получения металлов, большинства важнейших неорганических и органических веществ (серной, азотной, уксусной кислот, щелочей, аммиака, спиртов и др.).

Правообладатель Народная асвета

Рассмотрим более подробно некоторые из этих процессов.

Природный круговорот кислорода является основным процессом, связывающим воедино атмосферу, земную кору и воду. Растения, поглощая углекислый газ, в результате фотосинтеза выделяют кислород (рис. 86):

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

Рис. 86. Образование кислорода в результате фотосинтеза

который затем расходуется при дыхании людей и животных, при горении и гниении органических веществ, в самых различных промышленных процессах. Все эти процессы являются окислительно-восстановительными, и в них кислород выступает в качестве окислителя. При этом образуется оксид углерода CO_2, который снова поступает 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. В XX в. этот ряд пополнили нефть и природный газ. Продукты нефтепереработки (керосин, бензин, мазут и др.) служат основным видом топлива для самолетов, автомобилей, кораблей, локомотивов (рис. 87, с. 192). Процессы сгорания этих видов топлива также являются окислительно-восстановительными реакциями. В результате их протекания кислород окисляет углерод, водород и другие, входящие в их состав элементы, до оксидов — CO_2, CO, H_2O и др.

Использование энергии современного ракетного топлива также основано на окислительно-восстановительных процессах. Они протекают при смешивании окислителей (например, жидкого кислорода, азотной кислоты) и восстановителей (жидкого водорода, керосина, различных органических соединений).

Источником энергии (прежде всего электрической) могут служить не только процессы горения, но и другие окислительно-восстановительные реакции. Более подробно о них вы узнаете позже. А пока мы только напомним о том, что вам уже хорошо известно из повседневной

Правообладатель Народная асвета

Рис. 87. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас

жизни: об автомобильных аккумуляторах и о самых разнообразных электрических батареях, которые используются в быту.

Это примеры практического использования энергии окислительно-восстановительных реакций для получения электрической энергии.

Рис. 88. Металлургия Древнего Египта

Важнейшие области современной промышленности также основаны на использовании окислительно-восстановительных процессов. Уже в глубокой древности человек мог получать металлы из руд (рис. 88). Руды представляют собой горные породы, содержащие оксиды и другие соединения различных металлов. Чтобы выделить из руд металлы в свободном состоянии, их необходимо *восста-*

Правообладатель Народная асвета

Рис. 89. Восстановление меди из ее оксида углеродом

новить с помощью различных восстановителей. В качестве такого восстановителя вначале использовали древесный уголь **C**, а затем, по мере развития металлургии, и другие вещества, такие как **CO** и $\mathbf{H_2}$:

$$\mathbf{CuO + C = Cu + CO} \text{ (рис. 89);}$$

$$\mathbf{WO_3 + 3H_2 = W + 3H_2O;}$$

$$\mathbf{FeO + CO = Fe + CO_2.}$$

Процессы восстановления металлов из руд можно представить в виде общей схемы:

ВОССТАНОВИТЕЛЬ	+	ОКСИД МЕТАЛЛА	=	МЕТАЛЛ	+	ПРОДУКТ ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯ

В XX в. широкое распространение получила электрометаллургия, где в качестве восстановителя для получения металлов используется электрический ток.

Практически все важнейшие химические производства основаны на окислительно-восстановительных реакциях. Это, например, промышленное получение важнейших кислот, таких как серная, азотная и

Правообладатель Народная асвета

соляная, а также щелочей, аммиака, самых разных неорганических и органических соединений. О химических основах этих производств вы узнаете позже.

Существует множество областей 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, парфюмерные и фармацевтические производства и т. д.

Окислительно-восстановительные процессы не только помогают человеку во многих видах его деятельности, но часто и усложняют его жизнь. В курсе химии 9-го класса вы познакомитесь с процессами *коррозии металлов* — их разрушением под воздействием окружающей среды (см. рис. 87). Процессы окисления являются причиной порчи продуктов питания, в том числе плодов и овощей, различных видов изделий. Человек научился бороться с этими вредными явлениями, прежде всего устраняя их причины, используя самые разнообразные защитные меры, а также различные химические процессы. Обо всем этом вы узнаете в ходе дальнейшего изучения химии.

? Вопросы и задания

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

Готовимся к олимпиадам. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$CuCO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu.$$

Правообладатель Народная асвета

Глава 6

Растворы

В шестой главе вы узнаете о роли воды и растворов в природе и жизнедеятельности человека, познакомитесь с качественными и количественными характеристиками состава растворов, изучите условия протекания химических реакций в водных растворах

Правообладатель Народная асвета

§ 46. Смеси веществ

При изучении свойств веществ необходимо, чтобы они были максимально чистыми, т. е. не содержали частиц других веществ. Это особенно важно для лабораторных исследований, приготовления лекарственных препаратов.

В природе не существует 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).

Классификация смесей

В начале изучения курса химии в 7-м классе мы делили все смеси веществ на *однородные* и *неоднородные*.

Однородными называются такие смеси, в которых нельзя обнаружить частицы даже с помощью оптических приборов. Однородные смеси часто называют *растворами*, так как в любой части своего объема они 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.

Смеси любых количеств и любого числа газов, которые не взаимодействуют между собой при данных условиях, называются *газообразными растворами*. Например, воздух — это смесь, состоящая в основном из азота и кислорода.

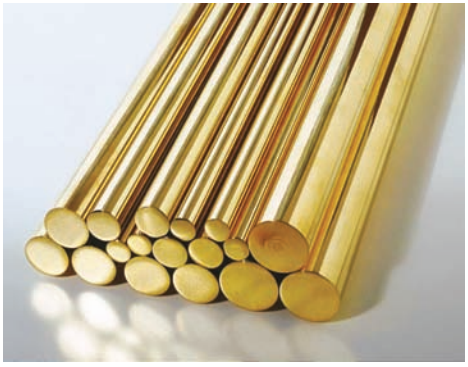


Рис. 90. Латунь — однородная твердая смесь

Примерами однородных смесей, образованных твердыми веществами, являются *сплавы* металлов — *твердые растворы* — *бронза*, *латунь* (рис. 90).

В процессе дальнейшего изучения мы более подробно познакомимся с однородными жидкими смесями — водными растворами. Они образуются в результате смешивания растворимых веществ с водой.

Правообладатель Народная асвета

Неоднородные смеси могут быть образованы веществами, находящимися как в одном, так и в разных агрегатных состояниях. В этих смесях частицы можно обнаружить либо визуально, либо с помощью оптических приборов. 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. 91. Разделение магнитом смеси железа и серы

Примерами неоднородных твердых смесей являются также 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. 91).

Неоднородную смесь твердого и жидкого веществ называют *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 ее частицы осядут на дно, а очень мелкие будут долго находиться во взвешенном состоянии в виде суспензии. При отстаивании твердые частицы суспензии оседают на дне сосуда. Взвешенные в жидкости частицы могут быть отделены от нее фильтрованием.

Суспензия мела в воде широко используется при побелке. Большинство красок, строительные растворы для штукатурных работ или кладки кирпича — глиняно-известковые, цементно-известковые — также представляют собой суспензии (рис. 92).

Рис. 92. Приготовление бетона — суспензии песка и цемента в воде

При смешивании нерастворимых друг в друге жидкостей образуется смесь, которая называется *эмульсией*. Самый простой пример эмульсии —

Правообладатель Народная асвета

1

2

3

Рис. 93. Эмульсии: *1* — смесь масла с водой, *2* — майонез, *3* — водоэмульсионная краска

смесь жира или масла с водой (рис. 93). После ее отстаивания отчетливо видны два слоя веществ — воды и масла.

К водным эмульсиям относятся молоко, майонез, самые разнообразные косметические и медицинские препараты, средства для защиты растений и борьбы с насекомыми. У некоторых из них этот термин указан в названии, например эмульсионная или водоэмульсионная краска. Примером природной эмульсии является сок некоторых растений: одуванчика, фикуса, гевеи и др.

Млечный сок дерева гевеи — латекс — широко используется для получения каучука.

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* (рис. 94). Она представляет собой взвесь газа в жидкости. 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 пен при обогащении руд позволяет отделять пустую породу от минералов.

Правообладатель Народная асвета

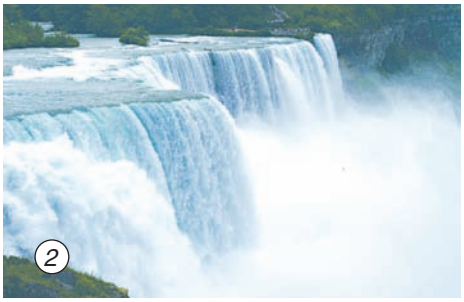


Рис. 94. Пена — взвесь газов в жидкости: *1* — мыльная пена, *2* — водопад

Твердые пены имеют твердый пленочный каркас. Их получают путем вдувания газа в расплавленную вязкую массу (например, стекло) или нагревания смеси пластичного вещества с пенообразователем. Разлагаясь, он выделяет газ, который разрыхляет вещество, образуя в нем ячейки. Одним из примеров твердых пен является хлеб.

Твердые пены широко применяются для получения высокопористых строительных материалов с малой массой и высокой тепло- и звукоизолирующей способностью: пенопласты, пористые резины, пеногазобетоны, пенополимеры, пенокерамика, керамзит и даже пенометаллы (рис. 95).

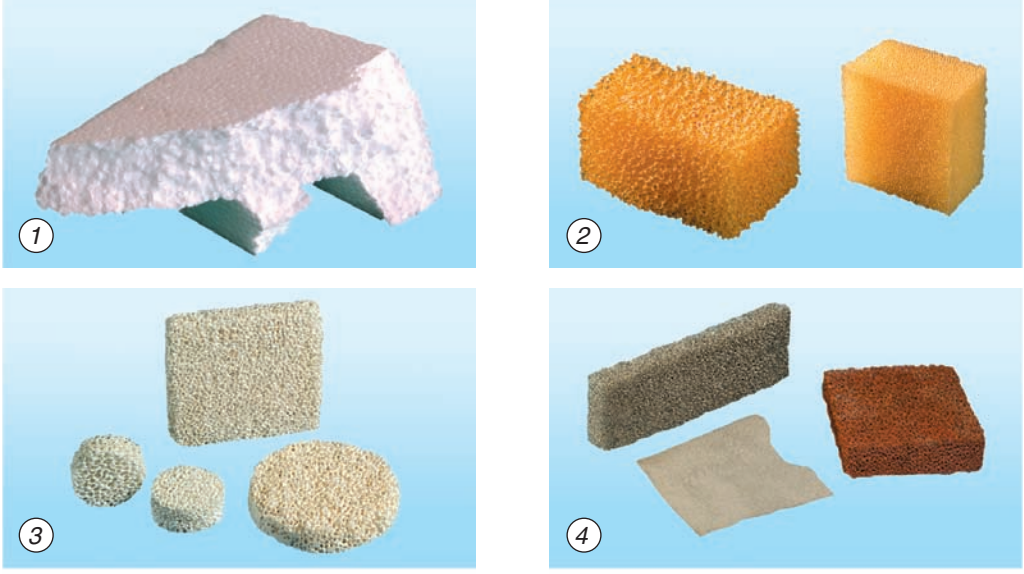


Рис. 95. Высокопористые материалы: *1* — пенопласт, *2* — пенополимеры, *3* — пенокерамика, *4* — пенометаллы

Правообладатель Народная асвета

Ученые Белорусского государственного университета и Института порошковой металлургии Национальной академии наук Беларуси разработали уникальный способ получения пористых металлических и керамических материалов (см. рис.) на основе уже имеющейся пористой структуры органического вещества (например, поролона и т. п.).

Смешение твердых или жидких частиц с газом приводит к образованию тумана, дыма и пыли. Часто туман, дым и смог объединяют под общим названием — **аэрозоли** (в дословном переводе «воздушные растворы») (рис. 96).

Рис. 96. Аэрозоли — туман и дым, образующийся при взлете ракеты

С помощью аэрозолей можно активно воздействовать на облака с целью регулирования осадков. Например, если с самолетов с помощью специальных устройств распылять мелкие частицы иодида серебра AgI или иодида свинца(II) PbI_2, то при низкой температуре на этих частицах начинается конденсация паров воды и выпадает дождь.

Большое распространение в повседневной жизни получили аэрозольные баллоны (рис. 97). В них содержатся смеси сжатого газа с различными веществами — некоторыми лекарственными препаратами, средствами для отпугивания и уничтожения насекомых, лакокрасочными материалами, парфюмерией, косметикой.

Рис. 97. Аэрозольные баллоны с различной продукцией

Правообладатель Народная асвета

Классификация и примеры неоднородных смесей приведены в таблице 9.

Таблица 9. **Неоднородные смеси**

Смесь	Агрегатное состояние компонентов	Пример смеси
Среда смеси твердая		
Твердые смеси	Твердое — твердое Твердое — жидкое Твердое — газообразное	Гранит, кварц, слюда, почва, пемза, пенопласт
Среда смеси жидкая		
Суспензии: в жидкости распределены частицы твердого вещества	Жидкое — твердое	Взвесь мела, песка или глины в воде
Эмульсии: в жидкости распределены мелкие капельки другой (не смешивающейся с первой) жидкости	Жидкое — жидкое	Молоко, майонез, латекс, некоторые лекарственные препараты
Пены: в среде жидкости распределены пузырьки газа	Жидкое — газообразное Твердое — газообразное	Пены моющих средств
Среда смеси газообразная		
Аэрозоли: в среде газообразного вещества распределены частички твердого или жидкого вещества	Газообразное — твердое Газообразное — жидкое	Дым, туман, смог Лаки, краски, различные препараты в аэрозольной упаковке

Количественно характеризовать смесь можно по содержанию каждого компонента в ней. Можно сказать так: «В данной смеси содержится хлорид натрия массой 40 г и хлорид калия массой 80 г» или «В данной смеси на 20 г сахара приходится 40 г поваренной соли». А еще в 7-м классе вы научились выражать состав смеси, определяя массовую долю каждого вещества в ней: $w(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{m(\text{смеси})}$. *Вспомните, как надо пользоваться этой формулой и выполните задание после параграфа.*

Правообладатель Народная асвета

Разделение смесей

Прежде чем изучать свойства того или иного вещества, его необходимо очистить. Существуют различные способы разделения смесей веществ, основанные на различиях свойств компонентов. Некоторые из них знакомы вам из повседневной жизни и из курса химии 7-го класса, а также физики, биологии. Разделять некоторые простейшие смеси — соль, песок, воду — вы научились при выполнении практической работы в прошлом учебном году. Поэтому наша задача обобщить и систематизировать ваши знания о способах разделения смесей (табл. 10).

Таблица 10. **Способы разделения смесей**

Смеси	
Однородные	**Неоднородные**
Дистилляция (перегонка) (вода + растворенные вещества, нефть)	**Фильтрование** (вода + песок, мел)
Кристаллизация (вода + поваренная соль, сахар)	**Отстаивание** (вода + мел, песок)
Выпаривание (вода + поваренная соль)	**Разделение магнитом** (железо + медь)

Для различных целей необходимы вещества с различной степенью очистки. Для лабораторных исследований, промышленных производств, для нужд фармакологии и медицины нужны особо чистые вещества. Например, в медицине, в химических лабораториях для приготовления растворов и проведения опытов необходима дистиллированная вода, максимально очищенная от растворенных в ней веществ.

Особо чистые вещества, содержание примесей в которых не превышает одной миллионной процента, применяются в электронике, в полупроводниковой, ядерной технике и других отраслях промышленности.

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.

Смеси веществ можно разделить различными способами на основании различия их физических свойств.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Приведите определения чистого вещества и смеси.
2. Можно ли утверждать, что дождевая вода является абсолютно чистым веществом?
3. Назовите три чистых вещества, с которыми вы встречались в кабинете химии. Почему их можно назвать чистыми?
4. Выберите из перечисленных веществ — ртуть, молоко, сера, воздух, железо, чугун, азот, водопроводная вода: а) чистые вещества; б) однородные смеси; в) неоднородные смеси.
5. Выделите признаки, характерные для смесей:

   а) могут быть разделены на компоненты физическими методами;
   б) при их образовании протекают химические реакции;
   в) массовое соотношение веществ в них может изменяться в достаточно широких пределах.
6. Приведите примеры однородных и неоднородных смесей, известных вам из повседневной жизни.
7. Дайте определения следующих понятий: суспензия, эмульсия, пена, аэрозоли. Что объединяет все эти понятия? Приведите три примера эмульсий, используемых у вас дома.
8. Составьте уравнения реакций согласно схеме превращений:

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

9. Вода массой 400 г и карбонат кальция массой 250 г образуют суспензию. Чему равно химическое количество карбоната кальция в суспензии? Рассчитайте массовую долю воды в суспензии.

Готовимся к олимпиадам. В воде объемом 1 дм^3 растворен аммиак объемом (н. у.) 11,2 дм^3. Определите массу полученного раствора аммиака в воде.

Домашний эксперимент

1. *Приготовление неоднородной смеси.* 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, 0,1 чайной ложки горчицы, 1 чайную ложку уксуса, 1 чайную ложку сахара, 2—3 дольки измельченного чеснока по вкусу. 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?

2. *Разделение однородной смеси.* Сконструируйте простой прибор для получения дистиллированной воды в домашних условиях.

Правообладатель Народная асвета

3. *Хроматография — метод разделения смесей*. Название этого метода произошло от греческого слова «хромос» — цвет. Он применяется для разделения и анализа смесей веществ и основан на распределении веществ между двумя частями — неподвижной и подвижной. Вы можете самостоятельно провести опыт по разделению смеси этим способом. Возьмите полоску фильтровальной бумаги (плотной салфетки, бумажного полотенца) шириной 2—3 см. Погрузите конец полоски в сосуд с окрашенным раствором (черничный сок, паста шариковой ручки, чернила). Раствор впитывается бумагой и поднимается по ней. Вы увидите, что граница подъема краски отстает от границы подъема воды. Так происходит разделение двух веществ: воды и красящего вещества.

§ 47. Растворение веществ в воде

В природе, повседневной жизни, в химической лаборатории, в промышленности мы встречаемся с разнообразными растворами — однородными смесями воды и различных веществ (рис. 98). Даже наиболее чистая природная вода — дождевая — содержит растворенные газы воздуха вместе с теми загрязнениями, которые в нем есть. Большинство химических процессов в живых организмах протекают также в водных растворах. Любой раствор состоит из **растворителя** и **растворенного** вещества.

Раствор

Растворитель	Растворенное вещество

Рис. 98. Образцы различных растворов

Для растворов характерны их 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

Правообладатель Народная асвета

внешне роднит их с чистыми веществами. Но в отличие от чистых веществ состав растворов может быть различным — содержать бóльшую или меньшую массу вещества. 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.

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

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

Если вещество растворено в воде, то можно утверждать, что:

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

В дальнейшем мы будем рассматривать только водные растворы, так как в условиях жизни на нашей планете вода выступает как универсальный растворитель. 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. 99). 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 по этой связи возникает частичный отрицательный заряд, а на атоме водорода частичный, но положительный заряд:

$$\overset{\delta+}{\mathbf{H}} \rightarrow \overset{\delta-}{\mathbf{O}}.$$

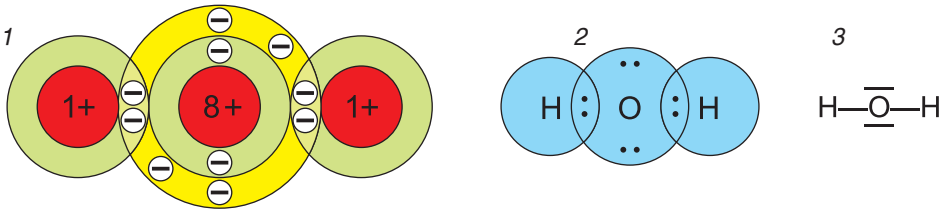


Рис. 99. Электронное строение молекулы воды: *1* — образование ковалентных связей, *2* — электронная формула, *3* — графическая формула

Правообладатель Народная асвета

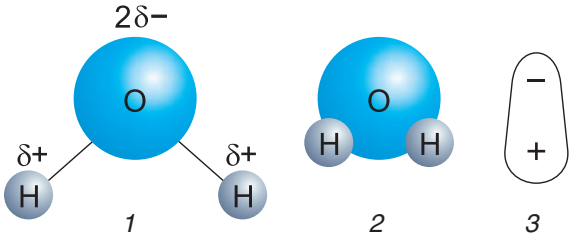


Рис. 100. Молекула воды: *1* — угловая структура, *2* — шаровая модель, *3* — диполь

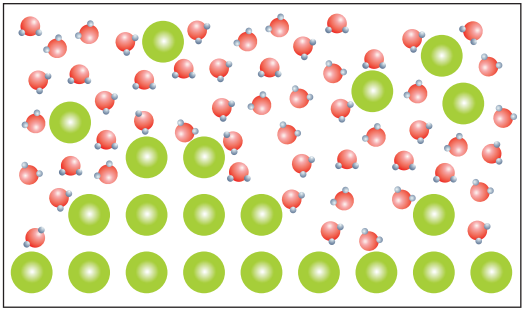
Экспериментально установлено, что молекула воды *полярная*, имеет два противоположно заряженных полюса, т. е. представляет собой *диполь*. Это возможно, поскольку молекула H_2O имеет угловое строение (рис. 100).

Молекулу воды часто изображают в виде шаровой модели или в виде *диполя*.

Как же происходит процесс растворения? 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 объема твердого вещества, часто вплоть до его полного перехода в раствор. Интересно наблюдать растворение, если в воду опустить 1—2 кристаллика марганцовки. Заметно, как от кристаллика отделяются окрашенные струйки растворенного вещества, а кристаллы уменьшаются в размере (рис. 101).

Очевидно, что растворяемое вещество разрушилось и частицы, составляющие его, распределились по всему объему раствора. Какова же роль воды в процессе растворения? Диполи воды взаимодействуют с растворяемым веществом, от которого отрываются отдельные частицы и распределяются между молекулами воды. Молекулы воды с частицами растворенного вещества образуют достаточно прочные связи, способствуя тем самым разрушению структуры вещества (рис. 102).

Рис. 101. Растворение перманганата калия в воде



— частица вещества

— молекула воды

Рис. 102. Схема разрушения структуры вещества при растворении в воде

Правообладатель Народная асвета

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 используются собственные названия кристаллогидратов, например $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — медный купорос, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — кристаллическая сода, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — гипс (см. рис.).

Разрушение структуры вещества при его растворении связано с разрывом химических связей между частицами вещества (молекулами или ионами). Естественно, что для разрыва связей необходимо затратить энергию. Поэтому неудивительно, что при растворении некоторых веществ температура раствора понижается. Проверить это можно на опыте. Если растворить в воде поваренную соль или хлорид кальция, то температура приготовленного раствора будет ниже температуры воды (рис. 103).

Первые рецепты приготовления охладительных смесей еще в XVIII в. предложил русский ученый Товий Ловиц. Он установил, что смесь из трех частей снега и четырех частей кристаллического хлорида кальция дает понижение температуры до –50 °С.

Однако существует немало веществ, при растворении которых выделяется теплота. Например, при растворении в воде серной кислоты H_2SO_4 выделяется столько теплоты, что вода может закипеть (рис. 104). Вам

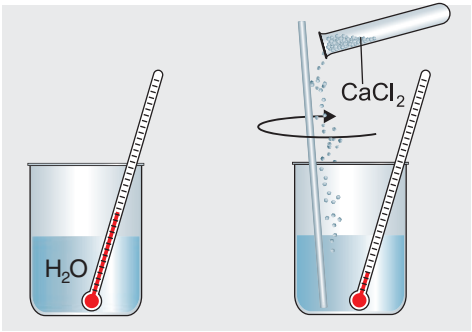


Рис. 103. Понижение температуры при растворении в воде хлорида кальция

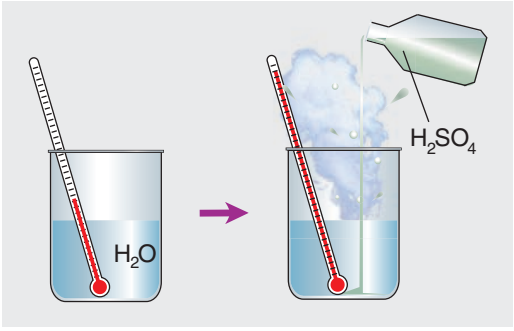


Рис. 104. Повышение температуры при растворении в воде серной кислоты

Правообладатель Народная асвета

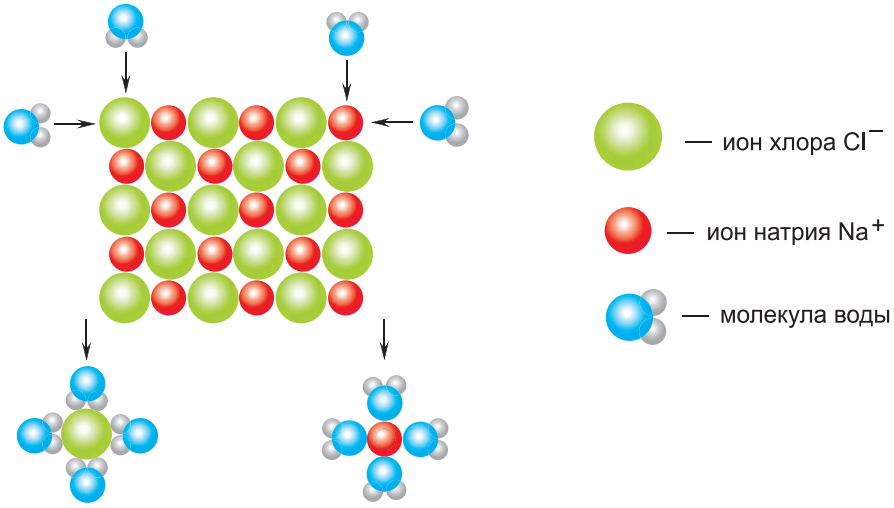


Рис. 105. Образование связей между частицами растворяемого вещества NaCl и молекулами воды H_2O

известно, что выделение энергии (в том числе и в виде теплоты) происходит при образовании химических связей. Очевидно, что при растворении происходит образование химических связей между частицами растворяемого вещества и молекулами воды (рис. 105).

В наличии взаимодействия между частицами растворенного вещества и воды убедимся на опыте. Сульфат меди(II) $\mathbf{CuSO_4}$ — порошок белого цвета. Если прилить в пробирку с этим веществом немного воды, пробирка разогревается. Это легко определить, прикоснувшись рукой. Порошок из белого становится голубым, а при дальнейшем растворении образуется раствор голубого цвета. Осторожное выпаривание раствора приводит к образованию голубых кристаллов. Химический анализ показывает, что в состав этих кристаллов входит вода: $\mathbf{CuSO_4 \cdot 5H_2O}$. Таким образом, разогревание раствора и изменение его окраски при растворении сульфата меди(II) **указывают на то, что растворение не сводится только к разрушению** структуры вещества и распределению его частиц между молекулами воды, а также сопровождается и химическим взаимодействием.

Итак, в одних случаях при растворении веществ в воде теплота выделяется, в других — поглощается. Если теплоты выделяется больше, чем затрачивается на разрыв связей между частицами растворяющегося вещества, растворение сопровождается нагреванием, если меньше — охлаждением.

Правообладатель Народная асвета

Однородные устойчивые системы переменного состава называются растворами.

Основными компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество.

Молекула воды является диполем и играет важную роль в процессе растворения веществ.

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.

В процессе растворения веществ теплота может как выделяться, так и поглощаться.

? Вопросы и задания

1. Объясните, почему молекулу воды называют диполем.
2. Какую роль играют молекулы воды в процессе растворения веществ?
3. Почему минеральные воды имеют разный вкус?
4. В чем заключается сущность процесса растворения? Опишите этот процесс.
5. Почему при растворении одних веществ температура раствора понижается, а других — повышается?
6. Выпаривание — один из способов разделения однородной смеси (раствора). Почему этот процесс протекает быстрее при нагревании?
7. В процессе разрыва связей между частицами некоторого вещества поглощается больше теплоты, чем выделяется при образовании связей молекул воды с этими частицами. Объясните, каким будет процесс растворения: с выделением теплоты или с поглощением.

Готовимся к олимпиадам. Глюкозу ($C_6H_{12}O_6$) массой 10 г растворили в стакане воды. Какое химическое количество воды приходится на один моль глюкозы, если масса глюкозы в чайной ложке равна 2 г, а масса воды в стакане 200 г?

§ 48. Характеристики растворимости веществ

В химии известно громадное множество веществ. Вещества бывают простые и сложные, они образованы с помощью различных видов химических связей, строение их так же разное. Все ли вещества одинаково растворяются в воде? Все ли способны образовать растворы?

Со времен алхимии известно «золотое правило» — *подобное растворяется в подобном*. Это значит, что растворимость зависит прежде всего от *природы растворяемого вещества* и *растворителя*. Поскольку

Правообладатель Народная асвета

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. Способность веществ растворяться в воде количественно характеризуется с помощью величины, которую называют *растворимостью*.

! Растворимость — максимальная масса вещества (в граммах), которое растворяется в воде массой 100 г при данной температуре.

По своей растворимости все вещества делятся на три группы: а) *хорошо растворимые*; б) *малорастворимые*; в) *нерастворимые*. На форзаце 2 учебного пособия приведена таблица растворимости различных неорганических веществ в воде. Внимательно рассмотрите таблицу и охарактеризуйте растворимость известных вам веществ: поваренной соли, серной кислоты, мела, соды.

К хорошо растворимым веществам, кроме тех, которые указаны в таблице, относятся и некоторые органические вещества: сахар, глюкоза, спирт и др. Спирт, например, может смешиваться с водой в любых соотношениях. Малорастворимыми веществами являются как простые (кислород, азот и др.), так и сложные вещества: гашеная известь, гипс, питьевая сода, различные минералы. Большинство металлов, песок, стекло, маслá, керосин, бензин относятся к нерастворимым в воде веществам.

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

Известно, что растворимость большинства веществ далеко не безгранична. Многие 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.

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 растворимости — фторид цезия CsF: при 0 °C в 100 г воды растворяется более 500 г этого вещества.

Правообладатель Народная асвета

Факторы, влияющие на величину растворимости

Растворимость большинства твердых веществ в воде существенно зависит **от температуры:** как правило, с повышением температуры она увеличивается (рис. 106). Поэтому на практике для ускорения процесса растворения его проводят при нагревании.

Влияние температуры на растворимость твердых веществ удобно выражать в виде графика (рис. 107). На горизонтальной оси записаны значения температур, при которых образуется насыщенный раствор вещества. На вертикальной оси указаны максимальные массы веществ, которые растворяются в 100 г воды. Эти графики, которые называют *кривыми растворимости*, показывают, как изменяется растворимость некоторых *твердых* веществ с изменением температуры. По кривым растворимости можно определить растворимость вещества при различной

Рис. 106. Растворение медного купороса при комнатной температуре (*1*) и при нагревании (*2*)

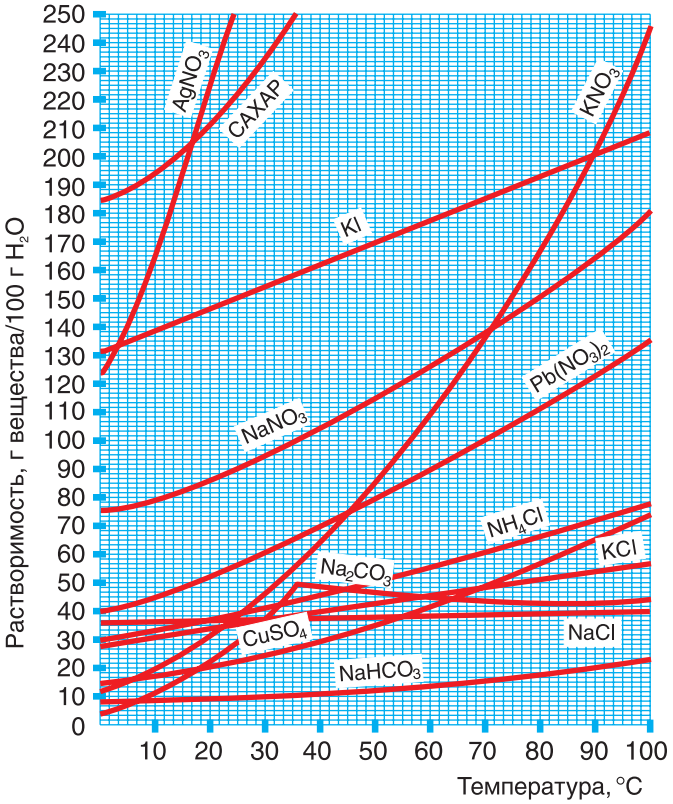


Рис. 107. Зависимость растворимости некоторых твердых веществ от температуры

Правообладатель Народная асвета

температуре, выбрав соответствующую точку. Например, растворимость нитрата калия KNO_3 при 70 °С 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 уменьшается (рис. 108). 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.

В северных морях, где температура воды ниже, чем в южных, обитает 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 уменьшается, и он выделяется в виде пузырьков. *Таким образом, растворимость веществ в воде зависит от их химической природы, температуры и давления (для газов).*

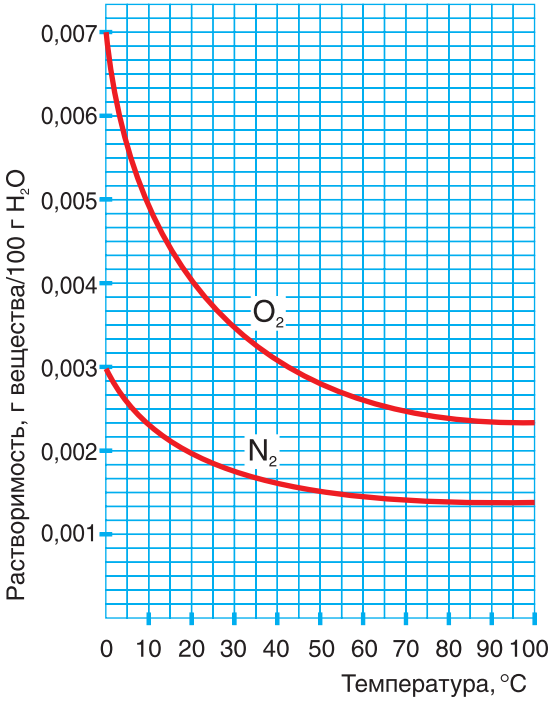


Рис. 108. Зависимость растворимости газов — кислорода и азота от температуры

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 такой же массы, то на практике можно легко убедиться, что порошок растворится быстрее

Правообладатель Народная асвета

(рис. 109). 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*.

Рис. 109. Растворение в воде порошка (*1*) и кристалла (*2*) медного купороса одинаковой массы

Результатом растворения веществ в воде является образование растворов — однородных устойчивых систем переменного состава, состоящих из двух или более компонентов. Как вам уже известно, 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. Как вы уже знаете, растворы могут быть твердыми, газообразными и жидкими.

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

По способности растворяться в воде все вещества делятся на три группы: а) хорошо растворимые; б) малорастворимые; в) нерастворимые.

Растворимость — это характеристика способности веществ растворяться в воде.

Растворимость веществ зависит от природы растворителя, природы растворяемого вещества, температуры и давления (для газов).

Для ускорения процесса растворения растворяемое вещество измельчают, а раствор перемешивают и нагревают.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Пользуясь таблицей растворимости веществ в воде (форзац 2), приведите по три примера растворимых и нерастворимых веществ.
2. Составьте формулы веществ: карбонат калия, сульфат кальция, нитрат меди (II), фосфат магния, хлорид железа(II), гидроксид натрия, гидроксид железа (II), гидроксид кальция, серная кислота, кремниевая кислота. Распределите указанные вещества по группам: а) растворимые, б) малорастворимые, в) нерастворимые. Формулы веществ запишите в таблицу:

Вещества		
Растворимые	Малорастворимые	Нерастворимые

3. Какие факторы влияют на растворимость твердых веществ в воде?
4. Как можно ускорить процесс растворения в воде поваренной соли?
5. Растворимость какого вещества — KNO_3 или NaCl — при температуре 20 °C бóльшая?
6. Как можно увеличить растворимость твердых веществ в воде?
7. Каким образом можно получить газированную минеральную воду?
8. К воде в аквариумах предъявляются определенные требования. Для поддержания ее качества никогда не применяют кипяченую воду, в аквариум погружают компрессор, который обеспечивает постоянный поток воздуха. Как вы думаете, для чего это делают?
9. Почему процесс выделения газа из газированной воды усиливается при нагревании и открывании бутылки?
10. Пользуясь графиком, приведенным на рисунке 107, определите массу сахара, который можно растворить в воде массой 200 г при температуре 10 °C. Какую массу поваренной соли можно растворить в воде такой же массы при данных условиях?
11. С помощью кривой растворимости (см. рис. 107) вычислите массу воды, необходимой для полного растворения нитрата калия массой 20 г при 50 °C.

Готовимся к олимпиадам. Масса раствора хлорида калия равна 300 г. После полного выпаривания воды образуется сухой остаток массой 40 г. Определите массу воды в исходном растворе.

Правообладатель Народная асвета

Домашний эксперимент

1. В стакан насыпьте две чайные ложки поваренной соли и, не перемешивая, залейте ее холодной водой. Такое же количество соли заверните в чистую хлопчатобумажную тряпочку, завяжите и подвесьте над другим стаканом с водой так, чтобы соль находилась в верхней части воды (рис. 110). В каком из стаканов соль растворится быстрее? Как вы думаете почему?

2. Сравните растворимость веществ, которые используются в быту: сахара, соли, питьевой соды. Как их растворимость изменяется при повышении температуры? О методике проведения и результатах исследования расскажите на уроке.

Рис. 110. Растворение поваренной соли в воде: *1* — соль на дне сосуда, *2* — соль в объеме воды

§ 49. 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 наступает момент, когда оно при данной температуре в воде больше не растворяется. Раствор, в котором при данной температуре уже невозможно растворить новую порцию вещества, называют **насыщенным**. В то же время раствор, в котором при данной температуре еще можно растворить дополнительное количество вещества, является **ненасыщенным**. Так, раствор, полученный растворением в воде массой 100 г при 20 °С поваренной соли массой 10 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 (рис. 111, с. 216).

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

Правообладатель Народная асвета

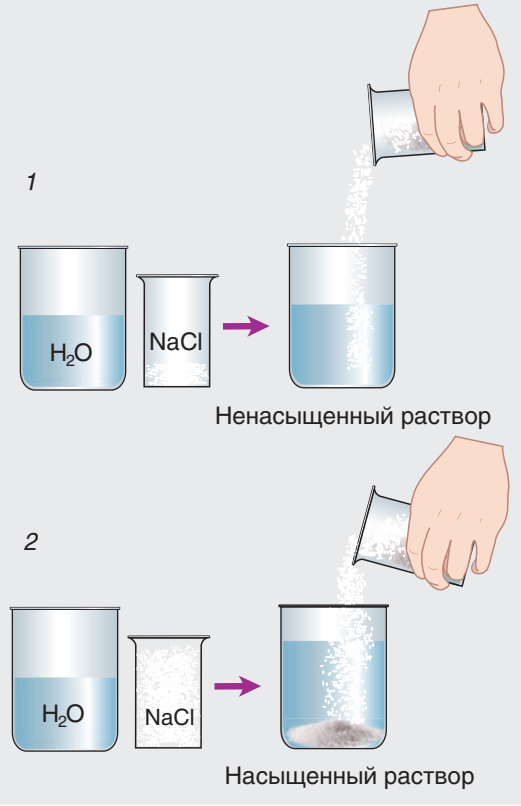


Рис. 111. Ненасыщенный (*1*) и насыщенный (*2*) растворы поваренной соли

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 кальция $\mathbf{CaF_2}$, считается практически нерастворимым, 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 для образования в таких же условиях насыщенного раствора хлорида кальция $\mathbf{CaCl_2}$ требуется 74,5 г на 100 г воды.

Вследствие разной растворимости содержание газов в насыщенных растворах также 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 кислород — массой всего лишь 0,007 г.

Некоторые жидкие вещества могут в воде растворяться неограниченно, 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 относится к водным растворам как твердых, так и жидких, и газообразных веществ.

Правообладатель Народная асвета

Обратимся еще раз к рисунку 107, на котором изображены кривые растворимости твердых веществ. Кривая линия, показывающая зависимость растворимости поваренной соли от температуры, почти горизонтальна. Следовательно, изменение температуры незначительно влияет на растворимость соли. А вот кривая растворимости нитрата натрия при повышении температуры резко поднимается вверх. Следовательно, приготовленный, например, при 10 °С раствор при повышении температуры становится ненасыщенным и в нем можно растворить дополнительное количество вещества.

Существуют и другие способы изменения характеристик растворов. Например, добавляя растворитель (воду) в насыщенный раствор, мы также превращаем его в раствор ненасыщенный.

И наоборот, ненасыщенные растворы твердых веществ можно перевести в насыщенные:

1) охлаждением раствора;
2) выпариванием воды из раствора;
3) растворением дополнительного количества вещества.

Разбавленные и концентрированные растворы

Для качественной характеристики растворов широко используются также понятия **концентрированный раствор** и **разбавленный раствор** (рис. 112).

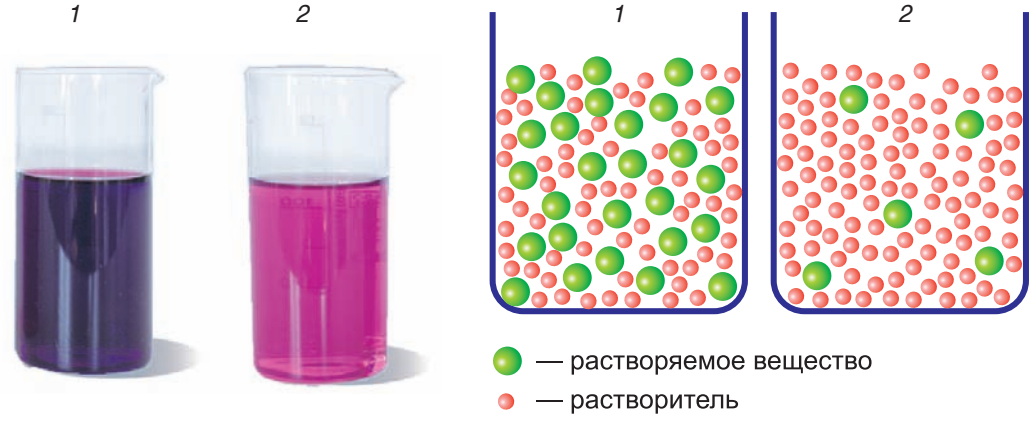


Рис. 112. Концентрированный (*1*) и разбавленный (*2*) растворы перманганата калия и их модели

Правообладатель Народная асвета

! Раствор, в котором содержание растворенного вещества больше содержания растворителя, называется концентрированным.

Слово «концентрация» в переводе с латинского 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.

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 113. Труднее всего осуществить удаление части растворенного вещества. Но если сильно охладить концентрированный раствор, то 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 °С считается концентрированным, но ему еще далеко до насыщенного (около 215 г сахара на 100 г воды). В то же время насыщенный раствор сульфата кальция $CaSO_4$ при 20 °С содержит в воде массой 100 г соль массой всего 0,2 г, а на-

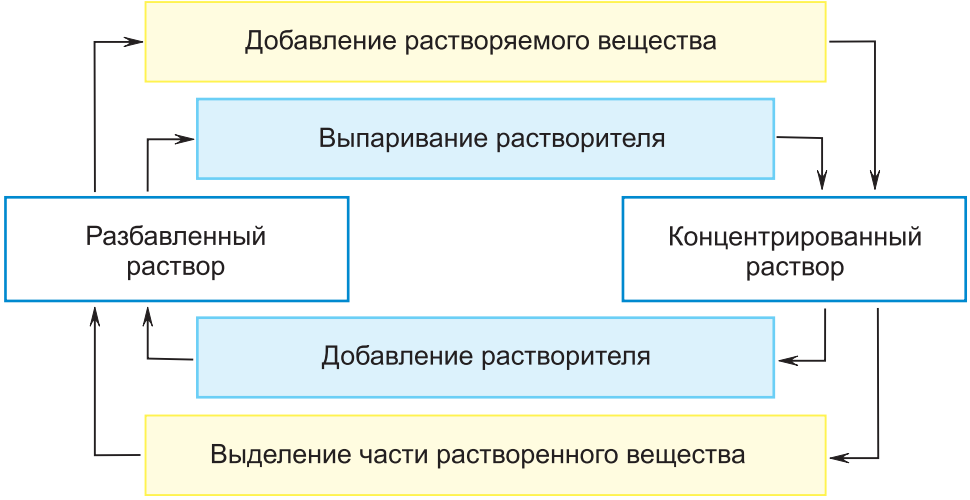


Рис. 113. Способы изменения содержания растворенного вещества в растворе

Правообладатель Народная асвета

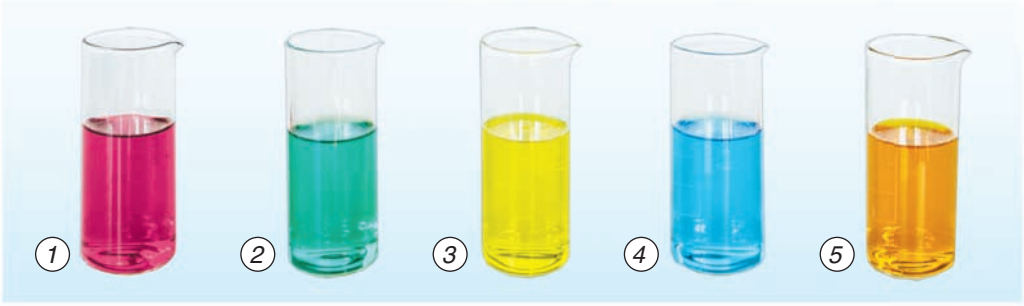


Рис. 114. Растворы различных солей: *1* — сульфата кобальта(II), *2* — нитрата никеля (II), *3* — хромата калия, *4* — нитрата меди(II), *5* — дихромата калия

сыщенный раствор карбоната кальция $CaCO_3$ еще меньше — 0,00013 г. Это, конечно, очень разбавленные растворы. Примеры растворов различных солей показаны на рисунке 114.

Разбавленные и концентрированные растворы находят широкое применение во всех сферах деятельности человека.

Растворы бывают насыщенными и ненасыщенными.

Раствор, в котором содержится много растворенного вещества, называется концентрированным.

Раствор, в котором содержится мало растворенного вещества, — разбавленный.

? Вопросы и задания

1. Какие растворы называются концентрированными? Приведите примеры таких растворов.
2. Какими способами можно изменить содержание растворенного вещества в растворе?
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 °C раствор охлаждали до выпадения кристаллов соли. Насыщенным или ненасыщенным будет оставшийся над кристаллами раствор соли?

Правообладатель Народная асвета

6. Как вы понимаете выражение: «Вещество неограниченно растворяется в воде»? Можно ли приготовить насыщенный раствор уксуса в воде?
7. Найдите и прокомментируйте правильные ответы к утверждению «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. 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.

Готовимся к олимпиадам. В 100 г воды при обычных условиях насыщенный раствор хлорида марганца(II) образуется при растворении 73,9 г этой соли. Определите массу насыщенного раствора хлорида марганца(II), если раствор готовился в 250 г воды.

§ 50. Количественные характеристики состава растворов. Массовая доля растворенного вещества

В предыдущем параграфе мы познакомились с характеристиками жидких растворов. Однако понятий «насыщенный» или «ненасыщенный», «разбавленный» или «концентрированный» раствор недостаточно для точной характеристики состава раствора.

При использовании растворов в химических лабораториях, в медицине, на производстве, в быту всегда необходимо представлять конкретно, сколько растворенного вещества находится в данной порции раствора.

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.

Правообладатель Народная асвета

! 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 компонента в смеси». Массовая доля растворенного вещества также является отношением однотипных величин, поэтому не имеет размерности. Она обычно выражается в долях единицы или в процентах и показывает, какую долю от общей массы раствора составляет масса растворенного вещества.

Например, если в растворе массой 200 г содержится соль нитрат калия $\mathbf{KNO_3}$ массой 40 г, то массовая доля растворенного вещества в таком растворе равна:

$$w(\mathbf{KNO_3}) = \frac{40\ г}{200\ г} = 0{,}2, \text{ или } 20\ \%.$$

Фактически *массовая доля (%) показывает массу (г) растворенного вещества, содержащегося в растворе массой 100 г.*

Например, если в водном растворе серной кислоты $\mathbf{H_2SO_4}$ 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 %)

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.

Правообладатель Народная асвета

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(раствора) = 500 г
$m(NaNO_3)$ = 25 г

Найти:
$w(NaNO_3)$ — ?

Решение

Вариант I

Вычислим массовую долю нитрата натрия в растворе:

$$w = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})},$$

$w(NaNO_3) = 25$ г : 500 г = 0,05, или 5 %.

Ответ: $w(NaNO_3) = 5$ %.

Вариант II

Определим массу растворенного вещества в растворе массой 100 г на основе рассуждения, если:

в растворе массой 500 г содержится $NaNO_3$ массой 25 г,
в растворе массой 100 г содержится $NaNO_3$ массой x г.

$$\frac{500}{100} = \frac{50}{x}, \quad 500 \cdot x = 25 \cdot 100, \text{ откуда } x = 5 \text{ г.}$$

Масса растворенного вещества (г), содержащегося в растворе массой 100 г, соответствует массовой доле этого вещества (в %).

Следовательно, $w(NaNO_3) = 5$ %.

Ответ: $w(NaNO_3) = 5$ %.

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(сахара) = 10 г

w(сахара) — ?

Решение

1. Определим массу полученного раствора:

m(раствора) = $m(H_2O)$ + m(сахара) = 40 г + 10 г = 50 г.

2. Вычислим массовую долю сахара в растворе:

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{раствора})} = \frac{10\ г}{50\ г} = 0{,}2, \text{ или } 20\ \%.$$

Ответ: w(сахара) = 20 %.

Правообладатель Народная асвета

Пример 3. *Какие массы хлорида калия KCl и воды необходимо взять для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей растворенного вещества 10 %?*

Дано:

m(раствора) = 300 г
w(KCl) = 10 % = 0,1

m(KCl) — ?
m(H_2O) — ?

Решение

Вариант I

1. Вычислим массу соли KCl, необходимую для приготовления раствора.

$$w(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{раствора})};$$

$$m(\text{KCl}) = w(\text{KCl}) \cdot m(\text{раствора});$$

$$m(\text{KCl}) = 0{,}1 \cdot 300 \text{ г} = 30 \text{ г}.$$

2. Вычислим массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(H_2O) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

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.

$$\frac{100}{300} = \frac{10}{x}, \quad 100 \cdot x = 300 \cdot 10, \text{ откуда } x = 30 \text{ г (KCl)}.$$

2. Вычислим массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(H_2O) = m(\text{раствора}) - m\ (\text{KCl}); \quad m(H_2O) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

Ответ: для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей хлорида калия KCl 10 % **необходимо взять соль массой 30 г и воду массой 270 г.**

Пример 4. *Какую массу воды необходимо добавить к раствору массой 200 г с массовой долей гидроксида калия 12 % для приготовления раствора с массовой долей гидроксида калия 5 %?*

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:

$$m(\text{KOH}) = w(\text{KOH}) \cdot m(\text{раствора});$$

$$m(\text{KOH}) = 0{,}12 \cdot 200 \text{ г} = 24 \text{ г}.$$

Правообладатель Народная асвета

2. Поскольку эта же масса КОН (24 г) будет содержаться и во втором растворе, вычислим массу этого раствора:

$$m_2(\text{раствора}) = \frac{m(\text{вещества})}{w_2(\text{вещества})},$$

$$m_2(\text{раствора KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{w_2(\text{KOH})} = \frac{24\ г}{0{,}05} = 480\ г.$$

3. Узнаем массу воды, которую необходимо добавить к первому раствору, для получения раствора массой 480 г:

$$m(H_2O) = m_2(\text{раствора}) - m_1(\text{раствора}) = 480\ г - 200\ г = 280\ г.$$

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.

Массовая доля растворенного вещества — это величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

Массовая доля (%) соответствует массе (г) растворенного вещества, содержащегося в растворе массой 100 г.

? Вопросы и задания

1. Для чего нужны точные количественные характеристики состава растворов?
2. Что показывает массовая доля растворенного вещества?
3. Определите массовую долю вещества в растворе, полученном при растворении вещества массой 8 г в воде массой 12 г.
4. Рассчитайте массу нитрата натрия, содержащегося в растворе массой 50 г, если массовая доля соли в нем равна 0,20 (20 %).
5. Для приготовления рассола для маринования огурцов требуется раствор поваренной соли с массовой долей 7 %. Рассчитайте объем воды и массу поваренной соли для приготовления рассола на две трехлитровые банки огурцов, если на одну банку требуется примерно 1,7 кг рассола.
6. При выпаривании раствора фосфата калия массой 150 г получили твердый остаток массой 30 г. Чему равна массовая доля K_3PO_4 в растворе?
7. Рассчитайте массу уксусной кислоты, содержащейся в столовом уксусе массой 500 г, если массовая доля кислоты в нем равна 9 %.
8. 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?

Правообладатель Народная асвета

9. Из раствора сульфата меди(II) массой 340 г с массовой долей соли, равной 12 %, выпарили воду массой 40 г. Чему равна массовая доля соли (%) в полученном растворе?

Готовимся к олимпиадам. В медицине широко применяется физиологический раствор, в котором массовая доля хлорида натрия составляет 0,9 %. Предложите способ приготовления физиологического раствора из другого раствора хлорида натрия массой 400 г с массовой долей соли, равной 10 %.

§ 51. Молярная концентрация растворенных веществ

Массовая доля вещества как характеристика количественного состава раствора не всегда удобна в применении к жидким растворам. Обычно жидкости измеряют в единицах объема: литрах или кубических дециметрах. Поэтому существуют другие способы выражения состава растворов, с одним из которых вам предстоит познакомиться в этом параграфе.

Этот способ выражения состава растворов называется *молярная концентрация вещества в растворе*. Способ позволяет определить состав раствора по содержанию химического количества вещества в единице объема раствора.

! **Молярная концентрация растворенного вещества *c*(X) — величина, равная отношению его химического количества к объему раствора:**

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

Молярная концентрация выражается в моль/дм^3.

Если в 1 дм^3 раствора содержится 1 моль вещества, такой раствор называют одномолярным и иногда обозначают **1М**, если 2 моль — следовательно, раствор двухмолярный (2М). Обозначение «**0,212М** раствор **HNO_3**» указывает, что в 1 дм^3 (1 л) раствора содержится **0,212 моль** азотной кислоты.

Для вычисления молярной концентрации вещества в растворе необходимо знать: химическое количество вещества (моль) и объем раствора (дм^3). Если в условии задачи указывается масса вещества, то необходимо знать его формулу, рассчитать молярную массу и химическое количество, а затем воспользоваться формулой расчета молярной концентрации растворенного вещества, приведенной выше.

Правообладатель Народная асвета

Пример 1. *Определите молярную концентрацию серной кислоты в растворе объемом 300 см^3, если в нем содержится кислота массой 14,7 г.*

Дано:	Решение
V(раствора) = 300 см^3 $m(H_2SO_4)$ = 14,7 г	1. Вычислим химическое количество H_2SO_4 в растворе:
$c(H_2SO_4)$ — ?	$n(H_2SO_4) = m(H_2SO_4) : M(H_2SO_4) =$ $= 14{,}7$ г : 98 г/моль = 0,15 моль.

2. Выразим объем раствора в дм^3 (1 дм^3 = 1000 см^3):

$$300 \text{ см}^3 = 0{,}3 \text{ дм}^3.$$

3. Рассчитаем молярную концентрацию кислоты в растворе:

$$c(H_2SO_4) = 0{,}15 \text{ моль} : 0{,}3 \text{ дм}^3 = 0{,}5 \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: молярная концентрация серной кислоты в растворе равна 0,5 моль/дм^3.

Для приготовления растворов с определенной молярной концентрацией вещества используется мерная посуда: мензурки, мерные колбы, цилиндры. Предположим, что необходимо приготовить раствор сульфата меди(II) объемом 0,5 дм^3 с молярной концентрацией вещества 0,03 моль/дм^3. Порядок действий будет следующим.

1. Произведем расчет по формуле

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{раствору})},$$

из которой следует, что химическое количество вещества $n(CuSO_4) =$ $= 0{,}03$ моль/дм$^3 \cdot 0{,}5$ дм$^3 = 0{,}015$ моль.

2. Массу сульфата меди, необходимую для приготовления раствора, вычисляем по формуле:

$$m(CuSO_4) = n(CuSO_4) \cdot M(CuSO_4) = 0{,}015 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 2{,}4 \text{ г}.$$

3. Взвесим соль рассчитанной массы.

4. Взвешенную соль поместим в мерную колбу и растворим сначала в небольшом количестве воды.

5. Дольем в колбу воды до отметки (риски) 500 см^3 (0,5 дм^3) и, закрыв пробкой, перемешаем раствор.

Правообладатель Народная асвета

Пример 2. *Рассчитайте массу гидроксида калия в 0,4 дм³ его раствора, молярная концентрация KOH в котором равна 0,2 моль/дм³.*

Дано:
V(раствора) = 0,4 дм³
c(KOH) = 0,2 моль/дм³

m(KOH) — ?

Решение

1. Вычислим химическое количество KOH в растворе:

$$n(\text{KOH}) = V(\text{раствора}) \cdot c(\text{KOH}) = 0{,}4\ \text{дм}^3 \cdot 0{,}2\ \text{моль/дм}^3 = 0{,}08\ \text{моль}.$$

2. Вычислим массу KOH:

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) = 0{,}08\ \text{моль} \cdot 56\ \text{г/моль} = 4{,}48\ \text{г}.$$

Ответ: m(KOH) = 4,48 г.

Газообразные вещества различаются по своей растворимости в воде. Например, максимальные объемы аммиака NH_3 и кислорода O_2, которые можно растворить в воде объемом 1 дм³ (20 °C), составляют 702 дм³ и 0,031 дм³. Исходя из объема растворенного газа, можно найти его химическое количество, а затем — молярную концентрацию растворенного вещества:

$$n(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{V_m}; \quad c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{раствора})}.$$

Пример 3. *Хлороводород объемом (н. у.) 201,6 дм³ растворили в воде и получили раствор объемом 2 дм². Рассчитайте молярную концентрацию HCl в этом растворе.*

Дано:
V(раствора) = 2 дм³
V(HCl) = 201,6 дм³

c(HCl) — ?

Решение

1. Вычислим химическое количество растворенного HCl:

$$n(\text{HCl}) = V(\text{HCl}) : V_m = 201{,}6\ \text{дм}^3 : 22{,}4\ \text{дм}^3/\text{моль} = 9\ \text{моль}.$$

2. Рассчитаем молярную концентрацию хлороводорода в растворе по формуле:

$$c(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) : V(\text{раствора}) = 9\ \text{моль} : 2\ \text{дм}^3 = 4{,}5\ \text{моль/дм}^3.$$

Ответ: c(HCl) = 4,5 моль/дм³.

Правообладатель Народная асвета

Вопросы и задания

1. Что показывает молярная концентрация вещества в растворе?
2. Чем отличается молярная концентрация растворенного вещества от его массовой доли в растворе?
3. Как изменится молярная концентрация вещества в растворе, если к нему добавить порцию воды?
4. В вашем распоряжении имеется хлорид кальция массой 44,4 г. Какой объем раствора с молярной концентрацией 0,2 моль/дм^3 можно приготовить из этой соли?
5. Укажите массу поваренной соли, которая содержится в ее растворе объемом 1,2 дм^3 с молярной концентрацией соли 0,01 моль/дм^3.
6. Как приготовить раствор с молярной концентрацией гидроксида натрия 1,2 моль/дм^3, если в вашем распоряжении имеется мерная колба объемом 0,5 дм^3?
7. В аптечном флаконе иодной настойки объемом 10 см^3 содержится иод массой 0,50 г. Рассчитайте молярную концентрацию иода.

Готовимся к олимпиадам. В процессе приготовления раствора с молярной концентрацией вещества 0,3 моль/дм^3 был произведен следующий порядок действий: сначала мерная колба была наполнена водой до метки 1 дм^3, а затем в нее всыпали вещество химическим количеством 0,3 моль. Было ли задание выполнено правильно? Больше или меньше будет концентрация полученного раствора? Укажите допущенные ошибки.

Практическая работа 4

Приготовление раствора с заданной массовой долей и молярной концентрацией растворенного вещества

Цель работы: познакомиться со способом приготовления раствора с заданной массовой долей и молярной концентрацией растворенного вещества; закрепить знания о количественном выражении состава растворов; повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории.

Ход работы:

1. Приготовление раствора с заданной массовой долей вещества.

а) Рассчитайте массы вещества и воды, необходимые для приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.

б) Взвесьте рассчитанную массу вещества и аккуратно всыпьте его в колбу.

Правообладатель Народная асвета

в) Отмерьте мерным цилиндром нужный объем воды, ориентируясь по нижнему мениску жидкости. Поскольку плотность воды равна 1 г/см^3, то объем воды (см^3) будет численно равен ее массе.

г) В колбу с приготовленной навеской медленно влейте отмеренное количество воды, постоянно перемешивая до полного растворения вещества.

2. 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.

3. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией вещества.

а) Рассчитайте массу вещества, необходимую для приготовления раствора.

б) *Внимательно наблюдайте за тем, как учитель готовит раствор необходимой молярной концентрации:*

- взвешивает необходимую массу вещества и переносит в мерную колбу;
- растворяет вещество в небольшом количестве воды;
- доводит объем раствора до заданного, приливая воду.

§ 52. Вода и растворы в жизни и деятельности человека

Наряду с воздухом и почвой вода является главной составной частью среды, в которой живет человек. Вода — наше главное богатство, ее ничем нельзя заменить. Ведь, как вы уже знаете, человеческий организм больше чем наполовину состоит из воды (рис. 115, с. 230).

Человек не может жить без воды. Если без пищи человек может прожить больше месяца, то без воды — всего несколько дней. С участием воды происходят практически все основные биохимические процессы в животных и растительных организмах. Клеточный сок, который заполняет клетки живых организмов, представляет собой раствор различных питательных и биологически активных веществ в воде. В этом растворе и происходят все важнейшие химические реакции, которые обеспечивают жизнедеятельность организмов.

Правообладатель Народная асвета

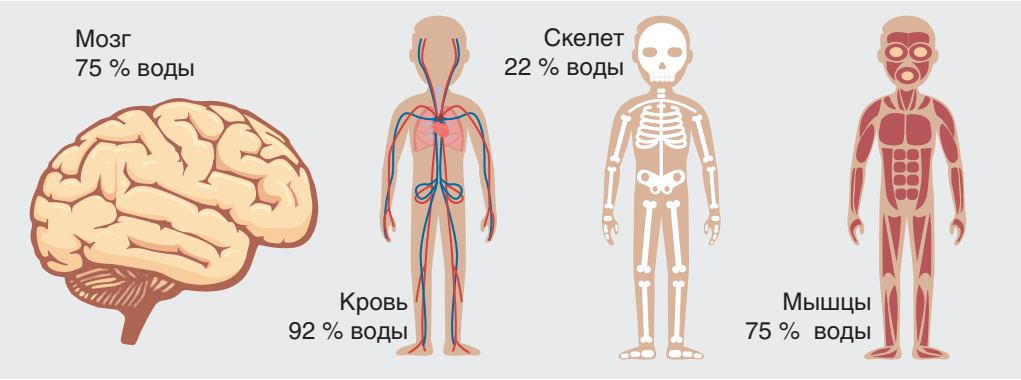


Рис. 115. Содержание воды в организме человека

Геологические процессы, почвообразование также невозможны без воды. Огромное количество воды и растворов используется промышленностью и сельским хозяйством. По оценкам ученых, в мире ежедневно расходуется в среднем более 5 $м^3$ воды на человека: сюда входят расходы на личные нужды, сельскохозяйственное производство и промышленность (рис. 116).

На нашей планете есть соленая (морская) и пресная вода. Доля пресной воды составляет всего 2,7 %, из которых более 2 % сосредоточено в полярных льдах и ледниках. В связи с нехваткой пресной воды в последние годы разработаны проекты транспортировки айсбергов (рис. 117) 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 жизни природы и 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 человеком и животными также происходит благодаря растворенному состоянию. Химические реакции как в лаборатории, так и на производстве протекают быстрее, когда реагирующие вещества находятся в растворенном состоянии. Многие лекарственные препараты применяются в виде водных растворов.

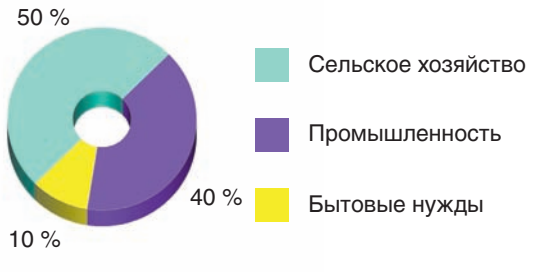


Рис. 116. Расход воды на различные нужды

Правообладатель Народная асвета

По величине массовой доли растворенных солей (т. е. по минерализации) природные воды делятся на пресные (питьевые), минеральные и рассолы. В пресной воде минерализация не должна превышать 0,1 %. У минеральных вод содержание растворенных солей доходит до 4 %. Минерализация вод рассолов достигает нескольких десятков процентов.

Рис. 117. Айсберг — источник пресной воды

В нашей республике имеется более 200 месторождений подземных вод и свыше 60 источников минеральных вод. Рассолы, залегающие на большой глубине (2—4 км) на юге Беларуси (в восточной части Полесья), хранят громадные запасы солей различных металлов, в том числе и очень редких. Это весьма перспективный источник промышленного получения некоторых ценных веществ, прежде всего брома и иода (рис. 118).

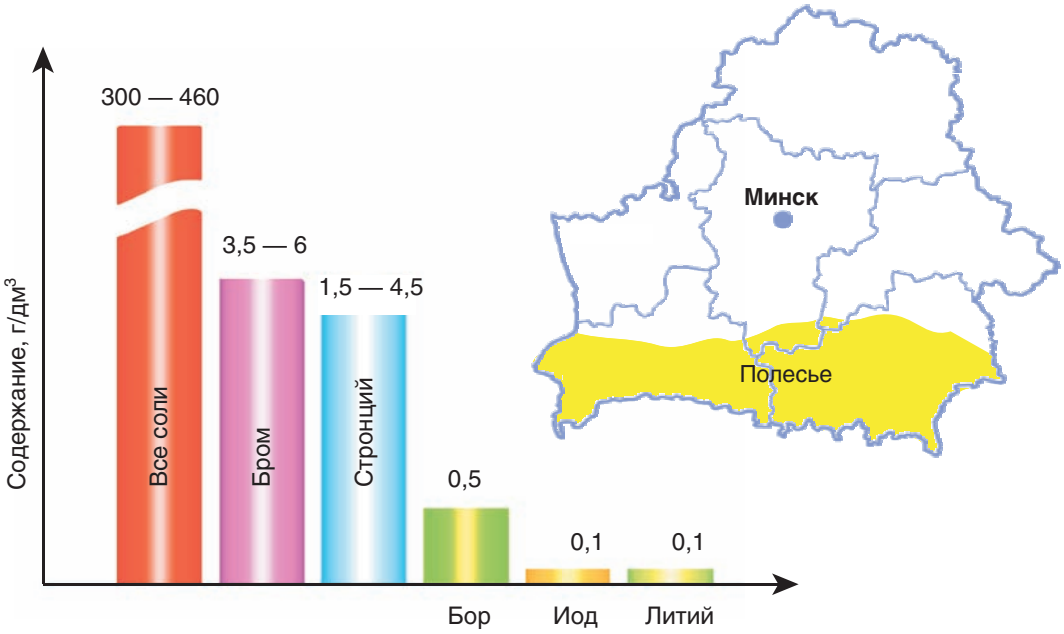


Рис. 118. Состав рассолов восточной части Полесья

Правообладатель Народная асвета

Проблема качества воды

Нужно ли беречь воду? На первый взгляд кажется, что на Земле воды достаточно. На самом деле немногим более 1 % от общего количества воды человек использует для своих нужд, потому что основная часть воды на планете соленая. Для того чтобы ее применять в быту и промышленности, необходимо избавиться от солей, которые в ней находятся. Эту воду нельзя пить, она не подходит для многих технических целей.

Рис. 119. Основные источники загрязнения воды: *1* — кислотные дожди, *2* — минеральные удобрения и средства защиты растений, *3* — отвалы горных пород и отходов производства, мусорные свалки, *4* — бытовые стоки, *5* — промышленные отходы, *6* — катастрофы нефтеналивных судов

Запасы пресной воды в природе ограничены. Ее уже недостаточно во многих регионах мира. Пригодность воды для питья, использование в быту и промышленности зависят от ее качества: прозрачности, окраски, вкуса, запаха, электропроводности, жесткости, наличия примесей. К сожалению, вода в природе все больше загрязняется самыми различными отходами жизнедеятельности человека. На рисунке 119 показаны основные пути загрязнения водоемов — 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 водорослей и болот-

Правообладатель Народная асвета

ных растений (рис. 120). В конечном счете это приводит к нарушению экологического равновесия в водоемах.

Многие из отходов, загрязняющих водоемы, содержат весьма токсичные вещества, способные накапливаться в организмах животных, а затем по цепи питания попадать к человеку. В загрязненных водоемах гибнут растения, животные. Вода, испаряясь с поверхности водоемов, образует в атмосфере облака, которые насыщаются отходами промышленных предприятий и транспорта. Из них на землю выпадают осадки в виде растворов кислот (кислотные дожди), которые опасны для всего живого. Установлено, что превышение допустимого уровня нитратов, тяжелых металлов, некоторых органических веществ в питьевой воде может приводить к возникновению ряда заболеваний.

Поэтому очень важно беречь воду, расходовать ее экономно, не загрязнять.

Для того чтобы экономить воду, не допускать ненужных трат, ученые разрабатывают различные способы сокращения ее расхода в сельском хозяйстве, промышленности, быту. Для этого на производстве создают замкнутые циклы использования воды, технологии экономичного использования и совершенствуют способы ее очистки (рис. 121).

Давайте будем беречь воду, экономно ее расходовать, закрывать краны, не засорять водоемы, заботиться о сохранении чистоты источников чистой воды!

Каждый человек должен помнить о необходимости экономии воды, чтобы нашим потомкам не пришлось когда-нибудь остаться без этого самого замечательного вещества на Земле.

Рис. 120. Водоросли в водоеме, загрязненном фосфорными удобрениями

Рис. 121. Сооружения промышленной очистки воды

Правообладатель Народная асвета

Кроме воды, в качестве растворителей используют так называемые органические растворители — бензин, спирт, ацетон и другие жидкости, с которыми вы уже сталкивались в быту. Например, жир не растворяется в воде, но легко растворяется в бензине. Поэтому жирные пятна с ткани удаляют («выводят») бензином. Кристаллический иод в воде также практически не растворяется, поэтому известный вам аптечный раствор иода готовят растворением его в спирте. Для растворения лаков широко используются ацетон и другие растворители.

Органические растворители применяются при производстве лакокрасочных материалов. Правда, в последнее время они все чаще заменяются водоэмульсионными красками. Это связано с тем, что органические растворители в процессе высыхания красок испаряются, загрязняя при этом окружающую среду.

В медицине неводные растворители используются при приготовлении лекарственных средств, например различных спиртовых настоек.

Органические растворители широко применяются для выделения масел из семян растений. Например, получаемое таким способом рапсовое масло в последние годы начинают использовать не только в пищевой промышленности, но и в качестве альтернативного топлива в двигателях внутреннего сгорания.

Вода и растворы играют важную роль в природе, жизни и деятельности человека.

Запасы пресной воды в природе ограничены, поэтому воду надо беречь, экономно расходовать и не допускать загрязнения водоемов.

? Вопросы и задания

1. Какую роль играет вода в природе и жизни человека?
2. Известно, что продолжительное употребление дистиллированной воды вредно для организма. Как вы думаете почему?
3. Рассчитайте потери воды в квартире за сутки, если из неплотно закрытого крана вытекает вода объемом 1 $дм^3$ в минуту.
4. 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.
5. Приведите примеры водных и неводных растворов, применяемых в повседневной жизни.

Правообладатель Народная асвета

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

А

Амфотерное соединение 116
Атом 6,132
— строение 132
— ядерная модель 132
Атомная орбиталь 141
Атомный номер 127, 133
Аэрозоли 200, 201

Б

Благородные газы 9, 122

В

Валентность 12
Взвеси 197
Вещества 6, 10
— неорганические 11
— органические 11
— простые 10, 101
— сложные 10
Вода 58, 204, 232
— строение молекулы 205, 206
Восстановитель 185
Восстановление 185

Г

Галогеноводороды 120
Галогены 120
Гидраты 101
Гидроксиды 101
Группы химических элементов 127, 128

Д

Диполь 172
Дым 200

З

Заряд ядра атома 133, 134

И

Изотопы 138
Индикаторы 64, 114
Ионы 169

К

Кислоты 60, 61, 62
— бескислородные 62
— кислородсодержащие 61
— двухосно́вные 61
— одноосно́вные 61
— трехосно́вные 61
Классификация химических элементов 113
Кривые растворимости 217
Кристаллическая решетка 175
Кристаллическая структура 174
Кристаллогидраты 207
Кристаллы 174
— атомные 175
— ионные 170, 176
— металлические 176
— молекулярные 172

Л

Лакмус 114

М

Массовая доля растворенного вещества 220, 221
Межмолекулярное взаимодействие 172
Метилоранж 114
Молярная концентрация вещества 225
Молекула 9
Молярная масса 22, 23
Молярный объем 24, 25

Н

Нейтроны 133
Нуклиды 136
— стабильные 138, 139
— радиоактивные 139

О

Окисление 184
Окислитель 185
Окислительно-восстановительные реакции 187, 188

Правообладатель Народная асвета

Оксиды 46
— амфотерные 117
— кислотные 48, 51
— осно́вные 48, 53
Основания 75
— нерастворимые 76
— растворимые 76
Относительная атомная масса 7, 136
— молекулярная масса 13
— формульная масса 14

П

Пена 198, 199, 200
Периодическая система химических элементов 127
Периодический закон 126
Периоды 127, 128
Постоянная Авогадро 20
Протоны 133

Р

Радиоактивность 132, 139
Радионуклиды 139
Растворенное вещество 204
Растворимость 210
Растворитель 204
Растворы 204, 205
— концентрированные 217, 218
— насыщенные 215, 216
— ненасыщенные 215
— разбавленные 217, 218

С

Систематизация химических элементов 113
Смеси веществ 196
— неоднородные 197, 201
— однородные 196
Соединения ионные 169, 170
Соли 86, 87
— нерастворимые 88
— растворимые 88
Сплавы 196
Степень окисления 180
Суспензии 197, 201

Т

Таблица растворимости 210
Типы химических реакций 35

Ф

Фенолфталеин 78, 86, 114
Формулы графические 162
— структурные 162
Формульная единица 12, 20

Х

Химическая связь 158
— двойная 163
— ионная 159, 169
— ковалентная 159, 160, 161
— кратная 162
— металлическая 159, 172
— одинарная 162
— тройная 163
Химическая формула 11
Химический элемент 6, 138
Химическое количество вещества 17
Химической связи природа 158, 159
— типы 159

Щ

Щёлочи 76, 77

Э

Электронная оболочка 143
Электронная плотность 160
Электронная формула 161
Электронное облако 141
Электронный слой 143
Электроны 132
— валентные 146
— неспаренные 142
— спаренные 142
Электроотрицательность 165
Эмульсия 197, 198, 201

Я

Ядро атома 132

Правообладатель Народная асвета

ОТВЕТЫ

§ 1. **10.** $1{,}661 \cdot 10^{-24}$ г. **Готовимся к олимпиадам.** Сера.
§ 2. **10.** В 10 раз. **11.** H_3PO_4, в 1,56 раза. **12.** P_4 — 124; HCl — 36,5; SO_3 — 80; H_2CO_3 — 62.
§ 3. **5.** а) Увеличится в 5 раз; б) уменьшится в 7 раз.
§ 4. **5.** а) $1{,}51 \cdot 10^{24}$ молекул; б) $3{,}31 \cdot 10^{23}$ атомов; в) $2{,}76 \cdot 10^{25}$ молекул; г) $9 \cdot 10^{22}$ форм. ед. **6.** Одинаковое число молекул; разная масса. **Готовимся к олимпиадам.** 2 моль.
§ 5. **2.** 192 г/моль. **6.** 224 дм^3. **7.** а) 48 г/моль; б) 28 г/моль; в) 98 г/моль; г) 102 г/моль.
§ 6. **1.** а) 822,22 моль; б) 4,52 моль; в) 0,0118 моль; г) $8{,}71 \cdot 10^5$ моль. **2.** а) 441 г; б) 73,6 г; в) 3,9 г; г) 88 кг. **Готовимся к олимпиадам.** 0,769 моль.
§ 7. **1.** а) 12,544 м^3; б) 53,76 дм^3; в) 1,79 дм^3; г) 286,72 дм^3. **2.** а) 4,46 моль; б) 0,089 моль. **3.** $2{,}02 \cdot 10^{24}$. **4.** 194 дм^3. **Готовимся к олимпиадам.** 51,04 кг.
§ 9. **1.** а) 4 моль; б) 12 моль; в) 18 моль; г) 12 моль. **3.** 60 дм^3. **4.** 50 м^3. **5.** 29 г. **6.** N_2 — 329,4 дм^3; H_2 — 988,2 дм^3. **7.** 140 дм^3. **8.** 35 г; 7,84 дм^3; 0,7 моль. **Готовимся к олимпиадам.** 437,47 кг; 306,23 м^3.
§ 10. **9.** Углерод C. **10.** 71,2 г. **11.** 8,96 дм^3.
§ 11. **6.** 19 г. **7.** 148 г. **8.** P_2O_5 — 14,2 г; KOH — 33,6 г. **9.** 2,24 дм^3; 10 г. **10.** 16,8 г. **Готовимся к олимпиадам.** 46,2 %.
§ 12. **9.** 12,4 г; 11,2 дм^3. **10.** 803,6 г. **11.** 21,4 г. **12.** 25 г.
§ 13. **6.** 1,62 моль. **7.** 0,2 моль. **8.** 38,5 г. **9.** H_2SO_4 — 9,8 г; HNO_3 — 6,3 г. **10.** H_2CO_3. **Готовимся к олимпиадам.** 0,66 моль.
§ 14. **9.** 19,6 г. **10.** 6,72 дм^3. **11.** 48,4 г. **Готовимся к олимпиадам.** 29,4 г.
§ 15. **9.** 4,48 дм^3. **10.** 23,4 г. **11.** 49 г. **Готовимся к олимпиадам.** 12,6 г.
§ 16. **5.** $Mg(OH)_2$, 55,2 %. **6.** 78 г/моль. **9.** 336,4 г. **10.** 41,6 г. **11.** 0,6 моль. **Готовимся к олимпиадам.** 14,5 г.
§ 17. **10.** 19,6 г. **11.** 4,48 дм^3; 16 г. **Готовимся к олимпиадам.** 16 г; 0,2 моль.
§ 18. **8.** 9,2 г; 4,48 дм^3. **9.** 13,5 г; 55,5 г. **10.** 65 г. **11.** 1,56 г. **Готовимся к олимпиадам.** 27 г.
§ 19. **5.** 20,2 %; 15,8 %. **6.** Na. **8.** 184 г. **9.** 0,4 моль. **10.** 1169,64 г. **11.** 0,3 моль. **Готовимся к олимпиадам.** 20,2 %.
§ 20. **9.** 11,2 г. **10.** 3,36 дм^3. **11.** 0,4 моль; 8,96 дм^3. **Готовимся к олимпиадам.** 16,8 г.
§ 21. **9.** Na_2SO_4 — 5,68 г; $Ba(NO_3)_2$ — 10,44 г. **10.** H_2SO_4 — 58,8 г; Fe_2O_3 — 32 г. **11.** 40,8 г; 0,24 моль. **Готовимся к олимпиадам.** 0,6 моль.
§ 22. **10.** 0,01 моль; 0,8 г. **11.** 11,2 дм^3. **Готовимся к олимпиадам.** 10 г; 0,2 моль.
§ 23. **1.** 44 г. **2.** 24,8 г; 22,4 дм^3. **3.** 6,72 г. **4.** 96,2 г; 29,12 дм^3. **5.** 34,2 г. **6.** 31,5 г. **7.** KOH — 0,9 моль; P_2O_5 — 0,15 моль. **8.** 10,8 г. **9.** 6,72 дм^3; 33,6 г. **10.** 11,7 г. **11.** 12,32 дм^3. **Готовимся к олимпиадам.** Cu; 29,4 г.
§ 24. **6.** Ha 22 г. **7.** 0,54 г.
§ 25. **5.** 0,4 моль; 22,4 г.
§ 26. **8.** 92 г. **Готовимся к олимпиадам.** Барий.
§ 27. **6.** а) 39,2 г; б) 98 г. **Готовимся к олимпиадам.** 76 г.
§ 29. **Готовимся к олимпиадам.** $8{,}43 \cdot 10^{23}$.
§ 31. **6.** 8,96 дм^3.
§ 35. **9.** Сера. **Готовимся к олимпиадам.** Литий.
§ 46. **9.** 2,5 моль; 61,5 %. **Готовимся к олимпиадам.** 1008,5 г.
§ 47. **Готовимся к олимпиадам.** 200 моль.
§ 48. **10.** 388 г; 72 г. **11.** 23,3 г. **Готовимся к олимпиадам.** 260 г.
§ 49. **Готовимся к олимпиадам.** 434,75 г.
§ 50. **3.** 40 %. **4.** 10 г. **5.** 3162 см^3; 238 г. **6.** 20 %. **7.** 45 г. **8.** 10 %. **9.** 13,6 %. **Готовимся к олимпиадам.** Добавить воду объемом 4044,4 см^3.
§ 51. **4.** 2 дм^3. **5.** 0,7 г. **6.** NaOH — 24 г. Добавить воду до объема 500 см^3. **7.** 0,197 моль/дм^3.
§ 52. **3.** 1440 дм^3.

Правообладатель Народная асвета

СОДЕРЖАНИЕ

От авторов 3

Повторение основных вопросов курса химии 7 класса. Количественные понятия в химии

§ 1. Атомы. Химические элементы. Относительная атомная масса 6
§ 2. Молекулы. Простые и сложные вещества. Химические формулы. Относительная молекулярная масса 9
§ 3. Химическое количество вещества 15
§ 4. Моль — единица химического количества вещества. Постоянная Авогадро 18
§ 5. Молярная масса. Молярный объем газов 22
§ 6. Вычисление химического количества вещества по его массе и массы вещества по его химическому количеству 26
§ 7. Вычисление химического количества газа по его объему и объема газа по его химическому количеству 29
Практическая работа 1. Химическое количество вещества 32
§ 8. Химические реакции 34
§ 9. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций 38

Глава 1. Важнейшие классы неорганических соединений

§ 10. Оксиды. Состав и классификация оксидов 46
§ 11. Химические свойства оксидов 49
§ 12. Получение и применение оксидов 55
§ 13. Кислоты. Состав и классификация кислот 60
§ 14. Химические свойства кислот 64
§ 15. Получение и применение кислот 70
§ 16. Основания 75
§ 17. Химические свойства оснований 78
§ 18. Получение и применение оснований 82
Лабораторный опыт 1. Получение нерастворимого основания 84
Практическая работа 2. Изучение реакции нейтрализации 85
§ 19. Соли. Состав и классификация солей 86
§ 20. Химические свойства солей 89
Лабораторный опыт 2. Взаимодействие растворов солей с металлами 93
§ 21. Получение и применение солей 94
§ 22. Взаимосвязь между основными классами неорганических веществ 100
Практическая работа 3. Решение экспериментальных задач 105
§ 23. Решение расчетных задач по теме «Основные классы неорганических соединений» . . . . . —

Глава 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов

§ 24. Систематизация химических элементов 112
§ 25. Понятие об амфотерности 115
Лабораторный опыт 3. Получение гидроксида цинка и изучение его амфотерных свойств 117

Правообладатель Народная асвета

§ 26. Естественные семейства элементов 119
§ 27. Периодический закон Д. И. Менделеева 123
§ 28. Периодическая система химических элементов 127

Глава 3. Строение атома и периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений

§ 29. Строение атома. Атомный номер химического элемента 132
§ 30. Массовое число атома. Нуклиды 135
§ 31. Изотопы. Явление радиоактивности 138
§ 32. Состояние электронов в атоме. Электронное облако. Атомная орбиталь . . . 140
§ 33. Строение электронных оболочек атомов 143
§ 34. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов 147
§ 35. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе 153

Глава 4. Химическая связь

§ 36. Природа химической связи 158
§ 37. Ковалентная связь 160
§ 38. Неполярная и полярная ковалентная связь. Электроотрицательность 164
Лабораторный опыт 4. Составление моделей молекул 167
§ 39. Ионная связь 168
§ 40. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие 171
§ 41. Кристаллическое состояние вещества 174

Глава 5. Окислительно-восстановительные реакции

§ 42. Степень окисления 180
§ 43. Процессы окисления и восстановления 183
§ 44. Окислительно-восстановительные реакции 187
§ 45. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас 190

Глава 6. Растворы

§ 46. Смеси веществ 196
§ 47. Растворение веществ в воде 204
§ 48. Характеристики растворимости веществ 209
§ 49. Качественные характеристики состава растворов 215
§ 50. Количественные характеристики состава растворов. Массовая доля растворенного вещества 220
§ 51. Молярная концентрация растворенных веществ 225
Практическая работа 4. Приготовление раствора с заданной массовой долей и молярной концентрацией растворенного вещества 228
§ 52. Вода и растворы в жизни и деятельности человека 229

Предметный указатель 235
Ответы 237

Правообладатель Народная асвета

(Название и номер учреждения образования)

Учебный год	Имя и фамилия учащегося	Состояние учебного пособия при получении	Оценка учащемуся за пользование учебным пособием
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Учебное издание

Шиманович Игорь Евгеньевич
Красицкий Василий Анатольевич
Сечко Ольга Ивановна
Хвалюк Виктор Николаевич

Учебное пособие для 8 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редактор *Е. В. Литвинович*. Художественный редактор *А. И. Резанович*. Техническое редактирование и компьютерная верстка *Л. И. Шевко*. Корректоры *В. С. Бабеня, О. С. Козицкая, Е. П. Тхир, А. В. Алешко*.

Подписано в печать 13.06.2018. Формат $70 \times 90^{1}/_{16}$. Бумага офсетная. Гарнитура школьная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 17,55+0,29 форз. Уч.-изд. л. 14,14+0,36 форз. Тираж 116 000 экз. Заказ .

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета»
Министерства информации Республики Беларусь.
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/2 от 08.07.2013.
Пр. Победителей, 11, 220004, Минск, Республика Беларусь.

ОАО «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 2/3 от 04.10.2013.
Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск, Республика Беларусь.

Правообладатель Народная асвета

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																	
	K^+	Na^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Pb^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	H^+	
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	–	Н	Р	Р	–	Р	Сильные кислоты
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_4^{2-}	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
SO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н	М	Н	–	–	–	–	Р	Слабые кислоты
F^-	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р	–	М	Р	М	Р	
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	–	–	–	–	–	–	–	–	Р	
$HCOO^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
PO_4^{3-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
CO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	Р	
S^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	М	
SiO_3^{2-}	Р	Р	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	–	Н	
OH^-	Р	Р	Р	М	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	Н	H_2O	
	Сильные основания				*Слабые основания*													

Р – *растворимые* **Н** – *нерастворимые* **М** – *малорастворимые* **–** – *не существуют или разлагаются водой*

Ряд активности металлов

Восстановительные свойства усиливаются ←

K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	(H_2)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	(H_2)	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Ag^+	Pt^{2+}	Au^{3+}

→ Окислительные свойства усиливаются