

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое вам пособие написано преподавателями химического факультета Московского университета и предназначается для подготовки к тестовым формам государственной аттестации — ЕГЭ и ОГЭ.

Весь материал разделён на три большие части: общая химия, неорганическая химия, органическая химия. Каждый раздел внутри этих частей построен по традиционной схеме: теория, примеры, задания для самостоятельного решения. Многие примеры и вопросы составлены по актуальной демоверсии последнего года, однако для полноты картины мы приводим задания и других типов. Теоретический материал также не ограничен демоверсией, хотя и ориентирован в первую очередь на неё.

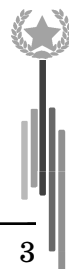
Некоторые разделы содержат только теоретический материал. Это связано с ограниченностью тестовых форм государственной аттестации, которые не способны в одном варианте охватить в должной мере весь полный курс изучения химии в школе.

Уровень изложения материала доступен для большинства учащихся средней школы и для всех тех, кто сдаёт химию на государственной аттестации. Пособие не дублирует школьные учебники, а представляет материал в сжатой и концентрированной форме. Большое количество примеров и заданий для самостоятельного решения поможет глубже усвоить теоретический материал. Ко всем тестовым и расчётным заданиям даны ответы.

Авторы имеют большой опыт составления и экспертизы тестовых заданий и прекрасно понимают все недостатки и положительные стороны тестовых форм аттестации. Мы постарались написать пособие так, чтобы после его изучения вы не только успешно прошли аттестацию, но и стали лучше понимать химию.

3-е издание дополнено примерами и заданиями, соответствующими новой демоверсии ЕГЭ.

Авторы



ГЛАВА
1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ
ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ§
1.1. КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ И РЕАКЦИЙ

Химия — наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.

Объекты исследования в химии — атомы, молекулы и всевозможные структуры, в которые атомы или молекулы могут объединяться, образуя связи друг с другом. Все эти объекты объединяют под общим названием «вещество».

Основные понятия химии — атом и молекула. Все вещества состоят из атомов, многие вещества состоят из молекул, молекулы состоят из атомов.

Атом — это наименьшая частица элемента в химических соединениях (определение 1860 года). Современное определение атома учитывает его строение.



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

Частицу, состоящую из ядра и электронов и имеющую заряд, называют атомным ионом, или просто ионом.

Существуют разные виды атомов, отличающиеся зарядом ядра. Каждый вид атомов, характеризующийся определённым зарядом ядра, называют *химическим элементом*. Например, элемент водород включает атомы H, входящие в состав любых соединений (H_2O , CH_4 , C_2H_5OH и т.д.). К 2021 году достоверно известны 118 элементов, из которых около 90 существуют в природе, а остальные получены с помощью искусственных ядерных реакций. Каждый элемент имеет определённый символ, который происходит от латинского названия элемента. Атомы химических элементов взаимодействуют друг с другом и образуют молекулы.



Молекула — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (определение 1860 года). Современное определение:

Молекула — это электронейтральная частица, состоящая из двух или более атомов, соединённых между собой *химическими связями*.



Вещество с точки зрения химии — это любая совокупность атомов (ионов) и молекул. *Вещества молекулярного строения* состоят из молекул. *Вещества немолекулярного строения* состоят из атомов или ионов, которые связаны друг с другом в бесконечные слои и каркасы. В этих веществах выделить отдельные молекулы нельзя, можно лишь определить наименьший повторяющийся фрагмент — его называют структурной, или формульной, единицей. Например, в металлическом железе структурной единицей является атом Fe, а в кварце — один атом кремния и два атома кислорода, т.е. SiO_2 . Примеров веществ немолекулярного строения достаточно много — это все металлы и сплавы, почти все соли, алмаз, графит, кварц.

Во многих случаях по свойствам вещества легко догадаться — построено оно из молекул или нет. Если вещество имеет молекулярное строение, то связи между отдельными молекулами в нём достаточно слабые. Поэтому такие вещества имеют низкие температуры плавления и кипения, часто легко летучи и имеют запах. Так, все газы и почти все жидкости состоят из молекул. Вещества немолекулярного строения обычно имеют высокие температуры плавления и кипения, так как все атомы или ионы в них прочно связаны друг с другом. При комнатной температуре они твёрдые, нелетучие и не имеют запаха.

Вещества бывают простые и сложные. *Простые вещества* состоят из атомов одного элемента. Многие элементы образуют несколько простых веществ, различающихся составом или строением. Это явление называют *аллотропией*, а соответствующие простые вещества — *аллотропными* модификациями, или аллотропными формами элемента.



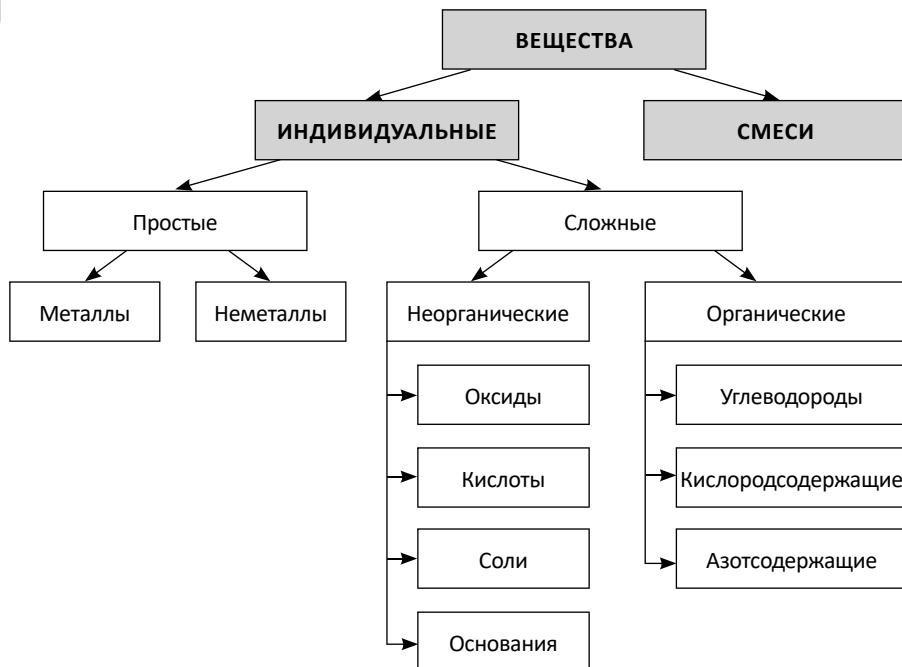
Примеры аллотропных модификаций:

- элемент кислород O образует простые вещества кислород O₂ и озон O₃;
- элемент углерод C — простые вещества графит C, алмаз C, фуллерен C₆₀;
- элемент сера S — простые вещества ромбическую серу S₈, моноклинную серу S₈;
- элемент фосфор P — белый фосфор P₄, чёрный фосфор P, красный фосфор P;
- элемент железо Fe — α-Fe, β-Fe, γ-Fe, δ-Fe; все эти модификации отличаются друг от друга кристаллической структурой и физическими свойствами.

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы (схема 1.1).

СХЕМА 1.1.

Общая классификация веществ



Сложные вещества, или химические соединения, состоят из атомов разных элементов, связанных между собой постоянными (стехиометрическими) соотношениями. Состав любого химического соединения описывается химической формулой. Примеры химических соединений: вода H₂O, серная кислота H₂SO₄, глюкоза



$C_6H_{12}O_6$. Состав веществ молекулярного строения не зависит от способа получения и является постоянным (*закон постоянства состава*).

Сложные вещества подразделяют на органические (углеводороды и их производные) и неорганические. И те и другие, в свою очередь, разделяют на определённые классы соединений (схема 1.1).

Вещества, состоящие из нескольких соединений, не связанных между собой постоянными соотношениями, называют *смесями*. Состав смесей не является постоянным. Примеры смесей: морская вода (смесь воды и растворённых в ней солей), воздух (смесь азота, кислорода, инертных газов (главным образом, аргона), углекислого газа и паров воды), бензин (смесь углеводородов).

Химическая реакция — это превращение одних веществ (реагентов) в другие вещества (продукты), отличающиеся от них составом и (или) строением.

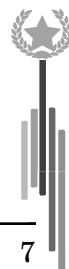
При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

Признаки химической реакции: выделение газа, образование осадка, изменение цвета, поглощение или выделение теплоты. В таблице 1.1 приведены способы классификации химических реакций по различным признакам.

Признак	Типы реакций			
	Соединения $A + B = C$	Разложение $A = B + C$	Замещения $A + BC = AB + C$	Обмена $AB + CD = AC + BD$
Агрегатное состояние веществ	Гомогенные (протекают в одной фазе) $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(g)$		Гетерогенные (протекают на границе раздела фаз) $4FeS(тв) + 7O_2(г) = 2Fe_2O_3(тв) + 4SO_2(г)$	
Изменение степени окисления элементов	Окислительно-восстановительные (с изменением степени окисления) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$		Обменные (без изменения степени окисления) $KOH + HCl = KCl + H_2O$	

ТАБЛИЦА 1.1.

Классификация химических реакций



Окончание таблицы

Признак	Типы реакций	
Обратимость	Обратимые $H_2 + S \rightleftharpoons H_2S$	Необратимые $AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$
Тепловой эффект	Экзотермические (с выделением теплоты) $C + O_2 = CO_2 + 393,5 \text{ кДж}$	Эндотермические (с поглощением теплоты) $N_2 + O_2 = 2NO - 182 \text{ кДж}$



В уравнении химической реакции число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково, что отражает закон сохранения массы веществ.

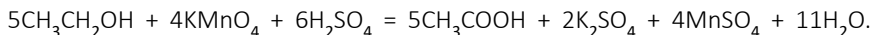
Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

Уравнение химической реакции — запись реакции с помощью формул реагентов и продуктов с указанием их относительных количеств (в молях). Числа перед химическими формулами, которые указывают относительные количества веществ, называют *стехиометрическими коэффициентами*.

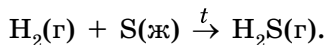
ПРИМЕР



Уравнение реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



Иногда в уравнениях реакций указывают агрегатное состояние участников реакции, а над знаком равенства или стрелкой, связывающими левую и правую части уравнения, — условия проведения реакции (температура, давление, катализатор), например:

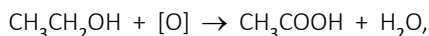


Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют *схемой реакции*.



ПРИМЕР


Схема реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



где символ $[\text{O}]$ — обозначение окислителя, т.е. перманганата калия.

Для количественных расчётов по химическим формулам и уравнениям химических реакций используют понятия количества вещества, а также абсолютной и относительной массы атомов и молекул.

Количества молекул и атомов, содержащиеся в веществах, очень велики, поэтому для измерения *количества вещества* ввели специальную единицу — моль.

Моль — это количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества.



Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют *числом Авогадро*. Физическую величину $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ называют *постоянной Авогадро*.

Если образец содержит N частиц (молекул или формульных единиц) вещества, то количество вещества ν (в молях) в этом образце можно определить по формуле:

$$\nu = N / N_A.$$

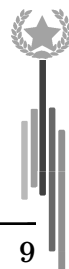
Количество вещества — важная величина для химии. С её помощью можно определять массу, объём, число частиц вещества, она используется в расчётах по химическим формулам и уравнениям.

Из последнего уравнения следует, что количество вещества и число атомов или молекул прямо пропорциональны друг другу, причём коэффициент пропорциональности — один и тот же для всех веществ:

$$\frac{\nu_2}{\nu_1} = \frac{N_2}{N_1}.$$

Это соотношение используется при расчётах состава смесей.

Массы атомов и молекул очень малы, поэтому их принято измерять в относительных единицах. В химии принята система измерения, основанная на массе атома углерода. *Атомная единица массы (а.е.м.)* равна $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .



$$1 \text{ а.е.м.} = 1 / 12 m(^{12}\text{C}) = \\ = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Эта единица связана с постоянной Авогадро:

$$1 \text{ а.е.м.} = 1 \text{ г/моль} / N_A.$$

Относительная атомная масса элемента A_r — безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к 1 а.е.м.

$$A_r = m(\text{атома}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

Средняя масса атома рассчитывается с учётом распространённости атомов элемента с разной атомной массой в земной коре. *Абсолютная масса атома* равна относительной атомной массе, умноженной на 1 а.е.м.:

$$m(\text{атома}) = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Относительная молекулярная масса M_r — безразмерная величина, равная отношению массы молекулы к 1 а.е.м.

$$M_r = m(\text{молекулы}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы. *Абсолютная масса молекулы* равна относительной молекулярной массе, умноженной на 1 а.е.м.

$$m(\text{молекулы}) = M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Массу одного моля вещества называют *молярной массой* (обозначается M , измеряется в г/моль). Её определяют как отношение массы вещества (в г) к количеству вещества (в моль):

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

С помощью этой формулы можно найти количество вещества ν по его массе:

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

и, наоборот, зная количество вещества, найти массу:

$$m = \nu M.$$

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Численные значения молярной массы M и относительной молекулярной массы M_r равны, однако первая величина имеет размерность $[M] = \text{г/моль}$, а вторая безразмерна:

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$

Например, относительная молекулярная масса воды: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$, а молярная масса: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.



§ 1.2. ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА И СПОСОБЫ ЕЁ ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Химическая формула отражает состав или строение вещества (табл. 1.2).

Молекулярная формула показывает число атомов каждого элемента в молекуле.

Она состоит из символов элементов и подстрочных индексов, указывающих число атомов данного элемента. Молекулярная формула описывает только вещества с молекулярным строением.

Эмпирическая (простейшая) формула показывает только простейшее соотношение между числом атомов разных элементов в веществе.

Для веществ немолекулярного строения эмпирическая формула описывает состав формульной единицы. Для веществ молекулярного строения молекулярная формула или совпадает с эмпирической, или кратна ей.

Структурная формула указывает порядок соединения атомов в молекуле и число связей между атомами.

Структурные формулы пригодны только для описания веществ молекулярного строения и некоторых ионов. В органической химии часто используют сокращённые структурные формулы, в которых не показаны атомы углерода и связанные с ними атомы водорода. Они довольно компактны, но к ним нужно привыкнуть.

Название вещества	Формула			
	молекулярная	эмпирическая	структурная	сокращённая структурная
Белый фосфор	P_4	P		

ТАБЛИЦА 1.2.

Примеры химических формул

Окончание таблицы

Название вещества	Формула			
	молекулярная	эмпирическая	структурная	сокращённая структурная
Углекислый газ (оксид углерода(IV))	CO ₂	CO ₂	O=C=O	O=C=O
Пероксид водорода	H ₂ O ₂	HO	H—O—O—H	H—O—O—H
Карбонат кальция	—	CaCO ₃	—	—
Бутан	C ₄ H ₁₀	C ₂ H ₅	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2- \\ -\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	
Уксусная кислота	C ₂ H ₄ O ₂	CH ₂ O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	

Рассмотрим общие способы определения молекулярных формул.

Способ 1. По массовым долям элементов в веществе

Обозначим формулу вещества A_xB_yC_z. По определению отношение индексов равно отношению числа атомов элементов, а последнее — отношению числа молей атомов:

$$x : y : z = N(A) : N(B) : N(C) = \nu(A) : \nu(B) : \nu(C).$$

Используя связь количества вещества с массой, можно записать:

$$x : y : z = \frac{m(A)}{M(A)} : \frac{m(B)}{M(B)} : \frac{m(C)}{M(C)}.$$

Но массы элементов в соединении прямо пропорциональны их массовым долям, поэтому окончательно находим:

$$x : y : z = \frac{\omega(A)}{M(A)} : \frac{\omega(B)}{M(B)} : \frac{\omega(C)}{M(C)}.$$



В этой формуле массовые доли элементов можно брать как в процентах, так и в долях единицы. Использование данной формулы продемонстрировано в примере 1.

Способ 2. По массовым долям элементов в веществе и молярной массе

Решение состоит из двух этапов.

1) По массовым долям найти простейшую формулу.

2) Найти молярную массу, соответствующую простейшей формуле. Отношение молярной массы вещества к молярной массе, соответствующей простейшей формуле, показывает, во сколько раз молекулярная формула больше простейшей.

Например, пусть молярная масса равна 78 г/моль, а простейшая формула вещества — CH. $M(\text{вещества}) / M(\text{CH}) = 78 / 13 = 6$. Молекулярная формула больше простейшей в 6 раз, т.е. C₆H₆.

Более подробно этот способ представлен в примере 2.

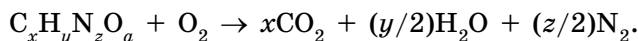
Способ 3. По массе вещества и уравнению реакции

Этот способ применяется, если известны масса вещества и его общая формула, например R₂O₇ или C_nH_{2n-2}, но неизвестен конкретный элемент R или число атомов углерода n в гомологическом ряду. Тогда по уравнению реакции можно найти количество вещества, затем рассчитать его молярную массу $M = m / \nu$ и по ней найти молекулярную формулу.

Этот способ рассмотрен в примерах 3 и 4.

Способ 4. По продуктам сгорания

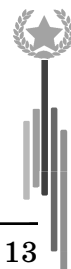
Этот способ применяется для определения состава органических веществ. Рассмотрим полное сгорание вещества состава C_xH_yN_zO_a. Продукты сгорания — углекислый газ, вода и азот. Составим схему сгорания с коэффициентами перед продуктами (коэффициент при O₂ не нужен):



Предположим, что мы знаем количества вещества продуктов (определили их по массе, объёму или уравнениям реакций), тогда по массам продуктов можно найти массы элементов — C, H и N: $\nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2)$, $\nu(\text{H}) = 2\nu(\text{H}_2\text{O})$, $\nu(\text{N}) = 2\nu(\text{N}_2)$. Если в исходном

ВАЖНО ЗНАТЬ!

По массовым долям можно определить только простейшую формулу. Для нахождения молекулярной формулы требуется дополнительная информация, например молярная масса.



веществе не было кислорода, то можно сразу найти простейшую формулу:

$$x : y : z = \nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}).$$

Если же кислород имеется, то придётся найти массы элементов С, Н и N, затем найти массу и количество вещества элемента кислорода:

$$m(\text{O}) = m(\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z\text{O}_a) - m(\text{C}) - m(\text{H}) - m(\text{N}),$$

$$\nu(\text{O}) = m(\text{O}) / M(\text{O})$$

и после этого определить простейшую формулу:

$$x : y : z : a = \nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}) : \nu(\text{O}).$$

Этим способом можно определить только простейшую формулу, для молекулярной формулы необходима дополнительная информация. Подробно данный способ рассмотрен в примере 5.

Если сгорает вещество определённого класса, то такая задача решается проще, так как достаточно найти одну неизвестную величину — число атомов углерода в молекуле. Подобное задание разобрано в примере 6.

После того как определена молекулярная формула, встаёт вопрос о структуре молекулы. В тех заданиях, которые предлагаются на ЕГЭ, структуру удаётся установить однозначно на основании принадлежности к определённому классу соединений или по химическим свойствам. Такое задание разобрано в примере 7 (решение приведено в формате ЕГЭ).



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Определите простейшую формулу химического соединения, если массовые доли составляющих его элементов равны: Н — 2,04%, S — 32,65%, О — 65,31%.

● **РЕШЕНИЕ.** Простейшая формула не зависит от массы вещества. Возьмём образец вещества массой 100 г, тогда масса каждого элемента равна его массовой доле (в %). Разделим массу каждого элемента на его относительную атомную массу:

$$\begin{aligned} \nu(\text{H}) : \nu(\text{S}) : \nu(\text{O}) &= (2,04 / 1) : (32,65 / 32) : (65,31 / 16) = \\ &= 2,04 : 1,02 : 4,08. \end{aligned}$$



Наименьшее из чисел (1,02) принимаем за единицу и находим отношение:

$$\nu(\text{H}) : \nu(\text{S}) : \nu(\text{O}) = 2 : 1 : 4.$$

Оно означает, что в молекуле химического соединения на 2 атома водорода приходится 1 атом серы и 4 атома кислорода, следовательно, простейшая формула искомого соединения — H_2SO_4 .

ОТВЕТ: H_2SO_4 .

ПРИМЕР

2

Определите молекулярную формулу органического вещества, если оно содержит 40% углерода, 6,7% водорода и 53,3% кислорода по массе, а его молярная масса равна 60 г/моль.

● **РЕШЕНИЕ. Способ 1.** Действуя так же, как и в предыдущей задаче, можно найти относительные количества элементов и определить простейшую формулу вещества:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{O}) = (40 / 12) : (6,7 / 1) : (53,3 / 16) = 1 : 2 : 1.$$

Простейшая формула вещества — CH_2O . Простейшей формуле соответствует молярная масса: $M(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 \cdot 1 + 16 = 30$ г/моль. Молярная масса вещества равна 60 г/моль, следовательно, истинная формула равна простейшей формуле, умноженной на 2, т.е. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

● **Способ 2.** Возьмём один моль вещества, масса которого равна 60 г, и найдём количества элементов (в молях) в этом образце вещества:

$$m(\text{C}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,4 = 24 \text{ г}, \nu(\text{C}) = m / M = 24 / 12 = 2 \text{ моль};$$

$$m(\text{H}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,07 = 4 \text{ г}, \nu(\text{H}) = m / M = 4 / 1 = 4 \text{ моль};$$

$$m(\text{O}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,533 = 32 \text{ г}, \nu(\text{O}) = m / M = 32 / 16 = 2 \text{ моль}.$$

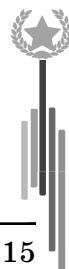
В одном моле вещества содержится 2 моля углерода, 4 моля водорода и 2 моля кислорода. Это означает, что молекулярная формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

ОТВЕТ: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

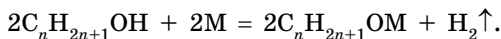
ПРИМЕР

3

При взаимодействии 18,5 г предельного одноатомного спирта с избытком щелочного металла выделилось 2,8 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу спирта.



● **РЕШЕНИЕ.** Начнём с уравнения реакции, записанного в общем виде. Общая формула предельных одноатомных спиртов — $C_nH_{2n+1}OH$. Уравнение их реакции с щелочным металлом М (любим):



Проводим расчёт по этому уравнению: $\nu(H_2) = V / V_m = 2,8 / 22,4 = 0,125$ моль. Согласно уравнению, $\nu(C_nH_{2n+1}OH) = 2 \cdot \nu(H_2) = 0,25$ моль. Молярная масса спирта: $M(C_nH_{2n+1}OH) = m / \nu = 18,5 / 0,25 = 74$ г/моль. Согласно молекулярной формуле, $M(C_nH_{2n+1}OH) = 12n + 2n + 1 + 16 + 1 = 14n + 18$. Решив уравнение $14n + 18 = 74$, находим: $n = 4$. Молекулярная формула спирта — C_4H_9OH , или $C_4H_{10}O$.

ОТВЕТ: C_4H_9OH .

ПРИМЕР 4

Жидкий при обычных условиях ацетиленовый углеводород массой 12,3 г способен присоединить бромоводород объёмом 6,72 л (н.у.). Установите молекулярную формулу углеводорода.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции в общем виде:



(тройная связь может максимально присоединить двукратное количество бромоводорода).

Проводим расчёт по этому уравнению: $\nu(HBr) = V / V_m = 6,72 / 22,4 = 0,3$ моль. Согласно уравнению, $\nu(C_nH_{2n-2}) = \nu(HBr) / 2 = 0,15$ моль. Молярная масса углеводорода: $M(C_nH_{2n-2}) = m / \nu = 12,3 / 0,15 = 82$ г/моль. Согласно молекулярной формуле, $M(C_nH_{2n-2}) = 12n + 2n - 2 = 14n - 2$. Решив уравнение $14n - 2 = 82$, находим: $n = 6$. Молекулярная формула ацетиленового углеводорода — C_6H_{10} .

ОТВЕТ: C_6H_{10} .

ПРИМЕР 5

При сгорании 1,56 г органического вещества образовалось 3,96 г углекислого газа, 0,42 г азота и 0,54 г воды. Установите молекулярную формулу вещества, если известно, что его молярная масса равна 104 г/моль.

● **РЕШЕНИЕ.** Найдём количества веществ — продуктов сгорания.

$$\nu(CO_2) = m / M = 3,96 / 44 = 0,09 \text{ моль,}$$

$$\nu(H_2O) = m / M = 0,54 / 18 = 0,03 \text{ моль,}$$

$$\nu(N_2) = m / M = 0,42 / 28 = 0,015 \text{ моль.}$$



Определим количества элементов, входящих в состав исходного вещества:

$$\nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2) = 0,09 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}) = 2\nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,03 = 0,06 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{N}) = 2\nu(\text{N}_2) = 2 \cdot 0,015 = 0,03 \text{ моль.}$$

Проверим, не входил ли в состав вещества кислород. Для этого найдём массу азота, водорода и углерода и сравним с массой исходного образца.

$$m(\text{C}) = \nu \cdot M = 0,09 \cdot 12 = 1,08 \text{ г,}$$

$$m(\text{H}) = \nu \cdot M = 0,06 \cdot 1 = 0,06 \text{ г,}$$

$$m(\text{N}) = \nu \cdot M = 0,03 \cdot 14 = 0,42 \text{ г,}$$

$m_{\text{общ}} = 1,08 + 0,06 + 0,42 = 1,56 \text{ г}$. Это значение совпадает с исходной массой, поэтому кислорода в анализируемом веществе нет.

Для определения простейшей формулы найдём молярное отношение элементов:

$$\nu(\text{C}) : \nu(\text{H}) : \nu(\text{N}) = 0,09 : 0,06 : 0,03 = 3 : 2 : 1.$$

Простейшая формула — $\text{C}_3\text{H}_2\text{N}$. Ей соответствует молярная масса: $M(\text{C}_3\text{H}_2\text{N}) = 36 + 2 + 14 = 52 \text{ г/моль}$. Молярная масса вещества — 104 г/моль — в 2 раза больше, поэтому молекулярная формула вещества равна удвоенной простейшей: $\text{C}_6\text{H}_4\text{N}_2$.

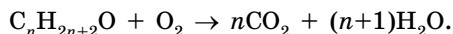
Как видим, при решении задачи мы обошлись совсем без уравнения реакции, и даже схема не понадобилась. Всё, что мы использовали, — закон сохранения массы.

ОТВЕТ: $\text{C}_6\text{H}_4\text{N}_2$.

ПРИМЕР
6

При полном сгорании предельного одноатомного спирта образовалось $6,72 \text{ л}$ (н.у.) углекислого газа и $7,2 \text{ г}$ воды. Установите молекулярную формулу спирта.

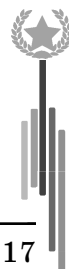
● **РЕШЕНИЕ.** Составим в общем виде схему сгорания спиртов. Поставим коэффициенты перед продуктами, а при O_2 коэффициент не нужен:



Найдём количества веществ — продуктов сгорания.

$$\nu(\text{CO}_2) = V / V_m = 6,72 / 22,4 = 0,3 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 7,2 / 18 = 0,4 \text{ моль.}$$



Согласно схеме сгорания, $v(\text{CO}_2) / v(\text{H}_2\text{O}) = n / (n + 1)$. Решив уравнение $n / (n + 1) = 0,3 / 0,4$, находим $n = 3$. Молекулярная формула спирта — $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

ОТВЕТ: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

ПРИМЕР

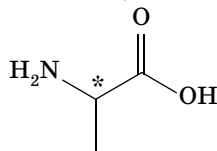
7

Органическое вещество X обладает биологической активностью и входит в состав живых организмов. Оно содержит 15,73% азота, 35,96% кислорода и 7,87% водорода по массе. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что оно содержит три атома углерода, из которых один — асимметрический, и две функциональные группы. Напишите уравнение реакции X с азотистой кислотой.

● **РЕШЕНИЕ.** 1) Определим молекулярную формулу вещества X: $v(\text{C}) : v(\text{H}) : v(\text{N}) : v(\text{O}) = (40,44 / 12) : (7,87 / 1) : (15,73 / 14) : (35,96 / 16) = 3 : 7 : 1 : 2$. Так как в молекуле — три атома углерода, простейшая формула совпадает с истинной. Молекулярная формула вещества — $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2$.

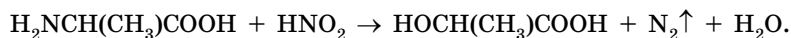
2) Определим структуру вещества. Две функциональные группы — NH_2 и COOH , поэтому вещество X — аминокислота. Возможны две аминокислоты с тремя атомами углерода — α -аланин и β -аланин. Асимметрический атом углерода есть только в α -аланине:

$\text{H}_2\text{NCH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$, или



(звёздочкой обозначен асимметрический атом углерода).

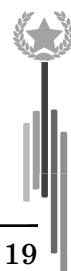
3) Уравнение реакции с азотистой кислотой:



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① При взаимодействии 19,0 г предельного двухатомного спирта с избытком щелочного металла выделилось 5,6 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу спирта.

- 2) При взаимодействии 1,232 л (н.у.) этиленового углеводорода с избытком бромной воды образовалось органическое соединение массой 11,88 г. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 3) Жидкий при обычных условиях ацетиленовый углеводород массой 6,05 г полностью обесцвечивает 440 г бромной воды с массовой долей брома 4,0%. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 4) При окислении 48,0 г ароматического углеводорода ряда бензола образовалось 48,8 г бензойной кислоты. Реакция окисления идёт со 100%-м выходом. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 5) При окислении 42,0 г ароматического углеводорода ряда бензола образовалось 58,1 г фталевой (бензол-1,2-дикарбоновой) кислоты. Реакция окисления идёт со 100%-м выходом. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 6) При полной гидратации 6,72 л (н.у.) ацетиленового углеводорода в присутствии катализатора образовалось 17,4 г органического вещества. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 7) Для полного гидролиза 22,2 г сложного эфира, образованного муравьиной кислотой и предельным одноатомным спиртом, потребовалось 200 г 8,4%-го раствора гидроксида калия. Установите молекулярную формулу сложного эфира.
- 8) При полном сгорании 14,5 г предельного альдегида образовалось 13,5 г воды. Установите молекулярную формулу альдегида.
- 9) При полном сгорании 17,1 г жидкого алкана образовалось 26,88 л (н.у.) углекислого газа. Установите молекулярную формулу алкана.
- 10) Ароматический амин ряда анилина массой 24,2 г способен присоединить хлороводород объёмом 4,48 л (н.у.). Установите молекулярную формулу амина.



- 11) При пропускании 8,96 л (н.у.) предельного газообразного амина через избыток соляной кислоты образовалась органическая соль массой 32,6 г. Установите молекулярную формулу амина.
- 12) При мягком окислении 1,568 л (н.у.) этиленового углеводорода избытком водного раствора перманганата калия образовался двухатомный спирт массой 6,30 г. Установите молекулярную формулу углеводорода.
- 13) При взаимодействии 2,88 г предельного альдегида с избытком аммиачного раствора оксида серебра выпал осадок массой 8,64 г. Установите молекулярную формулу альдегида.
- 14) При взаимодействии 36,6 г одноатомного ароматического спирта с избытком щелочного металла выделилось 3,36 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу спирта.
- 15) При взаимодействии 50,8 г оксида шестивалентного элемента с водой образовалось 58,0 г двухосновной кислоты. Установите формулу оксида.
- 16) При нагревании 44,00 г одноосновной кислоты, образованной пятивалентным элементом, получено 41,75 г ангидрида кислоты. Реакция дегидратации идёт со 100%-м выходом. Установите формулу кислоты.
- 17) При взаимодействии 6,30 г двухосновной ароматической кислоты с избытком гидрокарбоната натрия выделилось 1,568 л газа (н.у.). Установите молекулярную формулу кислоты.
- 18) При окислении предельного одноатомного спирта подкисленным раствором перманганата калия получено летучее органическое вещество, масса которого на 35,0% меньше массы спирта. Выход продукта составил 66,8% от теоретического. Определите молекулярную формулу спирта и установите его структуру, если известно, что продукт окисления реагирует с аммиачным рас-



твором оксида серебра, а в состав молекулы спирта входят две метильные группы. Напишите уравнение окисления этого спирта подкисленным раствором перманганата калия.

19) При сжигании одноатомного спирта было получено 17,92 л (н.у.) углекислого газа и 9,0 г воды. Плотность паров спирта по водороду равна 61. При окислении спирта оксидом меди(II) образуется альдегид. Определите молекулярную формулу спирта и установите его структуру, если известно, что в составе молекулы есть бензольное кольцо и две метиленовые группы. Напишите уравнение взаимодействия вещества с оксидом меди(II).

20) При сжигании паров углеводорода было получено 20,16 л (н.у.) углекислого газа и 7,2 г воды. При окислении углеводорода горячим подкисленным раствором перманганата калия образуется терефталевая (бензол-1,4-дикарбоновая) кислота. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру. Напишите уравнение описанной реакции с перманганатом калия.

21) При гидратации 23,80 г ацетиленового углеводорода образовалось 24,08 г органического вещества. Выход продукта составил 80%. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру, если известно, что он имеет разветвлённый углеродный скелет. Напишите уравнение реакции углеводорода с водой, в уравнении изобразите структурные формулы органических веществ.

22) Ацетиленовый углеводород объёмом 672 мл (н.у.) поглощён избытком раствора брома в CCl_4 , при этом образовалось 11,22 г органического вещества. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру, если известно, что он взаимодействует с аммиачным раствором оксида серебра. Напишите уравнение последней реакции, в уравнении изобразите структурные формулы органических веществ.

23) При нитровании 42,0 г ароматического углеводорода ряда бензола образовалось единственное моонитропроизводное, масса



которого составила 57,75 г. Определите молекулярную формулу углеводорода и установите его структуру, если известно, что при его жёстком окислении перманганатом калия образуется трёхосновная кислота. Напишите уравнение последней реакции, в уравнении изобразите структурные формулы органических веществ.

24) Органическое вещество А содержит 57,83% углерода и 38,55% кислорода по массе, остальное — водород. Это вещество используют в производстве полимеров и синтетических волокон. Его получают окислением ароматического углеводорода Б ряда бензола кислородом воздуха. Молекулы А и Б содержат одинаковое число атомов углерода. Определите молекулярную формулу вещества А, установите его структуру и напишите уравнение его получения из вещества Б и кислорода.

25) Двухосновная органическая кислота А представляет собой бесцветное твёрдое вещество, умеренно растворимое в воде. Она содержит 3,61% водорода и 38,55% кислорода по массе. При нагревании она отщепляет воду и превращается в вещество Б, используемое для производства красителей, в частности, фенолфталеина. Определите молекулярную формулу вещества А, установите его структуру и напишите уравнение его превращения в вещество Б.

26) Органическое вещество А, широко используемое в производстве синтетических волокон, состоит из трёх элементов. Оно содержит 6,85% водорода и 43,84% кислорода по массе. Вещество А проявляет кислотные свойства и образуется при окислении циклогексанола концентрированной азотной кислотой. Определите молекулярную формулу вещества А и установите его структуру, если известно, что оно имеет неразветвлённый углеродный скелет. Напишите уравнение окисления циклогексанола, полагая, что азотная кислота восстанавливается до оксида азота(IV).

27) Сложный эфир А применяется для производства оргстекла. Он содержит 8,0% водорода и 32,0% кислорода по массе. Вещество А имеет разветвлённый углеродный скелет, а при его гид-



ролизе образуются простейший спирт и одноосновная кислота. Определите молекулярную формулу эфира А и установите его структуру. Напишите уравнение полимеризации А.

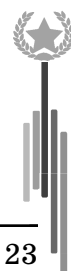
28) При сжигании дихлорциклоалкана и охлаждении продуктов сгорания до нормальных условий получена смесь газов массой 5,86 г и объёмом 3,136 л. Установите формулу и структуру органического вещества, если известно, что оно имеет неразветвлённый углеродный скелет и не имеет геометрических изомеров. Напишите уравнение реакции искомого вещества с разбавленным водным раствором щёлочи.

29) При сжигании дихлорциклоалкана и охлаждении продуктов сгорания до нормальных условий получена смесь газов массой 4,98 г и объёмом 2,688 л. Установите формулу и структуру органического вещества, если известно, что оно имеет разветвлённый углеродный скелет и не имеет геометрических изомеров. Напишите уравнение реакции искомого вещества с разбавленным водным раствором щёлочи.

30) Органическое вещество X используют в качестве растворителя. Его можно получить гидратацией непредельного углеводорода. Вещество X не обесцвечивает бромную воду, а его пары в 36 раз тяжелее водорода. При сжигании 10,8 г X образовалось 10,8 г воды и 13,44 л (н.у.) углекислого газа. Определите молекулярную формулу вещества X, установите его структуру и напишите уравнение синтеза X из непредельного углеводорода.

31) Органическое вещество X используют в производстве растворителей. Пары вещества X в 2,55 раза тяжелее воздуха. При сжигании 14,8 г X образовалось 18,0 г воды и 17,92 л (н.у.) углекислого газа. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что при окислении оно превращается в кетон. Напишите уравнение взаимодействия X с перманганатом калия в присутствии серной кислоты.

32) Органическое вещество X используют в качестве заменителя дизельного топлива. Пары вещества X в 37 раз тяжелее водорода.



При сжигании 11,1 г X образовалось 13,5 г воды и 13,44 л (н.у.) углекислого газа. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что при его дегидратации образуется единственный углеводород — алкен неразветвлённого строения. Напишите уравнение взаимодействия X с избытком перманганата калия в присутствии серной кислоты.

33 При сжигании хлоралкена массой 15,3 г получена смесь газов (200 °С) общей массой 40,9 г. Установите формулу и структуру органического вещества, если известно, что оно может существовать в виде двух геометрических изомеров. Напишите уравнение реакции искомого вещества с хлороводородом.

34 Органическое вещество А широко используется для синтеза полимеров. Оно состоит из трёх элементов и содержит 7,0% водорода и 37,2% кислорода по массе. При взаимодействии с водой вещество А превращается в два вещества, содержащие одинаковое число атомов углерода и водорода. Определите молекулярную формулу вещества А и установите его структуру. Напишите уравнение гидролиза А.

35 Органическое вещество А имеет запах банана и используется в парфюмерии. Оно состоит из трёх элементов и содержит 62,1% углерода и 27,6% кислорода по массе. При взаимодействии с водой вещество А превращается в два вещества, одно из которых — первичный спирт с разветвлённым углеродным скелетом — содержит в 2 раза больше атомов углерода, чем другое. Определите молекулярную формулу вещества А и установите его структуру. Напишите уравнение щелочного гидролиза А.

36 Органическое вещество X обладает биологической активностью и входит в состав живых организмов. Оно содержит 13,33% азота, 45,71% кислорода и 6,67% водорода по массе. Определите молекулярную формулу вещества X и установите его структуру, если известно, что оно содержит три атома углерода, из которых один — асимметрический, и три функциональные группы. Напишите уравнение реакции X с метанолом в присутствии концентрированной серной кислоты.



§ 1.3. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ. 1.3. УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Один из основных законов химии — *закон сохранения массы*. Он был сформулирован в виде философской концепции великим русским учёным Михаилом Васильевичем Ломоносовым (1711–1765) в 1748 году и подтверждён экспериментально им самим в 1756 году и независимо от него французским химиком А.Л. Лавуазье в 1789 году.

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.



Закон сохранения массы подтверждает, что атомы являются неделимыми и при химических реакциях не изменяются. Молекулы при реакции обмениваются атомами, но общее число атомов каждого вида не изменяется, и поэтому общая масса веществ в процессе реакции сохраняется.

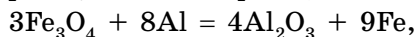
Неизменность числа атомов каждого вида в химических реакциях позволяет составлять химические уравнения, а последние можно использовать для расчёта массы или объёма продуктов реакции. Удобнее всего расчёты по химическим уравнениям проводить, используя количество вещества.

В основе расчётов по уравнениям реакции лежит следующий закон (основной закон химической стехиометрии):

Отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.



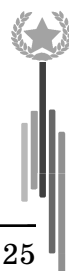
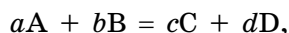
Например, для реакции алюмотермии, описываемой уравнением



количества веществ, участвующих в реакции, относятся как коэффициенты в уравнении:

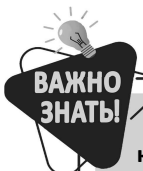
$$v(\text{Fe}_3\text{O}_4) : v(\text{Al}) : v(\text{Al}_2\text{O}_3) : v(\text{Fe}) = 3 : 8 : 4 : 9.$$

В общем случае для реакции вида



где строчные буквы обозначают коэффициенты, а прописные — формулы веществ, количества веществ связаны соотношением:

$$\frac{\nu(A)}{a} = \frac{\nu(B)}{b} = \frac{\nu(C)}{c} = \frac{\nu(D)}{d}.$$



Если даны массы нескольких реагентов, то расчёт масс остальных веществ ведут по тому из веществ, которое находится в недостатке, т.е. первым заканчивается в реакции.

Зная массу одного из участников реакции, можно найти его количество вещества по формуле $\nu = m / M$, затем по основному закону стехиометрии найти количества остальных веществ и их массы ($m = \nu \cdot M$). Если в реакции участвуют газы, то их объём также можно рассчитать по уравнению реакции через количество вещества (см. § 1.4).

Общая схема расчётов масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ представлена на схеме 1.2.

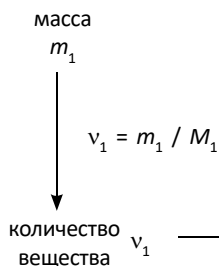
Для того чтобы определить, какой из реагентов находится в недостатке, сравнивают их количества, делённые на стехиометрические коэффициенты:

$$\frac{\nu(A)}{a} \underset{<}{\sim} \frac{\nu(B)}{b}.$$

СХЕМА 1.2.

Расчёт масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ

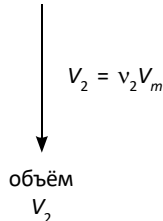
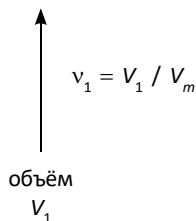
ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО
(РЕАГЕНТ)



ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО
(РЕАГЕНТ)



уравнение
реакции



Реагент, у которого это отношение наименьшее, израсходуется первым. Для расчёта по уравнению реакции надо использовать именно его количество вещества.

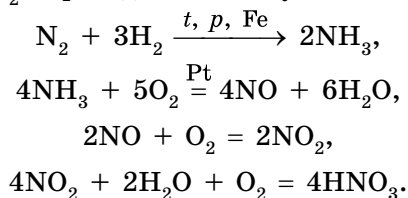
Количества веществ, которые точно соответствуют уравнению реакции, т.е. без избытка или недостатка, называют *стехиометрическими количествами*.

Некоторые реакции протекают не до конца. В таких случаях продуктов образуется меньше, чем рассчитано по уравнению реакции. Для характеристики полноты превращения используют специальную величину η — *выход продукта*, которая равна отношению реально полученного количества продукта к теоретически возможному, т.е. рассчитанному по уравнению реакции. Расчёт выхода можно проводить по количеству вещества продукта или по его массе:

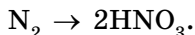
$$\eta = \frac{V_{(\text{практ})}}{V_{(\text{теор})}} = \frac{m_{(\text{практ})}}{m_{(\text{теор})}}.$$

Выход продукта выражают в долях единицы или в процентах. Он не может превышать 1 (100%).

При решении некоторых задач для проведения расчёта не требуется анализировать все уравнения реакций. Например, чтобы ответить на вопрос, сколько граммов азотной кислоты теоретически возможно получить из 100 г азота, нет необходимости вести расчёт по каждому из уравнений в отдельности. Записав уравнения реакций, можно убедиться, что теоретически все атомы N без потерь из азота N_2 переходят в азотную кислоту HNO_3 :

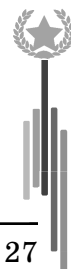


Таким образом, из условия сохранения числа атомов азота получаем:



Следовательно, количество вещества азотной кислоты в два раза больше, чем количество вещества азота:

$$\nu(HNO_3) = 2\nu(N_2).$$



Дальнейший расчёт очевиден:

$$\nu(\text{N}_2) = m / M = 100 / 28 = 3,57 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = 2 \cdot 3,57 = 7,14 \text{ моль,}$$

$$m(\text{HNO}_3) = \nu \cdot M = 7,14 \cdot 63 = 450 \text{ г.}$$

Стандартные расчёты по уравнениям реакций можно осуществлять не только через соотношение молей, но и с помощью пропорций. Этот способ рассмотрен ниже в примерах 1–3.

В этом разделе мы рассмотрим примеры, связанные с простыми расчётами по уравнениям. Комбинированные задачи с более сложными расчётами будут подробно обсуждены в § 1.3 и 5.1, посвящённых смесям и растворам.

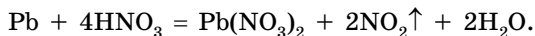


ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР 1

Рассчитайте объём оксида азота(IV) (в литрах, при н.у.), выделившегося при растворении 41,4 г свинца в концентрированной азотной кислоте. Ответ запишите с точностью до сотых.

- **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



Дальше рассмотрим два способа, которые, по сути, эквивалентны друг другу.

- **Способ 1** — пропорция.

Согласно уравнению,

из 1 моль (207 г) Pb образуется 2 моль (44,8 л) NO_2 ,

из 41,4 г Pb образуется x л NO_2 .

$$x = 44,8 \cdot 41,4 / 207 = 8,96.$$

- **Способ 2** — по соотношению молей.

$$\nu(\text{Pb}) = m / M = 41,4 / 207 = 0,2 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{NO}_2) = 2\nu(\text{Pb}) = 0,4 \text{ моль,}$$

$$V(\text{NO}_2) = \nu \cdot V_m = 0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ л.}$$

ОТВЕТ: 8,96 л.

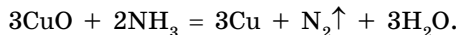


ПРИМЕР

2

Для полного восстановления оксида меди(II) до меди потребовалось 8,96 л аммиака (в пересчёте на н.у.). Рассчитайте массу образовавшейся меди (в граммах). Относительную атомную массу меди примите равной 64, ответ запишите с точностью до десятых.

- **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



- **Способ 1** — пропорция.

Согласно уравнению,

из 2 моль (44,8 л) NH_3 образуется 3 моль (192 г) Cu,

из 8,96 л NH_3 образуется x г Cu.

$$x = 8,96 \cdot 192 / 44,8 = 38,4.$$

- **Способ 2** — по соотношению молей.

$$v(\text{NH}_3) = V / V_m = 8,96 / 22,4 = 0,4 \text{ моль},$$

$$v(\text{Cu}) = v(\text{NH}_3) / 2 \cdot 3 = 0,6 \text{ моль},$$

$$m(\text{Cu}) = v \cdot M = 0,6 \cdot 64 = 38,4 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 38,4 г.

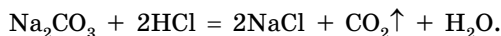
ПРИМЕР

3

Сколько граммов хлорида натрия образуется при обработке 15 г карбоната натрия, содержащего 15% примесей, избытком соляной кислоты?

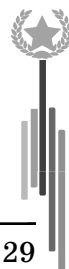
- **РЕШЕНИЕ.** Прежде всего, найдём массу чистого карбоната натрия. Примесей в образце карбоната натрия содержится 15%, а чистого вещества — 85%: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m \cdot \omega = 15 \cdot 0,85 = 12,75 \text{ г}.$

Далее запишем уравнение химической реакции:



- **Способ 1.** Массу продуктов реакции можно рассчитать через количество вещества, используя следующую схему: $m(\text{исх. в-ва}) \rightarrow v(\text{исх. в-ва}) \rightarrow v(\text{продукта}) \rightarrow m(\text{продукта}).$

Найдём количество карбоната натрия: $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m / M = 12,75 / 106 = 0,12 \text{ моль}.$ По основному закону химической стехиометрии,



отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. Коэффициент перед NaCl в 2 раза больше, чем коэффициент перед Na_2CO_3 , поэтому количество хлорида натрия также в 2 раза больше: $\nu(\text{NaCl}) = 2\nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,24$ моль. Масса хлорида натрия: $m(\text{NaCl}) = \nu \cdot M = 0,24 \cdot 58,5 = 14$ г.

● **Способ 2.** Согласно уравнению реакции,

из 1 моль (106 г) Na_2CO_3 получается 2 моль ($2 \cdot 58,5 = 117$ г) NaCl,

из 12,75 г Na_2CO_3 получается x г NaCl.

$$x = 12,75 \cdot 117 / 106 = 14.$$

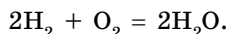
ОТВЕТ: 14 г NaCl.

ПРИМЕР

4

Рассчитайте массу воды, которая образуется в реакции между 5 г водорода и 50 г кислорода.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



Найдём, какое вещество находится в недостатке. Для этого сравним количества веществ, делённые на коэффициенты в уравнении реакции. $\nu(\text{H}_2) = m / M = 5 / 2 = 2,5$ моль, $\nu(\text{O}_2) = m / M = 50 / 32 = 1,56$ моль. Водорода дано больше, чем кислорода, однако с учётом коэффициентов в уравнении реакции, он находится в недостатке, так как

$$\frac{\nu(\text{H}_2)}{2} = 1,25 < \frac{\nu(\text{O}_2)}{1} = 1,56.$$

В том, что водород находится в недостатке, можно убедиться и по-другому: для того чтобы сжечь 2,5 моль H_2 , необходимо $2,5 / 2 = 1,25$ моль O_2 , а у нас есть 1,56 моль, поэтому кислород — в избытке, водород — в недостатке. Расчёт массы воды ведём по водороду:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2) = 2,5 \text{ моль}, m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 2,5 \cdot 18 = 45 \text{ г}.$$

ОТВЕТ: 45 г H_2O .

ПРИМЕР

5

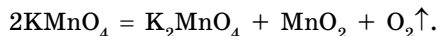
Сколько граммов кислорода можно получить при нагревании 25 г перманганата калия, если реакция разложения протекает с выходом 86%?



● **РЕШЕНИЕ.** Выход реакции определяется как отношение практически полученной массы продукта к теоретической массе, рассчитанной по уравнению реакции:

$$\eta = \frac{m_{(\text{практ})}}{m_{(\text{теор})}}$$

Выход дан в условии задачи, а теоретическую массу кислорода считаем двумя способами по уравнению реакции:



● **Способ 1** (через количество вещества). $\nu(\text{KMnO}_4) = m / M = 25 / 158 = 0,16$ моль. В уравнении реакции разложения коэффициент перед O_2 в 2 раза меньше, чем коэффициент перед KMnO_4 , поэтому количество кислорода также в 2 раза меньше: $\nu(\text{O}_2) = \nu(\text{KMnO}_4) / 2 = 0,08$ моль. Теоретически возможная масса кислорода: $m_{(\text{теор})}(\text{O}_2) = \nu \cdot M = 0,08 \cdot 32 = 2,56$ г.

● **Способ 2** (пропорция). Согласно уравнению реакции,

из 2 моль ($2 \cdot 158 = 316$ г) KMnO_4 образуется 1 моль (32 г) O_2 ,

из 25 г KMnO_4 образуется x г O_2 .

$$x = 25 \cdot 32 / 316 = 2,56 \text{ г.}$$

Практическую массу кислорода находим, умножая теоретическую на выход:

$$m_{(\text{практ})}(\text{O}_2) = m_{(\text{теор})}(\text{O}_2) \cdot \eta = 2,56 \cdot 0,86 = 2,2 \text{ г.}$$

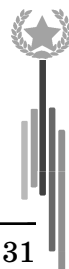
Эквивалентный способ расчёта практической массы — пропорция:

Теоретическая масса O_2 2,56 г составляет 100%,

практическая масса O_2 y г составляет 86%.

$$y = 2,56 \cdot 86 / 100 = 2,2 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 2,2 г O_2 .



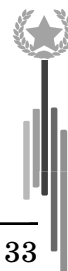


ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

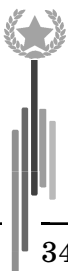
- ① Рассчитайте объём оксида серы(IV) (в литрах, при н.у.), выделившегося при растворении 3,2 г серы в концентрированной серной кислоте. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ② Рассчитайте объём хлора (в литрах, при н.у.), образующегося при добавлении избытка концентрированной соляной кислоты к 3,16 г перманганата калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ③ Рассчитайте объём хлора (в литрах, при н.у.), образующегося при добавлении избытка концентрированной соляной кислоты к 14,7 г дихромата калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ④ Рассчитайте максимальный объём хлора (в литрах, при н.у.), который можно поглотить горячим раствором, содержащим 44,8 г гидроксида калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ⑤ Рассчитайте максимальный объём хлора (в литрах, при н.у.), который можно поглотить холодным раствором, содержащим 22,4 г гидроксида калия. Ответ запишите с точностью до сотых.
- ⑥ Рассчитайте объём аммиака (в литрах, при н.у.), необходимого для полного восстановления 60 г оксида меди(II) до меди. Относительную атомную массу меди примите равной 64. Ответ запишите с точностью до десятых.
- ⑦ Сколько граммов перманганата калия потребуется для получения 11,2 л хлора (н.у.) из соляной кислоты? Ответ представьте с точностью до десятых.
- ⑧ Сколько граммов хлората калия образуется в результате пропускания 13,44 л хлора (н.у.) через избыток горячего раствора гидроксида калия? Примите $A_r(\text{Cl}) = 35,5$. Ответ представьте с точностью до десятых.



- 9) При растворении алюминия в концентрированном растворе гидроксида натрия выделилось 10,08 л газа (н.у.). Сколько граммов алюминия вступило в реакцию? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 10) Сколько граммов хлорида натрия потребуется для получения 33,6 л хлора (н.у.) с помощью электролиза? Примите $A_r(\text{Cl}) = 35,5$. Ответ запишите с точностью до десятых.
- 11) При разложении перманганата калия образовалось 8,96 л кислорода (измерено при н.у.). Сколько граммов перманганата вступило в реакцию? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 12) При растворении серебра в разбавленной азотной кислоте выделилось 448 мл бесцветного газа (н.у.). Сколько граммов нитрата серебра образовалось? Ответ представьте с точностью до десятых.
- 13) При растворении ртути в концентрированной азотной кислоте выделилось 1,12 л газа (н.у.). Сколько граммов азотной кислоты вступило в реакцию? Ответ представьте с точностью до десятых.
- 14) При электролизе расплава оксида алюминия на инертном аноде выделилось 100,8 л (в пересчёте на н.у.) кислорода. Сколько граммов металла образовалось на катоде? Ответ запишите в виде целого числа.
- 15) При полном восстановлении оксида железа(III) углеродом выделилось 50,4 л (в пересчёте на н.у.) углекислого газа. Сколько граммов железа образовалось? Ответ округлите до ближайшего целого числа.
- 16) При растворении железа в горячей концентрированной азотной кислоте выделилось 16,8 л (н.у.) оксида азота(IV). Сколько граммов железа израсходовано? Ответ округлите до ближайшего целого числа.



- 17) Сколько граммов сульфида алюминия требуется для получения 2,24 л (н.у.) сероводорода с помощью реакции гидролиза? Ответ округлите до ближайшего целого числа.
- 18) При электролизе раствора сульфата меди(II) на аноде выделилось 3,36 л (н.у.) кислорода. Сколько граммов металла выделилось на катоде? Примите $A_r(\text{Cu}) = 64$. Ответ запишите с точностью до десятых.
- 19) Сколько литров хлора (н.у.) потребуется для получения хлорида железа(III) из 28 г железа? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 20) При сгорании железа на воздухе образовалось 29 г оксида железа(II,III). Сколько литров кислорода (н.у.) было израсходовано? Ответ представьте с точностью до десятых.
- 21) При взаимодействии железа с парами воды выделилось 11,2 л (в пересчёте на н.у.) водорода. Сколько граммов оксида железа(II,III) образовалось? Ответ запишите с точностью до целых.
- 22) Для полного восстановления раскалённого сульфата бария израсходовано 17,92 л водорода (в пересчёте на н.у.). Сколько граммов сульфида бария образовалось? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 23) При длительном прокаливании нитрата алюминия получен твёрдый остаток массой 25,5 г. Сколько литров оксида азота(IV) образовалось (в пересчёте на н.у.)? Ответ запишите с точностью до десятых.
- 24) При длительном прокаливании основного карбоната меди получен твёрдый остаток массой 25 г. Сколько литров углекислого газа образовалось (в пересчёте на н.у.)? Ответ запишите с точностью до десятых.



- 25) При разложении карбоната аммония образовалась смесь газов, объём которой после конденсации паров воды составил 33,6 л (н.у.). Сколько граммов соли разложилось? Ответ запишите с точностью до целых.
- 26) При сгорании натрия в атмосфере хлора образовалось 35,1 г хлорида натрия. Сколько литров хлора (н.у.) израсходовано? Ответ запишите с точностью до сотых.
- 27) Гидрокарбонат натрия массой 50,4 г прокалили до постоянной массы. Сколько литров углекислого газа (н.у.) в результате образовалось? Ответ запишите с точностью до сотых.

§ 1.4. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Многие химические реакции протекают в газовой фазе. Изучение этих реакций и проведение расчётов по уравнениям реакций облегчается тем, что все газы описываются одним и тем же уравнением — уравнением *Клапейрона — Менделеева* (уравнением состояния идеального газа), которое связывает температуру T , объём V и давление P газа:

$$PV = \nu RT$$

или

$$PV = (m / M) RT,$$

где ν — количество газа (в молях), $R = 8,314$ Дж/(моль · К) = $0,0821$ л · атм/(моль · К) — *универсальная газовая постоянная*, m — масса газа, M — его молярная масса.

Это уравнение позволяет найти количество вещества газа по его объёму:

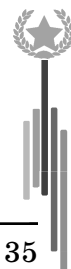
$$\nu = PV / (RT)$$

или

$$\nu = V / V_m,$$

где

$$V_m = RT / P — \text{молярный объём газа.}$$



При заданных температуре и давлении этот объём одинаков для всех газов независимо от их химической природы. При *нормальных условиях* (давление $P_0 = 1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа}$ и температура $T_0 = 273,15 \text{ К} = 0 \text{ }^\circ\text{C}$) молярный объём газов равен:

$$V_m = RT_0 / P_0 = 8,314 \cdot 273 / 101,3 = 22,4 \text{ л/моль.}$$

В текущей версии ЕГЭ (2021 / 2022) для газов *используются только нормальные условия*.

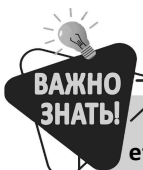
Следствия из уравнения Клапейрона — Менделеева называют **газовыми законами**.

1. Для постоянного количества газа ($v = \text{const}$) уравнение Клапейрона — Менделеева сводится к *объединённому газовому закону*:

$$PV / T = \text{const.}$$

Для одного моля газа постоянная в правой части уравнения равна *универсальной газовой постоянной*.

2. Для химии наиболее важное следствие уравнения состояния идеального газа — *закон Авогадро*:



Закон Авогадро выполняется, только если объёмы газов измерены при одних и тех же условиях — температуре и давлении.



В равных объёмах газов при заданных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. Объёмы газов прямо пропорциональны их количествам:

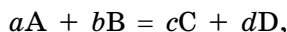
$$V_1 / V_2 = \nu_1 / \nu_2.$$

3. Объединение закона Авогадро и основного закона стехиометрии приводит к *закону объёмных отношений*, который можно выразить следующим образом:



В газовых реакциях отношение объёмов реагирующих веществ равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.

Для реакции вида



протекающей в газовой фазе, объёмы реагирующих веществ связаны соотношением:

$$\frac{V(A)}{a} = \frac{V(B)}{b} = \frac{V(C)}{c} = \frac{V(D)}{d}.$$

Это очень удобный закон. Он позволяет проводить расчёты по уравнениям реакций, не используя количества вещества.

В текущей версии ЕГЭ именно закон объёмных отношений используется для расчётов по уравнениям газовых реакций.

4. С помощью закона Авогадро можно найти относительную плотность двух газов. Если имеются одинаковые объёмы (и, следовательно, одинаковые количества) двух газов — А и В, то отношение их плотностей равно отношению масс, которое при одинаковых количествах равно отношению молярных масс:

$$\frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{m(B)/V}{m(A)/V} = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\nu \cdot M(B)}{\nu \cdot M(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Это отношение называют *относительной плотностью газа В по газу А*:

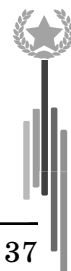
$$D_A(B) = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Абсолютную плотность газа можно найти с помощью уравнения Клапейрона — Менделеева:

$$\rho = m / V = PM / RT = (P / RT) \cdot M.$$

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

С помощью закона объёмных отношений впервые в химии были правильно определены формулы многих газообразных веществ, например H_2 , O_2 , N_2 , H_2O .





ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР**1**

(расчёт объёма газа при условиях, отличных от н.у.). Какой объём занимают 20 г азота при температуре 0 °С и давлении 202 кПа?

● **РЕШЕНИЕ.** Для расчёта объёма используем уравнение Клапейрона — Менделеева в форме:

$$V = \frac{\nu RT}{P} = \frac{mRT}{MP}$$

При расчётах по этому уравнению объём обычно выражают в литрах, давление в килопаскалях, а R — в Дж/(моль · К) и учитывают, что кПа · л = Дж:

$$V = \frac{20 \text{ г} \cdot 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \cdot 273 \text{ К}}{28 \text{ г}/\text{моль} \cdot 202 \text{ кПа}} = 8,03 \frac{\text{Дж}}{\text{кПа}} = 8,03 \text{ л.}$$

ОТВЕТ: 8,03 л.**ПРИМЕР****2**

(применение закона Авогадро). Имеются образцы двух газов, взятых при одинаковых условиях: 10 л метана и 20 л хлороводорода. В каком газе содержится больше молекул, а в каком — больше атомов и во сколько раз?

● **РЕШЕНИЕ.** В данном случае мы не можем рассчитать точное число молекул и атомов в метане и в хлороводороде, так как условия неизвестны и мы не можем применить уравнение Клапейрона — Менделеева. Известно, однако, что условия — температура и давление — одинаковы, поэтому можно применить закон Авогадро: объёмы газов прямо пропорциональны их количествам.

$$\nu(\text{HCl}) / \nu(\text{CH}_4) = V(\text{HCl}) / V(\text{CH}_4) = 20 / 10 = 2.$$

В образце хлороводорода содержится в 2 раза больше молей, а следовательно, и молекул, чем в образце метана.

В молекуле хлороводорода содержится два атома, а в молекуле метана — пять атомов, поэтому число атомов в хлороводороде в два раза больше числа молекул, а в метане — в пять раз: $\nu(\text{атомов в HCl}) = 2\nu(\text{HCl})$, $\nu(\text{атомов в CH}_4) = 5\nu(\text{CH}_4)$.

$$\begin{aligned} \nu(\text{атомов в HCl}) / \nu(\text{атомов в CH}_4) &= 2\nu(\text{HCl}) / 5\nu(\text{CH}_4) = \\ &= 2 / 5 \cdot 2 = 4 / 5. \end{aligned}$$



В образце метана атомов в $5 / 4 = 1,25$ раза больше, чем в образце хлороводорода.

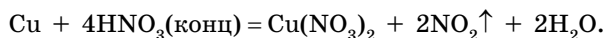
ОТВЕТ: Молекул в 2 раза больше в хлороводороде, атомов в 1,25 раза больше в метане.

ПРИМЕР

3

(расчёт по уравнению реакции с участием газа). Рассчитайте объём газа (при н.у.), который выделится при действии избытка концентрированной азотной кислоты на 16 г меди.

● **РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции:



Выделяющийся газ — оксид азота(IV), NO_2 . Для расчёта объёма газа по уравнению реакции можно использовать два способа.

● **Способ 1** (через количество вещества). Объём продукта реакции рассчитывается по схеме:

$$m(\text{исх. в-ва}) \rightarrow \nu(\text{исх. в-ва}) \rightarrow \nu(\text{продукта}) \rightarrow V(\text{продукта}) = \nu \cdot V_m.$$

Найдём количество меди: $\nu(\text{Cu}) = m / M = 16 / 64 = 0,25$ моль. Коэффициент перед NO_2 в 2 раза больше, чем коэффициент перед Cu , поэтому количество NO_2 также в 2 раза больше: $\nu(\text{NO}_2) = 2\nu(\text{Cu}) = 0,5$ моль. Объём оксида азота(IV): $V(\text{NO}_2) = \nu \cdot V_m = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2$ л.

● **Способ 2** (пропорция). Согласно уравнению реакции, из 1 моль (64 г) Cu выделяется 2 моль ($2 \cdot 22,4 = 44,8$ л) NO_2 , из 16 г Cu выделяется x л NO_2 .
 $x = 16 \cdot 44,8 / 64 = 11,2$ л.

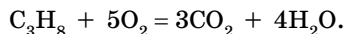
ОТВЕТ: 11,2 л NO_2 .

ПРИМЕР

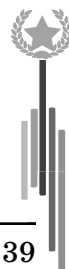
4

(закон Авогадро в газовых реакциях). Какой объём кислорода требуется для сжигания 2 м³ пропана? Какой объём углекислого газа при этом образуется?

● **ПОДРОБНОЕ РЕШЕНИЕ.** Запишем уравнение реакции сгорания пропана:



Газы, участвующие в реакции, находятся при одинаковых условиях, поэтому для расчёта их объёмов не надо находить количество вещества, а можно применить следствие из закона Авогадро, согласно которому в газовых реакциях отношение объёмов реагирующих ве-



ществ равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. По уравнению сгорания

для сжигания 1 объёма C_3H_8 необходимо 5 объёмов O_2 ,

для сжигания 2 м³ C_3H_8 необходимо x м³ O_2 .

$$x = 2 \cdot 5 / 1 = 10 \text{ м}^3.$$

Аналогично рассчитывается объём углекислого газа:

при сжигании 1 объёма C_3H_8 образуется 3 объёма CO_2 ,

при сжигании 2 м³ C_3H_8 образуется y м³ CO_2 .

$$y = 2 \cdot 3 / 1 = 6 \text{ м}^3.$$

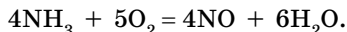
ОТВЕТ: 10 м³ O_2 , 6 м³ CO_2 .

ПРИМЕР

5

(закон Авогадро в газовых реакциях). Сколько литров кислорода потребуется для полного окисления 500 л аммиака до оксида азота(II) в присутствии катализатора? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

● **КРАТКОЕ РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции:



$V(NH_3) = 500$ л. Согласно уравнению реакции, $V(NH_3) / 4 = V(O_2) / 5$, откуда

$$V(O_2) = 500 / 4 \cdot 5 = 625 \text{ л.}$$

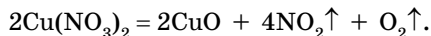
ОТВЕТ: 625 л.

ПРИМЕР

6

(закон Авогадро для смеси газов). При полном разложении нитрата меди(II) образовалась смесь газов общим объёмом 35 л. Чему равен объём кислорода в этой смеси? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

● **РЕШЕНИЕ.** Уравнение реакции:



Пусть $V(O_2) = x$ л, тогда, по закону Авогадро, $V(NO_2) = 4x$ л.

По условию $x + 4x = 35$, откуда $x = 7$.

ОТВЕТ: 7 л.



ПРИМЕР

7

(относительная плотность газов). Плотность некоторого газа по воздуху равна 2. Чему равна плотность этого газа по водороду?

● **РЕШЕНИЕ.** Плотность одного газа по другому, или относительная плотность газа, — это безразмерная величина, равная отношению плотностей двух газов. Отношение плотностей газов равно отношению молярных масс:

$$D_A(B) = \rho(B) / \rho(A) = M(B) / M(A).$$

Если плотность некоторого газа по воздуху равна 2, то его молярная масса равна: $M(X) = D(\text{возд})(X) \cdot M(\text{возд}) = 2 \cdot 29 = 58$ г/моль. Плотность этого газа по водороду равна отношению молярных масс:

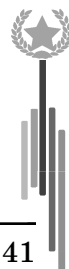
$$D_{H_2}(X) = M(X) / M(H_2) = 58 / 2 = 29.$$

ОТВЕТ: 29.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① При сжигании пропана образовалось 48 л углекислого газа. Сколько литров кислорода израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- ② При сжигании бутана образовалось 48 л углекислого газа. Сколько литров кислорода израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- ③ Какой объём кислорода требуется для полного сжигания 100 л ацетилена? Какой объём углекислого газа при этом образуется?
- ④ Какой объём воздуха, содержащего 20% кислорода по объёму, необходим для сжигания 500 л метана?
- ⑤ При сгорании 25 л углеводорода образовалось 75 л оксида углерода(IV) и 100 л паров воды. Определите формулу углеводорода.
- ⑥ Сколько литров хлороводорода образуется при взрыве смеси, содержащей 20 л водорода и 25 л хлора?



- 7) Сколько кубометров аммиака можно получить из 200 м^3 азота, если выход продукта составляет 45%?
- 8) При паровой конверсии метана образовалась смесь оксида углерода(II) и водорода общим объёмом 800 л. Сколько литров метана израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 9) При разложении оксида азота образовалось 15 л азота и 7,5 л кислорода. Сколько литров оксида азота израсходовано? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 10) При полном разложении нитрата серебра образовались серебро и смесь газов общим объёмом 24 л. Чему равен объём кислорода в этой смеси (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 11) При полном разложении нитрата железа(II) образовались оксид железа(III) и смесь газов общим объёмом 36 л. Чему равен объём оксида азота(IV) в этой смеси (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 12) При пиролизе (высокотемпературном разложении) октана образовались только этилен объёмом 60 л и водород. Чему равен объём водорода (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 13) При ароматизации гексана образовались газообразный бензол объёмом 60 л и водород. Чему равен объём водорода (в л)? Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 14) При растворении углерода в концентрированной серной кислоте образовалась смесь газов общим объёмом 21 л. Сколько литров сернистого газа содержится в этой смеси? Ответ приведите в виде целого числа.
- 15) При растворении углерода в концентрированной азотной кислоте образовалась смесь газов общим объёмом 20 л. Сколько литров оксида азота(IV) содержится в этой смеси? Ответ приведите в виде целого числа.



- 16) При сжигании углеводорода образовалось 8 л углекислого газа и 10 л паров воды. Сколько литров кислорода израсходовано? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 17) При сжигании углеводорода образовалось 12 л углекислого газа и 18 л паров воды. Сколько литров кислорода израсходовано? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 18) При каталитической дегидроциклизации гексана образовалась смесь бензола и водорода общим объёмом 180 л. Сколько литров водорода содержится в смеси? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.
- 19) При каталитической дегидроциклизации гептана образовалась смесь толуола и водорода общим объёмом 260 л. Сколько литров водорода содержится в смеси? Ответ приведите в виде целого числа. Объёмы газов измерены при одинаковых условиях.

§ 1.5. СМЕСИ ВЕЩЕСТВ

Смеси — это вещества, состоящие из двух и более индивидуальных веществ. Однородные смеси называют *растворами*.

В отличие от индивидуальных веществ, смеси не обладают постоянным стехиометрическим составом и постоянными свойствами, например плотностью, температурами плавления и кипения, молярной массой. Свойства смеси зависят от её состава, т.е. от соотношения индивидуальных веществ в смеси.

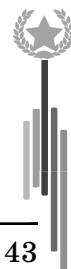
Количественный состав смесей описывают с помощью безразмерных величин — долей:

массовая доля $\omega(A) = m(A) / (m(A) + m(B) + \dots)$,

мольная доля $\chi(A) = \nu(A) / (\nu(A) + \nu(B) + \dots)$,

объёмная доля (для газов) $\varphi(A) = V(A) / (V(A) + V(B) + \dots)$.

Для газов, согласно закону Авогадро, объёмная доля в смеси равна мольной доле: $\varphi = \chi$. Важное свойство долей состоит в том,



что они не зависят от общего количества смеси. Так, например, объёмная доля кислорода в воздухе составляет 21% независимо от объёма воздуха.

Как и индивидуальные вещества, смеси можно характеризовать молярной массой. Её называют *средней молярной массой* и определяют как отношение общей массы смеси к общему количеству вещества:

$$M_{\text{ср}} = \frac{m_{\text{общ}}}{\nu_{\text{общ}}} = \frac{\nu_1 M_1 + \nu_2 M_2}{\nu_1 + \nu_2} = \chi_1 M_1 + \chi_2 M_2,$$

где χ — мольная доля вещества в смеси.

Обычно понятие средней молярной массы применяют к смесям газов, хотя его можно распространить на жидкие и твёрдые смеси. Зная среднюю молярную массу и молярные массы индивидуальных веществ, можно определить их доли и мольное соотношение в смеси (пример 1).

В текущей версии ЕГЭ задачи на среднюю молярную массу смеси не представлены.

При решении задач на определение состава смеси используют следующий общий алгоритм:

1) обозначают количества веществ в смеси неизвестными переменными, например x и y ;

2) используя условие задачи, составляют для этих переменных систему уравнений. Обычно одно из уравнений характеризует массу или объём смеси, второе связано с расчётом по уравнениям реакций, в которые вступает вся смесь или отдельные её компоненты;

3) решают систему, находят неизвестные переменные и с их помощью отвечают на вопросы, поставленные в задаче. Применение этого алгоритма для решения задачи из второй части варианта ЕГЭ показано в примере 3.

В более сложных задачах на смеси составление системы уравнений не требуется, вместо этого акцент делается на реакции между компонентами смеси с учётом избытка-недостатка и анализе продуктов реакции (пример 4).



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

Средняя молярная масса всегда больше, чем наименьшая из молярных масс компонентов смеси, и меньше, чем наибольшая молярная масса:

$$M_{\text{min}} < M_{\text{ср}} < M_{\text{max}}$$



ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую, объёмную и мольную доли кислорода в смеси.

● **РЕШЕНИЕ.** Средняя молярная масса смеси:

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

Пусть в смеси содержится x моль O_2 и y моль O_3 . Соотношение между x и y можно найти через среднюю молярную массу:

$$M_{\text{cp}} = (v_1 M_1 + v_2 M_2) / (v_1 + v_2) = (32x + 48y) / (x + y) = 34 \text{ г/моль,}$$

откуда $x = 7y$.

Мольная доля кислорода в смеси: $v(\text{O}_2) / [v(\text{O}_2) + v(\text{O}_3)] = x / (x + y) = 0,875 = 87,5\%$.

По закону Авогадро объёмы газов прямо пропорциональны их количествам, поэтому объёмная доля газа в смеси всегда равна его мольной доле:

$$\varphi(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) / V_{\text{общ}} = v(\text{O}_2) / v_{\text{общ}} = 0,875 = 87,5\%.$$

Найдём массовую долю кислорода: $m(\text{O}_2) = v \cdot M = 32x = 32 \cdot 7y = 224y$, $m(\text{O}_3) = v \cdot M = 48y$, $m(\text{смеси}) = 224y + 48y = 272y$. Массовая доля кислорода: $\omega(\text{O}_2) = 224y / 272y = 0,824 = 82,4\%$.

Мы видим, что мольная, объёмная и массовая доли вещества в смеси не зависят от общего количества смеси (т.е. от $x + y$).

ОТВЕТ: Мольная и объёмная доли O_2 — 87,5%,
массовая доля O_2 — 82,4%.

ПРИМЕР

2

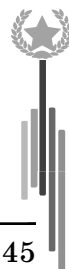
При каком молярном соотношении оксидов углерода получается смесь, которая в 2 раза тяжелее неона?

● **РЕШЕНИЕ.** Средняя молярная масса смеси в два раза больше молярной массы неона: $M_{\text{cp}}(\text{CO}_2, \text{CO}) = 2 \cdot 20 = 40 \text{ г/моль.}$

Пусть в смеси содержится x моль CO_2 и y моль CO . Тогда, пользуясь определением средней молярной массы, можно записать соотношение $M_{\text{cp}} = (v_1 M_1 + v_2 M_2) / (v_1 + v_2) = (44x + 28y) / (x + y) = 40 \text{ г/моль,}$ откуда $x = 3y$, т.е. $v(\text{CO}_2) : v(\text{CO}) = 3 : 1$.

Мы видим, что средняя молярная масса газовой смеси зависит только от относительного, а не абсолютного количества компонентов смеси, т.е. не от x и y по отдельности, а только от их отношения.

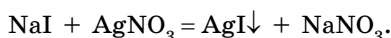
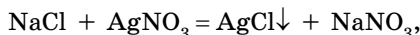
ОТВЕТ: $v(\text{CO}_2) : v(\text{CO}) = 3 : 1$.



ПРИМЕР 3

Смесь хлорида и иодида натрия общей массой 5,01 г растворили в воде и к полученному раствору добавили 200 г 8,5%-го раствора нитрата серебра. После отделения осадка в фильтрат поместили медную пластинку, при этом 0,96 г меди растворилось. Определите состав исходной смеси солей (в % по массе). Примите $A_r(\text{Cu}) = 64$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

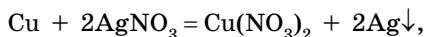
● **РЕШЕНИЕ.** 1) Составим уравнения реакций солей натрия с нитратом серебра.



2) Определим количество нитрата серебра, вступившего в реакции с солями натрия.

$$v(\text{AgNO}_3) = 200 \cdot 0,085 / 170 = 0,1 \text{ моль.}$$

Очевидно, что медная пластинка может реагировать только с нитратом серебра, который остался после реакций со смесью:



$$v(\text{Cu}) = 0,96 / 64 = 0,015 \text{ моль,}$$

$$v_{\text{ост}}(\text{AgNO}_3) = 0,015 \cdot 2 = 0,03 \text{ моль,}$$

$$v(\text{AgNO}_3)_{\text{реакции с солями}} = 0,1 - 0,03 = 0,07 \text{ моль.}$$

3) Составим систему уравнений для состава исходной смеси.

$$v(\text{NaCl}) = x \text{ моль, } v(\text{NaI}) = y \text{ моль.}$$

Масса исходной смеси: 5,01 г = $m(\text{NaCl}) + m(\text{NaI}) = 58,5x + 150y$.

Реакция смеси с нитратом серебра:

$$v(\text{AgNO}_3) = 0,07 \text{ моль} = v(\text{NaCl}) + v(\text{NaI}) = x + y.$$

Решая систему, находим: $x = 0,06$, $y = 0,01$.

4) Теперь можем найти массовые доли солей в исходной смеси.

$$\omega(\text{NaCl}) = 0,06 \cdot 58,5 / 5,01 \cdot 100\% = 70\%,$$

$$\omega(\text{NaI}) = 100\% - 70\% = 30\%.$$

ОТВЕТ: 70% NaCl, 30% NaI.

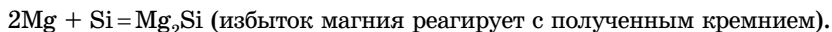
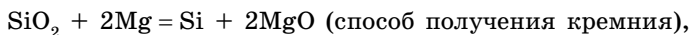
ПРИМЕР 4

Смесь тонко измельчённых диоксида кремния и магния (взят в небольшом избытке) прокалили. К полученной смеси добавили избыток соляной кислоты, при этом выделилось 2,24 л (н.у.) газа, который оказался тяже-

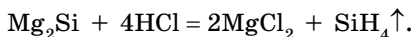
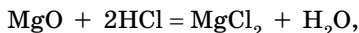


лее воздуха, а масса нерастворившегося вещества составила 14 г. Найдите массы веществ в исходной смеси.

● **РЕШЕНИЕ.** 1) Запишем уравнения реакций:



Получаем смесь трёх веществ: Si, MgO и Mg₂Si. Последние два вещества растворяются в соляной кислоте:



2) Найдём количества веществ, содержащих кремний.

$$v(\text{SiH}_4) = 2,24 / 22,4 = 0,1 \text{ моль.}$$

Нерастворившийся остаток — кремний:

$$v(\text{Si}) = 14 / 28 = 0,5 \text{ моль.}$$

3) Найдём массу диоксида кремния в исходной смеси.

Общее количество элемента кремния в исходной смеси:

$$v(\text{Si}) = 0,1 + 0,5 = 0,6 \text{ моль. Весь этот кремний образовался из SiO}_2,$$

$$v(\text{SiO}_2) = 0,6 \text{ моль, } m(\text{SiO}_2) = 0,6 \cdot 60 = 36 \text{ г.}$$

4) Найдём массу магния в исходной смеси. Магний вступил в две реакции, по которым проводим расчёт:

$$v_1(\text{Mg}) = 2v(\text{SiO}_2) = 1,2 \text{ моль,}$$

$$v_2(\text{Mg}) = 2v(\text{Mg}_2\text{Si}) = 2v(\text{SiH}_4) = 0,2 \text{ моль,}$$

$$v_{\text{общ}}(\text{Mg}) = 1,2 + 0,2 = 1,4 \text{ моль,}$$

$$m(\text{Mg}) = 1,4 \cdot 24 = 33,6 \text{ г.}$$

ОТВЕТ: 36 г SiO₂, 33,6 г Mg.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



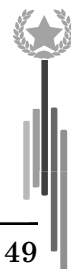
① Молярное соотношение водорода и азота в смеси, предназначенной для синтеза аммиака, равно 3 : 1. Определите объёмную долю водорода и среднюю молярную массу смеси.

② Плотность смеси оксидов углерода по водороду равна 18. Найдите объёмные доли газов в этой смеси.

- ③ При каком молярном соотношении гелия и кислорода получается смесь, которая в 2,4 раза тяжелее гелия?
- ④ Смесь гелия с неизвестным газом имеет среднюю молярную массу 3 г/моль. Определите этот газ и найдите его объёмную долю в смеси.
- ⑤ Смесь оксидов углерода(IV) и серы(IV) имеет объём 100 л (н.у.) и массу 232 г. Рассчитайте объёмную и массовую долю оксида углерода(IV) в смеси.
- ⑥ Смесь азота и углекислого газа имеет плотность по водороду 18. К 100 л этой смеси добавили 100 л углекислого газа. Рассчитайте плотность по водороду конечной смеси.
- ⑦ Смесь хлорида и бромида калия общей массой 5,36 г растворили в воде и к полученному раствору добавили 200 г 6,8%-го раствора нитрата серебра. После отделения осадка в фильтрат поместили цинковую пластинку, при этом 0,65 г цинка растворилось. Определите состав исходной смеси солей (в % по массе). Примите $A_r(\text{Zn}) = 65$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.
- ⑧ Смесь гидроксида натрия и карбоната натрия общей массой 50,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ, при пропускании которого через избыток известковой воды образовалось 5,0 г осадка. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- ⑨ Смесь хлорида натрия и хлорида аммония общей массой 40,0 г обработали избытком гидроксида калия при нагревании. Выделился газ, который может полностью восстановить 48,0 г оксида меди(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- ⑩ Смесь оксида бария и пероксида бария общей массой 67,6 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. Осадок отделили, а к надосадочной жидкости прилили избыток подкисленного раствора перманганата калия. Выделился газ объёмом 4,48 л (н.у.). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.



- 11) Смесь сульфата бария и сульфита бария общей массой 70,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ, при пропуске которого через избыток известковой воды образовалось 24,0 г осадка. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 12) Смесь сульфида железа(II) и сульфида меди(II) общей массой 11,0 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. Выделился газ, который полностью прореагировал с 400 г 2,0%-го водного раствора брома. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 13) Смесь порошкообразных магния и алюминия общей массой 20,0 г обработали избытком щёлочи. Выделился газ, который может полностью восстановить 48,0 г оксида меди(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 14) Смесь аммиака и водорода разделили на две равные части. Первая часть может полностью восстановить 8,8 г оксида меди(II), а вторая — полностью нейтрализовать 9,8 г 10%-й серной кислоты. Рассчитайте объёмные доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 15) Смесь гидроксидов натрия и бария растворили в воде и раствор разделили на две равные части. Для полной нейтрализации первой части потребовалось 168 г 30%-й азотной кислоты. При действии избытка раствора сульфата натрия на вторую часть образовался осадок массой 46,6 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 16) Для полной нейтрализации 200 г раствора, содержащего серную и азотную кислоты, потребовалось 855 г 5,0%-го раствора гидроксида бария, при этом из раствора выпал осадок массой 34,95 г. Рассчитайте массовые доли (в %) кислот в исходном растворе.
- 17) Смесь карбонатов магния и бария обработали избытком соляной кислоты. Выделился газ объёмом 5,60 л (н.у.). При действии избытка серной кислоты на полученный раствор образовался осадок массой 11,65 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.



- 18) Смесь аммиака и метиламина разделили на две равные части. Первая часть может полностью нейтрализовать 147 г 20%-й серной кислоты. При сжигании второй части образовалась газовая смесь, при пропускании которой через известковую воду выпал осадок массой 20,0 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси аммиака и метиламина.
- 19) Смесь сульфидов меди(II) и алюминия общей массой 60,0 г сожгли в кислороде. Полученный твёрдый остаток может прореагировать с 200 г 8,0%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси сульфидов.
- 20) Смесь сульфидов меди(I) и цинка общей массой 30,0 г сожгли в кислороде. Полученный твёрдый остаток может прореагировать с 112,0 г 20%-го раствора гидроксида калия. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси сульфидов.
- 21) Смесь сульфита натрия и карбоната натрия общей массой 50,0 г обработали избытком соляной кислоты. Выделившийся газ может обесцветить 316 г 5,0%-го раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в смеси сульфидов.
- 22) Смесь кремния и оксида кремния общей массой 14,0 г растворили в избытке щёлочи. При этом выделился газ, который может полностью восстановить 32,0 г оксида меди(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 23) Смесь цинка и оксида цинка общей массой 25,0 г растворили в избытке щёлочи. При этом выделился газ, который может полностью восстановить 33,45 г оксида свинца(II). Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.
- 24) Смесь меди и оксида меди(II) общей массой 32,0 г растворили в концентрированной серной кислоте. При этом выделился газ, который может обесцветить 1000 г 4,0%-й бромной воды. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси. Относительную атомную массу меди примите равной 64.
- 25) Смесь хлоридов натрия и кальция растворили в воде и раствор разделили на две равные части. Первую часть обработали избытком



раствора нитрата серебра, при этом выпал осадок массой 28,7 г. К другой части добавили избыток раствора карбоната натрия, и образовался осадок массой 5,0 г. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.

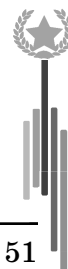
26) Смесь оксида и карбида кальция общей массой 4,8 г растворили в большом количестве воды. Выделился газ, который полностью реагирует с 500 г 3,2%-й бромной воды. Рассчитайте массовые доли (в %) веществ в исходной смеси.

27) Для полного растворения навески сплава серебра с медью потребовалось 43,5 мл 63%-й азотной кислоты (плотность 1,38 г/мл). При добавлении к полученному раствору избытка щёлочи выпал осадок, который высушили и прокалили. Масса полученного твёрдого вещества составила 25,6 г. Рассчитайте массовые доли металлов (в %) в сплаве. Запишите уравнения всех реакций и приведите вычисления.

28) Смесь сульфидов меди(I) и меди(II) общей массой 17,6 г сожгли в избытке кислорода. Полученный при этом газ полностью обесцветил 190 г 5%-го раствора перманганата калия, подкисленного серной кислотой. Определите массовые доли веществ в смеси сульфидов. Запишите уравнения всех реакций и приведите вычисления. Относительную атомную массу меди примите равной 64.

29) Смесь нитратов меди и железа(III) общей массой 30,9 г прокалили в течение продолжительного времени. Для растворения полученного твёрдого остатка потребовалось 64 г 20%-й соляной кислоты. Определите массовые доли веществ в смеси нитратов. Запишите уравнения всех реакций и приведите вычисления. Относительную атомную массу меди примите равной 64.

30) Навеску основного карбоната меди массой 55,5 г нагревали в течение некоторого времени. При растворении полученного твёрдого остатка в избытке соляной кислоты выделилось 3,92 л (н.у.) газа. Определите, сколько процентов вещества разложилось при нагревании. Напишите уравнения реакций. Относительную атомную массу меди примите равной 64.



- 31) Для определения содержания карбоната магния в образце, загрязнённом некарбонатными примесями, к навеске образца массой 8,0 г добавили 380 мл 0,5 М раствора HNO_3 . Полученный раствор нагрели до окончания выделения газа. Для нейтрализации избытка кислоты в растворе потребовалось прилить 100 мл 0,1 М раствора KOH . Определите массовую долю карбоната магния (в %) в образце.
- 32) Навеску смеси оксида магния и оксида алюминия разделили на две равные части. Для полного растворения первой части потребовалось 125 г 19,6%-й серной кислоты. Ко второй части добавили 0,5 М раствор гидроксида натрия, смесь растворилась частично, при этом было израсходовано 200 мл щёлочи. Определите массовые доли оксидов в исходной смеси (в %).
- 33) Хлор, полученный при действии избытка концентрированной соляной кислоты на навеску оксида марганца(IV) массой 4,35 г, пропустили через 165 г 10%-го раствора бромида натрия. Полученный раствор выпарили, твёрдое вещество прокалили. Определите массу твёрдого остатка и его состав (в массовых долях).
- 34) Навеску оксида железа(III) прокалили с некоторым количеством углерода. Полученный твёрдый остаток, масса которого составила 10,0 г, полностью растворился в разбавленной серной кислоте, при этом выделилось 1,12 л (н.у.) газа. Определите массовые доли веществ в твёрдом остатке и объём углекислого газа (в пересчёте на н.у.), образовавшегося в первом опыте. Напишите уравнения всех проведённых реакций.
- 35) Смесь диоксида кремния и углерода (взяты в некотором избытке) прокалили. Образовались газ легче воздуха и смесь твёрдых веществ. К смеси добавили избыток концентрированной щёлочи, при этом выделилось 13,44 л (н.у.) газа, а масса нерастворившегося вещества составила 28 г. Найдите массы веществ в исходной смеси.
- 36) Минерал сфалерит (сульфид цинка) содержит в виде примеси металлическое железо. Образец минерала массой 10,0 г сожгли в избытке кислорода, а к полученному твёрдому веществу добавили раствор гидроксида калия. Масса нерастворившегося остатка составила 1,60 г. Определите массовую долю железа в минерале.



ГЛАВА СТРОЕНИЕ АТОМА.

2 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

§ 2.1. ЯДРО АТОМА. ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ

В текущей версии ЕГЭ заданий на строение ядра атома и ядерные реакции не представлено, однако без этой информации материал о строении вещества будет совсем неполным, поэтому кратко изложим основные сведения.

Атом — сложная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. В начале XX века была сформулирована простейшая модель атома — планетарная *модель Резерфорда*. Её основные положения:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.
2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре.
3. Вокруг ядра двигаются электроны. Их число равно положительному заряду ядра.

Ядро атома — положительно заряженная центральная часть атома, в которой сосредоточена основная часть массы атома. Радиус ядра в 100 тысяч раз меньше размера атома и примерно равен 10^{-13} см. Ядро состоит из элементарных частиц двух типов: *протонов* (их число обозначается Z) и *нейтронов* (их число обозначается N). Общее число протонов и нейтронов в ядре называют *массовым числом A* :

$$A = Z + N.$$

Массовое число — всегда целое. Оно примерно равно относительной атомной массе.

Частица	Открытие	Заряд		Масса	
		Кл	отн. ед.	г	а.е.м.
Электрон (e)	Дж. Дж. Томсон, 1897	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,11 \cdot 10^{-28}$	0,00055

ТАБЛИЦА 2.1.

Свойства элементарных частиц, образующих атом

Окончание таблицы

Частица	Открытие	Заряд		Масса	
		Кл	отн. ед.	г	а.е.м.
Протон (<i>p</i>)	Э. Резерфорд, 1920	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон (<i>n</i>)	Дж. Чедвик, 1932	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

Заряд ядра Z равен числу протонов в ядре и равен *атомному номеру* (порядковому номеру элемента в периодической таблице) (закон Г. Мозли, 1913).



Вид атомов, характеризующихся одним и тем же зарядом ядра, называют химическим элементом.

Различные виды атомов имеют общее название — *нуклиды*. В обозначении нуклидов порядковый номер элемента пишут слева внизу от символа нуклида, а массовое число — слева сверху: ${}^A_Z X$ (например, ${}^{16}_8 O$). Названия нуклидов состоят из названия элемента и массового числа, например «фтор-19» или «углерод-14».

**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Неустойчивых радиоактивных изотопов известно более 3000.

Нуклиды с одинаковым Z , но различными A и N , называют *изотопами*. Изотопы — это атомы одного и того же химического элемента, имеющие разную массу (массовое число). Химические свойства изотопов практически одинаковы (за исключением изотопов водорода), некоторые физические свойства незначительно различаются. Обычно изотопы различных

элементов не имеют специальных названий. Единственное исключение — водород, изотопы которого имеют специальные химические символы и названия: 1H — протий, 2D — дейтерий, 3T — тритий.

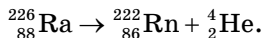
Многие ядра способны самопроизвольно превращаться в другие ядра — это явление называют *радиоактивностью*.

Основные *виды радиоактивности ядер*:

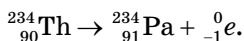
1. *α -распад*. Ядро испускает α -частицу, которая представляет собой ядро атома гелия 4He и состоит из двух протонов и двух



нейтронов. При α -распаде массовое число изотопа уменьшается на 4 ($A \rightarrow A - 4$), а заряд ядра — на 2 ($Z \rightarrow Z - 2$), например:

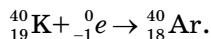


2. β -распад. В неустойчивом ядре нейтрон превращается в протон, при этом ядро испускает электрон (β -частицу) и антинейтрино: $n \rightarrow p + e + \bar{\nu}$. При β -распаде массовое число не изменяется ($A \rightarrow A$), поскольку общее число протонов и нейтронов сохраняется, а заряд ядра увеличивается на 1 ($Z \rightarrow Z + 1$), например:



Некоторые ядра испытывают только α -распад, другие — только β -распад, а некоторые ядра могут одновременно испытывать и α -, и β -распад.

3. Реакцией, формально противоположной β -распаду, является *захват электрона* (К-захват). Некоторые ядра могут присоединять один из электронов с внутренней оболочки атома, при этом протон превращается в нейтрон: $p + e \rightarrow n$. Как и при β -распаде, массовое число нуклида не изменяется, а вот заряд уменьшается на 1 (ведь ядро присоединило частицу с зарядом -1), например:



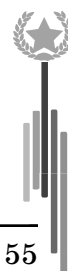
4. γ -распад. Возбуждённое ядро испускает электромагнитное излучение с очень малой длиной волны и очень высокой частотой (γ -излучение), при этом энергия ядра уменьшается, а массовое число и заряд ядра остаются неизменными.

Скорости распада радиоактивных ядер сильно отличаются от одного изотопа к другому и совсем не зависят от внешних условий — температуры и давления.

Каждый радиоактивный элемент характеризуется *периодом полураспада* $T_{1/2}$, т.е. временем, за которое самопроизвольно распадается половина атомов исходного вещества. Так, для урана ${}^{238}\text{U}$ период полураспада $T_{1/2} = 4,5 \cdot 10^9$ лет. Уран-238 распадается достаточно медленно. У другого изотопа урана ${}^{235}\text{U}$ период полураспада $T_{1/2} = 700$ млн лет, поэтому активность урана-235 выше, чем урана-238. Чем меньше период полураспада, тем быстрее

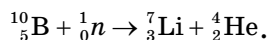
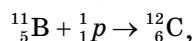
ЭТО ИНТЕРЕСНО

Даже химические реакции не могут повлиять на скорость распада ядер.



протекает радиоактивный распад. Для разных нуклидов период полураспада может изменяться от 10^{-10} с до 10^{10} лет.

Устойчивые нерадиоактивные ядра атомов могут вступать в *искусственные* ядерные реакции, которые происходят при столкновении ядер. Для осуществления искусственных превращений часто используют лёгкие частицы — протоны или нейтроны:

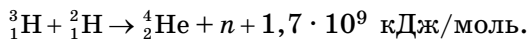


Выделяют два основных *типа ядерных реакций*: деление и синтез.

Деление ядер — ядерная реакция, которая состоит в расщеплении тяжёлых ядер на более лёгкие под действием нейтронов. Например, под действием медленных нейтронов ядро урана-235 ($Z = 92$) распадается на две части: ядра криптона ($Z = 36$) и бария ($Z = 56$). При этом выделяются несколько нейтронов, которые, в свою очередь, будут вызывать деление других ядер, и т.д. В результате число нейтронов после каждого акта деления будет увеличиваться

в несколько раз, и начнётся цепная реакция, которая приведёт к выделению большого количества энергии.

Ядерный синтез — реакция слияния лёгких ядер в более тяжёлые, сопровождающаяся выделением огромного количества энергии, например:



Ядерный синтез — основной источник энергии Солнца и других звёзд.



ВАЖНО ЗНАТЬ!

В любых ядерных реакциях сумма массовых чисел (сумма верхних индексов) реагентов и продуктов всегда одинакова. То же самое относится и к зарядам ядер (нижние индексы, которые часто не указываются).

ЭТО ИНТЕРЕСНО

На реакциях деления ядер работают все атомные электростанции.

§ 2.2. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМА

В отличие от ядерных реакций, при химических реакциях ядра атомов не изменяются, поэтому химические свойства элементов полностью определяются свойствами электронов, т.е. строением *электронной оболочки* атома. Число электронов в атоме равно



заряду ядра и порядковому номеру элемента. Движение электронов в атоме описывают с помощью квантовой механики, которая вводит понятие *орбиталей*. Каждый электрон в атоме находится на своей орбитали. Орбиталь — это часть электронного облака, создаваемого электронами при движении в атоме. Орбиталь характеризует область пространства, где чаще всего находится электрон.

Распределение электронов в атоме называют *электронной конфигурацией*. Её можно записывать двумя способами: 1) упрощённо, показывая только общее число электронов на каждом энергетическом уровне, или 2) подробно, характеризуя число электронов на каждой занятой орбитали.

Для того чтобы описать оба способа, необходимо ввести понятие *квантового числа*. Состояние каждого электрона и свойства его орбитали определяются квантовыми числами. Всего их пять. Первые три характеризуют свойства орбитали, на которой находится электрон, два других — индивидуальные свойства электрона.

1. *Главное* квантовое число n определяет общую энергию электрона на данной орбитали (номер энергетического уровня). Оно может принимать любые натуральные значения, начиная с единицы:

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

Совокупность всех орбиталей с одним и тем же значением n называют *энергетическим уровнем*, или *оболочкой*. Уровень с номером n содержит n^2 орбиталей (максимальное число электронов — $2n^2$). Каждый уровень обозначают числом n или заглавной латинской буквой (К, L, M и дальше по алфавиту). Для первого уровня $n = 1$, его обозначают буквой К, для второго $n = 2$ (уровень L), для третьего $n = 3$ (уровень M) и т.д. Например, строение атома натрия может быть показано так: окружностью обозначено ядро, имеющее заряд +11, а дугами — энергетические уровни (рис. 2.1).

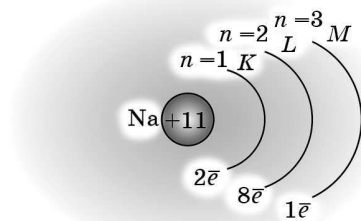


РИСУНОК 2.1.

Упрощённое строение атома натрия



У каждого элемента число энергетических уровней, на которых есть электроны, равно номеру периода в Периодической системе.

2. Орбитальное (побочное) квантовое число l характеризует форму электронной орбитали. При данном главном квантовом числе n , орбитальное квантовое число может принимать любые целые значения от 0 до $n - 1$:

$$l = 0, 1, \dots, n - 1,$$

всего — n разных значений.

Орбитали с $l = 0$ называют s -орбиталями, $l = 1$ — p -орбиталями, $l = 2$ — d -орбиталями, $l = 3$ — f -орбиталями. Совокупность всех орбиталей с одинаковыми значениями n и l называют *подуровнем*, например $3s$ -подуровень, $4p$ -подуровень и т.д.

3. Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали в пространстве. При заданном числе l оно может принимать любые целые значения $-l$ до $+l$, включая 0:

$$m_l = -l, -l + 1, \dots, 0, \dots, l - 1, l,$$

всего $(2l + 1)$ значений.

При $l = 0$ (s -орбитали) возможно единственное квантовое число m_l , $m_l = 0$. Следовательно, на любом s -подуровне есть только одна s -орбиталь. При $l = 1$ (p -орбитали) возможно три значения магнитного квантового числа: $m_l = -1, 0, +1$. Следовательно, каждый p -подуровень включает три p -орбитали. Аналогично, d -подуровни содержат по 5 d -орбиталей, а f -подуровни — по 7 орбиталей (рис. 2.2).

4. Спин S — собственный момент импульса электрона. Это — внутреннее свойство электрона, которое не связано с движением в пространстве. Спин всех электронов равен $S = 1/2$.

5. Магнитное спиновое число m_s — проекция спина на ось z . Она может иметь лишь два значения:

$$m_s = \pm 1/2.$$

Поскольку спин электрона S — величина постоянная, его обычно не включают в набор квантовых чисел, характеризующих движение электрона в атоме, и говорят о четырёх квантовых числах — тех, которые могут принимать различные значения.



Распределение электронов в атоме по орбиталям называют *электронной конфигурацией атома*. Оно определяется тремя принципами.

1. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовые числа были бы одинаковы. Хотя бы одно из квантовых чисел — n , l , m_l или m_s — должно у двух электронов быть разным. Если два электрона находятся на одной орбитали, то числа n , l и m_l у них одинаковы. Следовательно, электроны должны отличаться проекцией спина: один электрон имеет $m_s = +1/2$, другой — $m_s = -1/2$.

На каждой орбитали может находиться не более двух электронов.

При графическом изображении электронной конфигурации орбитали обозначают квадратиками, а электроны на них — стрелочками: стрелка вверх соответствует $m_s = 1/2$, стрелка вниз — $m_s = -1/2$. Если на орбитали находится только один электрон, то его называют *неспаренным*.

2. Принцип наименьшей энергии определяет последовательность заполнения орбиталей электронами: при составлении электронной конфигурации атома или иона необходимо заполнять электронами свободные орбитали с наименьшей энергией. Атом с такой электронной конфигурацией находится в *основном электронном состоянии*.

Для того чтобы применять этот принцип, надо знать относительные энергии орбиталей. В большинстве атомов и ионов энергия орбиталей увеличивается в ряду (рис. 2.2):

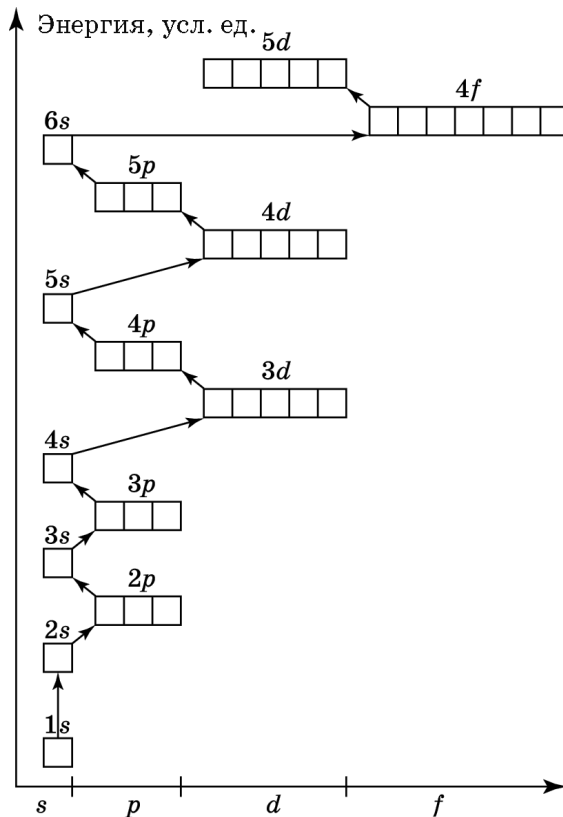
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p.$$

Электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне, где они имеют наибольшую энергию, называют *валентными*. Именно валентные электроны главным образом определяют химические свойства элемента.

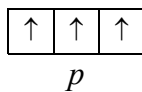
ВАЖНО ЗНАТЬ!
У многих элементов число валентных электронов равно номеру группы (в коротком варианте Периодической системы).

РИСУНОК 2.2.

Последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней



3. Правило Хунда: в основном состоянии атом имеет максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определённого подуровня. Например, если на p -подуровне находятся три электрона, то они должны занимать три разные орбитали:



Электронные конфигурации первых десяти элементов Периодической системы приведены в табл. 2.2.

ТАБЛИЦА 2.2.

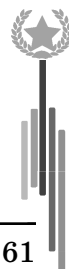
Атом	Орбитали			Электронная конфигурация
	1s	2s	2p	
Н	↑	□	□ □ □	$1s^1$
He	↑↓	□	□ □ □	$1s^2$
Li	↑↓	↑	□ □ □	$1s^2 2s^1$
Be	↑↓	↑↓	□ □ □	$1s^2 2s^2$
B	↑↓	↑↓	↑ □ □	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	↑↓	↑↓	↑ ↑ □	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6$

Электронные конфигурации атомов 1-го и 2-го периодов

Легче всего получить возбуждённое состояние, переводя электрон с высшей заполненной орбитали на низшую свободную. Например, атом натрия в основном состоянии имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, а в первом возбуждённом — $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$, т.е. $3s$ -электрон, получив дополнительную энергию, перешёл на $3p$ -орбиталь, при этом распределение внутренних электронов не изменилось.

ЭТО ИНТЕРЕСНО

В возбуждённых электронных состояниях атома электроны могут располагаться на любых энергетических уровнях и орбиталях. При этом выполняется только принцип Паули, а принцип наименьшей энергии нарушается, правило Хунда тоже перестаёт работать.



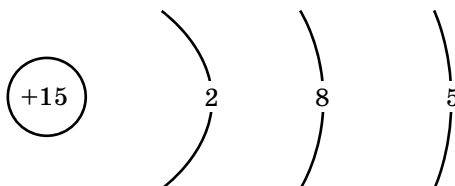


ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

ПРИМЕР

1

Распределение электронов по энергетическим уровням атома имеет вид:



Сколько электронов не хватает атому до конфигурации инертного газа?

● **РЕШЕНИЕ.** На внешнем уровне содержится 5 электронов. Ближайший инертный газ (аргон) имеет порядковый номер 18 и электронную конфигурацию: 2 8 8. На внешнем уровне у аргона — 8 электронов, поэтому данному элементу до конфигурации аргона не хватает $8 - 5 = 3$ электронов.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

2

Напишите электронную конфигурацию атома хлора. Сколько энергетических уровней заполнено электронами в этом атоме? Сколько валентных электронов имеет атом хлора в основном состоянии?

● **РЕШЕНИЕ.** Хлор — 17-й элемент Периодической системы; его атом содержит 17 электронов. На первом энергетическом уровне находятся 2 электрона, на втором — 8, на третьем — 7.

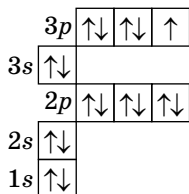
1) Первый энергетический уровень: 1s-подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $1s^2$.

2) Второй энергетический уровень: а) 2s-подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $2s^2$; б) 2p-подуровень, три орбитали, 6 электронов, $2p^6$.

3) Третий энергетический уровень: а) 3s-подуровень, одна орбиталь, 2 электрона, $3s^2$; б) 3p-подуровень, три орбитали, 5 электронов, $3p^5$.

Электронная конфигурация атома хлора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.





Электроны, находящиеся на третьем энергетическом уровне, — валентные. Их семь: $3s^2 3p^5$.

ОТВЕТ: Три энергетических уровня,
7 валентных электронов.

ПРИМЕР

3

Напишите электронную конфигурацию иона магния. Назовите один положительный и один отрицательный ион, который имеет такую же конфигурацию.

● **РЕШЕНИЕ.** Электронная конфигурация атома магния: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Ион магния Mg^{2+} образуется при удалении двух валентных электронов с внешнего подуровня $3s$ и имеет электронную конфигурацию: $1s^2 2s^2 2p^6$. В этой конфигурации полностью заселены два энергетических уровня — первый и второй. Такая конфигурация очень устойчива, потому что совпадает с конфигурацией инертного газа неона.

Такую же электронную конфигурацию могут иметь неметаллы 2-го периода, если к их атомам добавить электроны до полного заселения второго энергетического уровня. Атому фтора ($F: 1s^2 2s^2 2p^5$) до завершения второго уровня не хватает одного электрона. Если атом фтора примет этот электрон, он превратится в отрицательный ион F^- , который имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Такую же конфигурацию имеют положительные ионы металлов 3-го периода, образующиеся при удалении валентных электронов с внешнего уровня, например Na^+ .

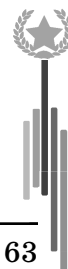
ОТВЕТ: $1s^2 2s^2 2p^6$. Ионы Na^+ , F^- .

ПРИМЕР

4

На внешнем энергетическом уровне элемента 2-го периода — в два раза больше электронов, чем на внутреннем уровне. Этот элемент —

- 1) литий
- 2) бериллий
- 3) углерод
- 4) кислород



● **РЕШЕНИЕ.** У элементов 2-го периода внутренний уровень — один, первый, на нём находится всего два электрона. Следовательно, на внешнем уровне — 4 электрона. Упрощённая электронная конфигурация атома: 2 4. Всего в атоме 6 электронов, порядковый номер элемента равен 6, это — углерод.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

5

Сколько *p*-электронов имеется на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии атома с зарядом ядра +15?

● **РЕШЕНИЕ.** В атоме — 15 электронов. Распределение по энергетическим уровням: 2 8 5. На внешнем, третьем, уровне — 5 электронов. Внешний уровень состоит из 3*s*- и 3*p*-подуровней. На 3*s*-подуровне — одна орбиталь, на ней два электрона. Остальные три электрона внешнего уровня находятся на 3*p*-подуровне (причём все три — неспаренные, по правилу Хунда).

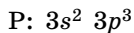
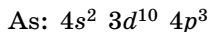
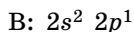
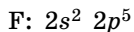
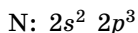
ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

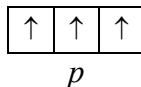
6

Дан перечень элементов: 1) N, 2) F, 3) B, 4) As, 5) P. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии один неспаренный электрон.

● **РЕШЕНИЕ.** Неспаренный электрон может находиться только на внешнем уровне, поэтому запишем электронную конфигурацию внешнего уровня всех этих элементов:



У трёх из пяти элементов — N, As, P — на *p*-подуровне три электрона. По правилу Хунда, в основном состоянии эти электроны — неспаренные, каждый из них находится на своей орбитали:



Сколько электронов должен отдать атом, чтобы приобрести конфигурацию инертного газа?

- 1) 1
- 2) 3
- 3) 5
- 4) 8

2) Ядро атома содержит 8 протонов. Чему равно число электронов на внешнем энергетическом уровне атома?

- 1) 2
- 2) 4
- 3) 6
- 4) 8

3) На внешнем энергетическом уровне элемента 2-го периода — в два раза меньше электронов, чем на внутреннем уровне. Этот элемент —

- 1) литий
- 2) бериллий
- 3) азот
- 4) кислород

4) Число занятых электронных слоёв (энергетических уровней) равно

- 1) порядковому номеру элемента
- 2) заряду ядра атома
- 3) номеру группы элемента
- 4) номеру периода элемента

5) Ион элемента имеет заряд +2 и электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Порядковый номер элемента равен

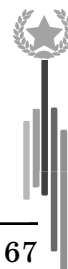
- 1) 8
- 2) 10
- 3) 12
- 4) 20

6) Ион элемента имеет заряд -2 и электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Порядковый номер элемента равен

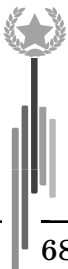
- 1) 8
- 2) 16
- 3) 18
- 4) 20



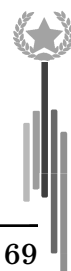
- 7) Одинаковую электронную конфигурацию имеют ионы
- 1) Al^{3+} и K^+
 - 2) Na^+ и O^{2-}
 - 3) Mg^{2+} и Ca^{2+}
 - 4) Na^+ и Cl^-
- 8) Одинаковую электронную конфигурацию имеют ионы
- 1) Cl^- и Br^-
 - 2) Al^{3+} и F^-
 - 3) O^{2-} и Ca^{2+}
 - 4) Mg^{2+} и S^{2-}
- 9) Электронная конфигурация внешнего уровня элемента — $4s^2 3d^3$. В Периодической системе элемент находится в
- 1) 3-м периоде, III группе
 - 2) 4-м периоде, III группе
 - 3) 3-м периоде, V группе
 - 4) 4-м периоде, V группе
- 10) Сколько p -электронов имеется на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии атома с зарядом ядра +13?
- 1) 1
 - 2) 3
 - 3) 5
 - 4) 13
- 11) Электронную конфигурацию в возбуждённом состоянии $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ имеет атом
- 1) O
 - 2) F
 - 3) Ne
 - 4) Na
- 12) Электронную конфигурацию в возбуждённом состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ имеет атом
- | | | | |
|-------|-------|-------|------|
| 1) Na | 2) Mg | 3) Al | 4) K |
|-------|-------|-------|------|



- 13) Напишите электронную конфигурацию атома кислорода. Сколько электронных пар и неспаренных электронов имеется на внешнем энергетическом уровне?
- 14) Напишите электронную конфигурацию атома алюминия. Сколько энергетических уровней заполнено электронами в этом атоме? Сколько валентных электронов имеет атом алюминия в основном состоянии? Сколько из них неспаренных?
- 15) Назовите элемент, который имеет четыре валентных электрона на третьем энергетическом уровне, и напишите его полную электронную конфигурацию.
- 16) Назовите элемент, у которого полностью заселены четыре энергетических уровня, и напишите его электронную конфигурацию.
- 17) Напишите электронные конфигурации атомов галогенов от фтора до иода. Укажите общее и различие в строении электронных оболочек этих атомов.
- 18) Напишите электронные конфигурации атомов всех элементов 3-го периода. Укажите общее и различие в строении электронных оболочек этих атомов.
- 19) Назовите два элемента 2-го периода, атомы которых имеют два неспаренных электрона на внешнем уровне. Напишите уравнение реакции между простыми веществами, образованными этими элементами.
- 20) Назовите два элемента 3-го периода, атомы которых не имеют неспаренных электронов в основном состоянии. Могут ли простые вещества, образованные этими элементами, реагировать друг с другом?
- 21) Напишите электронную конфигурацию иона S^{2-} . Назовите один положительный ион, который имеет такую же конфигурацию.
- 22) Назовите один положительный и один отрицательный ион, которые имеют такую же электронную конфигурацию, как и атом неона.



- 23) Назовите два отрицательных иона, которые имеют одинаковую электронную конфигурацию.
- 24) Приведите два примера веществ, которые состоят из ионов, имеющих одинаковую электронную конфигурацию.
- 25) Дан перечень элементов: 1) C, 2) P, 3) Si, 4) As, 5) Al. Определите, атомам каких из них до завершения внешнего уровня не хватает трёх электронов.
- 26) Дан перечень элементов: 1) Al, 2) B, 3) N, 4) P, 5) F. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии три *p*-электрона на внешнем уровне.
- 27) Дан перечень элементов: 1) Li, 2) Ca, 3) Cs, 4) N, 5) K. Определите, атомы каких из них образуют устойчивый положительный ион, содержащий 18 электронов.
- 28) Дан перечень элементов: 1) N, 2) Al, 3) S, 4) Cl, 5) Ca. Определите, какие из них образуют устойчивый отрицательный ион, содержащий 18 электронов.
- 29) Дан перечень элементов: 1) Br, 2) O, 3) Se, 4) F, 5) Li. Определите, атомам каких из них до завершения внешнего уровня не хватает двух электронов.
- 30) Дан перечень элементов: 1) Mg, 2) Cl, 3) N, 4) Si, 5) He. Определите, в атомах каких из них (в основном состоянии) общее число *p*-электронов превосходит общее число *s*-электронов.
- 31) Дан перечень элементов: 1) O, 2) S, 3) Ne, 4) Se, 5) Mg. Определите, атомы каких из них в основном состоянии не имеют неспаренных электронов.
- 32) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Na, 3) Ba, 4) N, 5) K. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии два *s*-электрона на внешнем уровне.



33 Дан перечень элементов: 1) Si, 2) Na, 3) Ne, 4) P, 5) B. Определите, атомы каких из них имеют в основном состоянии шесть *p*-электронов.

§ 2.3. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ

Периодический закон — один из главных законов химии. Он был открыт Д. И. Менделеевым в 1869 году в результате обобщения известных к тому времени свойств элементов и их соединений. В современной формулировке он звучит так:

Свойства химических элементов, а также свойства образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома.

Периодический закон лежит в основе *Периодической системы химических элементов* — способа классификации элементов, графически изображаемого в виде периодической таблицы. Существуют два варианта таблицы — короткий и длинный. Последний рекомендован Международным союзом химиков (ИЮПАК) для профессионального использования, а в отечественной системе химического образования традиционно используется короткий вариант. В этом варианте таблица состоит из семи периодов (десяти рядов) и восьми групп.

Период — совокупность элементов с одинаковым максимальным значением главного квантового числа валентных электронов, равным номеру периода. Номер периода равен числу занятых электронами энергетических уровней. Все элементы одного и того же периода имеют разную конфигурацию валентных электронов, но одинаковое число занятых энергетических уровней. Каждый период начинается щелочным металлом (первый период — водородом) и заканчивается инертным газом. Первый период содержит 2 элемента, 2-й и 3-й — по 8 (их называют малыми периодами), 4-й и 5-й — по 18, 6-й и 7-й — по 32. В малых периодах с увеличением порядкового номера увеличивается число валентных электронов на внешнем уровне и усиливаются неметаллические свойства элементов.



Группа — совокупность элементов с одинаковым числом валентных электронов, равным номеру группы. Каждая группа состоит из *главной* и *побочной* подгрупп. Элементы главных подгрупп имеют валентные *s*- и *p*-электроны. Элементы одной и той же главной подгруппы имеют одинаковое число валентных электронов и одинаковую их конфигурацию, но разное число заполненных энергетических уровней. В главных подгруппах с увеличением порядкового номера усиливаются металлические свойства элементов.

Элементы побочных подгрупп (*переходные элементы*) имеют валентные *s*-, *d*- и *f*-электроны. Все элементы побочных подгрупп — металлы.

Химические свойства элементов и их соединений определяются строением электронной оболочки атома. Наибольшее значение имеет конфигурация внешнего энергетического уровня, на котором расположены *валентные электроны*. При увеличении заряда ядра увеличивается общее число электронов в атоме и периодически изменяется конфигурация валентных электронов, что приводит к периодическому изменению свойств элементов. Рассмотрим эти свойства и закономерности их изменения в малых периодах (1–3) и группах (главных подгруппах).

1. Радиус атома (рис. 2.3).

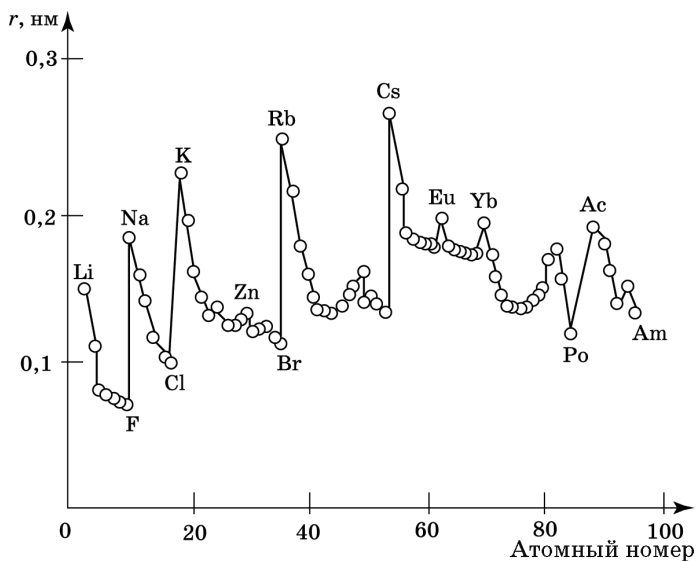
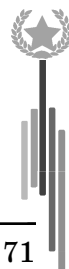


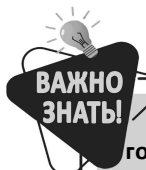
РИСУНОК 2.3.

Периодическая зависимость радиуса атома от порядкового номера элемента



При движении по периодической таблице по периоду слева направо увеличивается заряд ядра, и поэтому усиливается притяжение валентных электронов к ядру, что приводит к уменьшению радиуса атома. В каждом периоде наибольший радиус атома — у щелочного металла, наименьший — у галогена. На-

против, в любой группе при движении сверху вниз, т.е. при увеличении порядкового номера, радиус атома увеличивается, так как растёт число заполненных электронами энергетических уровней. Самый маленький радиус среди всех элементов — у водорода, всего 0,037 нм.



При увеличении атомного номера: в периоде радиус элемента уменьшается, в группе — растёт.

2. *Потенциал (энергия) ионизации* — энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного электрона: $X \rightarrow X^+ + e^-$. В периоде при движении слева направо свойства элементов меняются от типичных металлов до типичных неметаллов. Первые хорошо отдают электроны, вторые хорошо их принимают. Таким образом, потенциал ионизации увеличивается с ростом порядкового номера элемента в периоде. Наименьшие потенциалы ионизации у щелочных металлов, наибольшие — у инертных газов (рис. 2.4). В группе потенциал ионизации уменьшается, так как радиус атома увеличивается, и валентные электроны находятся дальше от ядра, поэтому их легче оторвать от атома.

РИСУНОК 2.4.

Периодическая зависимость потенциала ионизации от порядкового номера элемента



3. Электроотрицательность — способность атома притягивать к себе электронную пару химической связи (рис. 2.5). Самые большие значения электроотрицательности — у типичных неметаллов, поэтому электроотрицательность — синоним неметаллических свойств элемента.

Металлические свойства элементов меняются в направлении, противоположном электроотрицательности: они уменьшаются в периоде и усиливаются в группе.



РИСУНОК 2.5.

Периодическая зависимость электроотрицательности элемента от порядкового номера элемента

4. Валентность и степень окисления. Каждый период начинается щелочным металлом, который имеет единственную степень окисления +1 и валентность I в соединениях. Заканчивается любой период инертным газом, который не образует (или почти не образует) химических соединений,

ВАЖНО ЗНАТЬ!
При увеличении атомного номера электроотрицательность растёт в периоде и уменьшается в группе.

ВАЖНО ЗНАТЬ!
В периоде с увеличением порядкового номера элемента растёт его высшая степень окисления (которая, как правило, равна номеру группы) и высшая валентность в соединениях.

а перед инертным газом идёт галоген, который может иметь степень окисления +7 (кроме фтора) и валентность VII (также кроме фтора). Между ними степень окисления и высшая валентность закономерно увеличиваются.

В группе высшая степень окисления и высшая валентность элементов не изменяются (за исключением перехода от 2-го к 3-му периоду).

В периодах также при увеличении порядкового номера элемента закономерно изменяются и свойства соединений элементов, в первую очередь высших оксидов и гидроксидов. Металлам соответствуют основные оксиды и гидроксиды — основания, неметаллам — кислотные оксиды и гидроксиды — кислоты. С увеличением порядкового номера элемента происходит усиление кислотных свойств высших оксидов и увеличение кислотного характера высших гидроксидов (схема 2.1).

СХЕМА 2.1.

Изменение свойств высших оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
основный оксид	основный оксид	амфотерный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид	кислотный оксид
NaOH	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SiO_3	H_2PO_4	H_2SO_4	HClO_4
сильное основание	слабое основание	амфотерное основание	очень слабая кислота	кислота средней силы	сильная кислота	очень сильная кислота

В группах при увеличении атомного номера основные свойства высших оксидов и гидроксидов усиливаются, что можно увидеть на примере IIА группы (схема 2.2).

СХЕМА 2.2.

Изменение свойств оксидов IIА группы

BeO	амфотерный
MgO	основный
CaO	основный
SrO	основный
BaO	основный
RaO	основный

Свойства соединений зависят не только от порядкового номера, но и от степени окисления элемента. Для элементов, у которых возможны несколько степеней окисления, также имеется периодическая зависимость:

С увеличением степени окисления элемента усиливаются кислотные свойства высшего оксида и гидроксида и ослабевают основные свойства.



Хорошим примером служит марганец (схема 2.3).

MnO	Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃	Mn ₂ O ₇
+2	+3	+4	+6	+7
основный	амфотерный с преобладанием основных свойств	амфотерный с преобладанием кислотных свойств	кислотный	кислотный

СХЕМА 2.3.

Зависимость кислотно-основных свойств оксидов марганца от степени окисления

В заключение рассмотрим периодическое изменение свойств летучих водородных соединений. Рассмотрим 2-й период: CH₄ не обладает кислотными или основными свойствами, NH₃ — основание, вода — амфотерное соединение, HF — слабая кислота. Таким образом, наблюдается следующая закономерность:

В периоде слева направо ослабевают основные свойства летучего водородного соединения и усиливаются его кислотные свойства.



Такая же закономерность наблюдается и в группе: например, в подгруппе галогенов HF — слабая кислота, а HI — очень сильная.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР 1 В ряду элементов C — Ge — Pb

- 1) усиливается кислотный характер высшего оксида
- 2) уменьшается электроотрицательность атома
- 3) увеличивается высшая степень окисления
- 4) уменьшается радиус атома



● **РЕШЕНИЕ.** В ряду представлены элементы одной группы — IVA, расположенные в порядке увеличения атомного номера. В этом ряду усиливается основной характер высшего оксида, уменьшается электроотрицательность, высшая степень окисления — одна и та же для всей группы, а радиус атома растёт. Правильный ответ — 2.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

2

В каком ряду увеличивается высшая степень окисления элемента?

- 1) Ca — Sr — Ba
- 2) P — S — Cl
- 3) F — Cl — Br
- 4) P — As — Sb

● **РЕШЕНИЕ.** Высшая степень окисления увеличивается в периоде при движении слева направо, т.е. с увеличением атомного номера. Этому удовлетворяет ряд 2), где приведены элементы 3-го периода. В трёх остальных рядах представлены элементы одной и той же группы, у которых высшая степень окисления одинакова.

ОТВЕТ: 2.

ПРИМЕР

3

Среди перечисленных элементов наименьшей электроотрицательностью обладает

- 1) сера
- 2) кислород
- 3) углерод
- 4) кремний

● **РЕШЕНИЕ.** Приведены по два элемента IVA (углерод, кремний) и VIA (сера, кислород) групп. Первые обладают меньшей электроотрицательностью, чем вторые, если находятся в одном и том же периоде. Для элементов одной и той же группы наименьшей электроотрицательностью обладает элемент с наибольшим атомным номером, в нашем случае — кремний.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР

4

Дан перечень элементов: 1) N, 2) F, 3) B, 4) As, 5) P. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения энергии ионизации.



● **РЕШЕНИЕ.** В одной группе (VA) расположены N, As, P. В группе с увеличением атомного номера энергия ионизации уменьшается, поэтому первым должен идти элемент с наибольшим номером (As), последним — с наименьшим (N), правильная последовательность — 451.

ОТВЕТ: 451.

ПРИМЕР

5

Дан перечень элементов: 1) C, 2) Be, 3) Mg, 4) S, 5) P. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке уменьшения основных и увеличения кислотных свойств высшего гидроксида.

● **РЕШЕНИЕ.** В одном периоде (3-м) расположены Mg, S, P. В периоде кислотные свойства высшего гидроксида растут с увеличением атомного номера, поэтому первым должен идти элемент с наименьшим номером (Mg), последним — с наибольшим (S), правильная последовательность — 354. В самом деле, $Mg(OH)_2$ — основание (слабое), H_3PO_4 — слабая кислота, H_2SO_4 — сильная кислота.

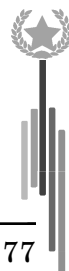
ОТВЕТ: 354.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ



- ① В ряду элементов F — Cl — Br — I
 - 1) увеличивается сила галогеноводородных кислот
 - 2) увеличивается окислительная активность простых веществ
 - 3) увеличивается валентность элементов в соединениях с водородом
 - 4) увеличивается окислительная активность галогеноводородов

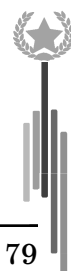
- ② В ряду элементов Al — Si — N
 - 1) увеличивается радиус атома
 - 2) уменьшается электроотрицательность атома
 - 3) уменьшается число электронов на внешнем уровне
 - 4) усиливается кислотный характер высшего оксида



- 3) Среди перечисленных элементов наибольшей электроотрицательностью обладает
- 1) азот
 - 2) фосфор
 - 3) углерод
 - 4) кремний
- 4) В каком ряду электроотрицательность химических элементов уменьшается?
- 1) P — S — Cl
 - 2) Al — Si — P
 - 3) Te — Se — S
 - 4) N — P — As
- 5) Неметаллические свойства фосфора выражены сильнее, чем неметаллические свойства
- 1) кислорода
 - 2) азота
 - 3) кремния
 - 4) хлора
- 6) В каком ряду увеличивается высшая валентность элемента?
- 1) Li — Na — K
 - 2) Si — P — S
 - 3) N — O — F
 - 4) C — Si — Ge
- 7) Электроотрицательность увеличивается в ряду элементов
- 1) F — Cl — Br
 - 2) P — S — Cl
 - 3) Na — K — Rb
 - 4) C — Si — Ge
- 8) В подгруппе щелочных металлов с ростом порядкового номера увеличивается
- 1) высшая степень окисления
 - 2) электроотрицательность атома
 - 3) число заполненных энергетических уровней в атоме
 - 4) кислотный характер гидроксида



- 9) В подгруппе галогенов с ростом порядкового номера увеличивается
- 1) электроотрицательность
 - 2) высшая степень окисления
 - 3) окислительная способность простых веществ
 - 4) число заполненных энергетических уровней в атоме
- 10) Дан перечень элементов: 1) Al, 2) B, 3) N, 4) P, 5) F. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения радиуса атома.
- 11) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Na, 3) Ba, 4) N, 5) K. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения энергии ионизации атома.
- 12) Дан перечень элементов: 1) B, 2) P, 3) Li, 4) N, 5) Al. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения основных и уменьшения кислотных свойств высшего гидроксида.
- 13) Дан перечень элементов: 1) Li, 2) C, 3) Cl, 4) Mg, 5) P. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения высшей степени окисления.
- 14) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Li, 3) F, 4) Al, 5) N. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения радиуса атома.
- 15) Дан перечень элементов: 1) Na, 2) Be, 3) Cl, 4) Ba, 5) Mg. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке усиления металлических свойств.



- 16) Дан перечень элементов: 1) Li, 2) F, 3) N, 4) P, 5) Cl. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения электроотрицательности.
- 17) Дан перечень элементов: 1) O, 2) Se, 3) F, 4) S, 5) Na. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке увеличения радиуса атома.
- 18) Дан перечень элементов: 1) C, 2) P, 3) Si, 4) As, 5) Al. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке усиления неметаллических свойств.
- 19) Дан перечень элементов: 1) H, 2) Be, 3) O, 4) Ca, 5) Mg. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одной группе, и расположите эти элементы в порядке уменьшения электроотрицательности.
- 20) Дан перечень элементов: 1) H, 2) C, 3) F, 4) Be, 5) Na. Выберите три элемента, которые в Периодической системе находятся в одном периоде, и расположите эти элементы в порядке увеличения высшей валентности.



ГЛАВА ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. 3 СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВ

§ 3.1. ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО И НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

Все вещества состоят из атомов или образованных из них ионов. Во многих веществах атомы соединяются между собой в более крупные частицы, называемые молекулами. Каждая молекула образует отдельную частицу вещества, в которой атомы соединены между собой прочными связями. Такие связи называют химическими, они имеют электрическую природу.

Молекула — устойчивая электронейтральная частица, состоящая из двух или более связанных между собой атомов.



Про вещества, состоящие из молекул, говорят, что они имеют *молекулярное строение*. В других веществах атомы тоже соединены между собой, но химические связи между атомами образуют целую сеть, охватывающую всё вещество. В этой сети нельзя выделить отдельные молекулы, поэтому такое строение называют немолекулярным (рис. 3.1).

Молекулярное строение

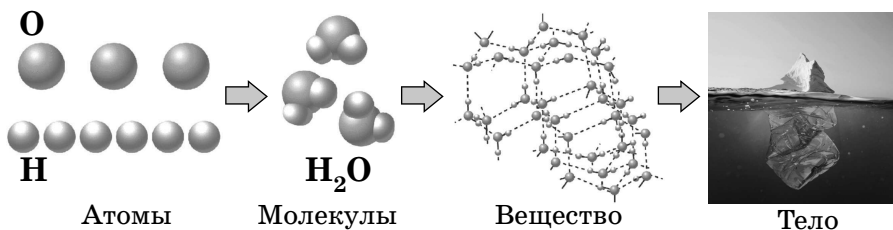


РИСУНОК 3.1.

Сравнение веществ молекулярного и немолекулярного строения

Немолекулярное строение

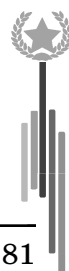
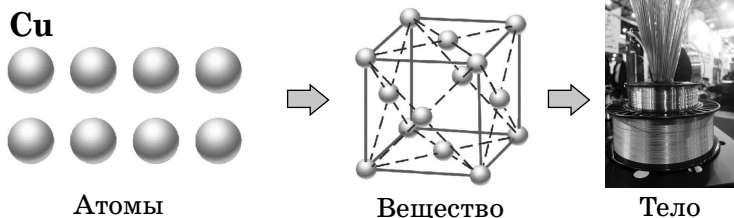
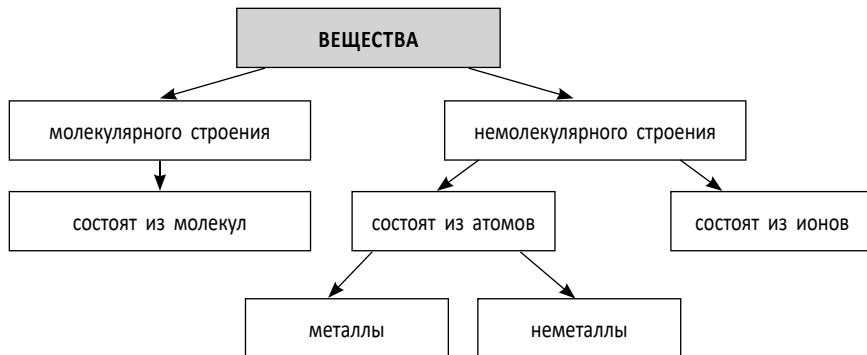


СХЕМА 3.1.

Классификация веществ по строению



**ЭТО
ИНТЕРЕСНО**

Одно и то же вещество в различных кристаллических модификациях может иметь как молекулярное, так и немолекулярное строение. Примером служит оксид фосфора(V). В одной из кристаллических модификаций он состоит из молекул P_4O_{10} . Эта модификация активно взаимодействует с водой. Известны полимерные формы оксида фосфора(V), которые имеют слоистую структуру и состоят из тетраэдров PO_4 , связанных между собой через общие атомы кислорода. Эти формы химически менее активны, они имеют немолекулярное (атомное) строение.

Одно и то же вещество может иметь как молекулярное, так и немолекулярное строение в разных агрегатных состояниях. Например, оксид азота N_2O_5 в твёрдом виде состоит из ионных кристаллов, содержащих ионы NO_2^+ и NO_3^- , а в газовой фазе — из молекул N_2O_5 . Разумеется, такие тонкости в вариантах ЕГЭ не рассматриваются.

Вещества *молекулярного строения* легко отличить. При обычных условиях они представляют собой газы, жидкости или летучие твёрдые вещества, которые плавятся уже при небольшом нагревании, многие имеют запах. Из молекул состоит воздух, вода, перекись водорода, природный газ, нефть, уксус, спирт, глицерин, иод, сахар, аспирин. Если говорить не об отдельных веществах, а о классах соединений, то все кислоты и почти все кислотные оксиды состоят из молекул. Большинство органических веществ также имеет молекулярное строение.

Вещества *немолекулярного строения* могут состоять из ионов или из атомов (схема 3.1). К первым относятся почти все соли и многие оксиды металлов. Вещества атомного строения могут быть разных классов — простые вещества (металлы, алмаз, красный фосфор), оксиды неметаллов (SiO_2 , B_2O_3), бинарные соединения неметаллов (BN, SiC).

Почти все вещества немолекулярного строения — твёрдые, зачастую тугоплавкие и практически не имеют запаха.

ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ



ПРИМЕР

1

Какое соединение кремния имеет в твёрдом состоянии молекулярную кристаллическую решётку?

- 1) SiC
- 2) SiO₂
- 3) SiH₄
- 4) Na₂SiO₃

● **РЕШЕНИЕ.** Первые два соединения имеют атомное строение, это — твёрдые, достаточно тугоплавкие вещества. Последнее соединение — соль, состоит из ионов, также не удовлетворяет условию. Остаётся SiH₄ — силан. Это — газообразное вещество, состоящее из молекул.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

2

Какое из соединений хлора имеет наибольшую температуру плавления?

- 1) HCl
- 2) CCl₄
- 3) CaCl₂
- 4) PCl₅

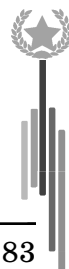
● **РЕШЕНИЕ.** Сразу отпадает вариант ответа 1), так как HCl — газ. Остаются два хлорида неметаллов и хлорид металла. Последнее вещество, CaCl₂, состоит из ионов и достаточно тугоплавко. CCl₄ — жидкость молекулярного строения, это — известный растворитель. Физические свойства PCl₅ в обычной школьной программе не изучают, но можно предположить, что хлорид фосфора имеет молекулярное строение и не является очень тугоплавким. Это действительно так. PCl₅ — твёрдое вещество, которое состоит из ионов PCl₄⁺ и PCl₆⁻, а в жидком и газообразном состоянии — из молекул. Однако температура его плавления намного ниже, чем у ионного соединения CaCl₂. Правильный ответ — 3.

ОТВЕТ: 3.

ПРИМЕР

3

Вещество — твёрдое, пластичное, имеет высокие температуры кипения и плавления, практически не растворимо в воде. Его кристаллическая решётка



- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) атомная
- 4) металлическая

● **РЕШЕНИЕ.** Молекулярная решётка не подходит, так как вещество тугоплавко. Нерастворимость в воде не позволяет сделать дальнейший выбор, так как бывают ионные соединения, нерастворимые в воде. Ключевым является слово «пластичное»: ионные соединения и многие соединения атомного строения — хрупкие (например, стекло), тогда как металлы обладают свойством пластичности. Правильный ответ — 4.

ОТВЕТ: 4.

ПРИМЕР

4

Из предложенного перечня выберите два вещества, состоящие из молекул.

- 1) H_3PO_4
- 2) Al_2O_3
- 3) CaCl_2
- 4) SiCl_4
- 5) SiO_2

● **РЕШЕНИЕ.** Вещество 1 — кислота, состоит из молекул. Вещества 2 и 3 — соединения металлов, состоят из ионов. Вещество 5 — типичный представитель веществ атомного строения. Остается вещество 4, которое имеет молекулярное строение. Это — летучая жидкость.

ОТВЕТ: 14.



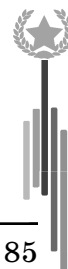
ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

① Вещество хорошо растворимо в воде, имеет относительно невысокую температуру плавления, раствор и расплав его не электропроводны. Его кристаллическая решётка —

- 1) ионная
- 2) молекулярная
- 3) атомная
- 4) металлическая



- 2) Какое соединение углерода имеет в твёрдом состоянии атомную кристаллическую решётку?
- 1) CO_2
 - 2) SiC
 - 3) CaCO_3
 - 4) C_6H_6
- 3) Какое из соединений кислорода имеет наибольшую температуру плавления?
- 1) H_2O
 - 2) CO_2
 - 3) Al_2O_3
 - 4) P_2O_5
- 4) Атомную кристаллическую решётку имеет
- 1) BN
 - 2) NO_2
 - 3) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
 - 4) NH_3
- 5) Молекулярную кристаллическую решётку имеет
- 1) B_2O_3
 - 2) CO_2
 - 3) Al_2O_3
 - 4) BaSO_4
- 6) Молекулярное строение имеет оксид
- 1) азота(I)
 - 2) бора
 - 3) кремния
 - 4) алюминия
- 7) Атомное строение имеет оксид
- 1) серы(IV)
 - 2) азота(IV)
 - 3) бора
 - 4) магния



- 8) У какого вещества кристаллическая решётка состоит из атомов?
- 1) P_4O_{10}
 - 2) SiO_2
 - 3) S_8
 - 4) Na_2S
- 9) Из предложенного перечня выберите два вещества молекулярного строения.
- 1) $CaCO_3$
 - 2) Cl_2
 - 3) SiF_4
 - 4) BaF_2
 - 5) KOH
- 10) Из предложенного перечня выберите два вещества молекулярного строения.
- 1) SiO_2
 - 2) NO_2
 - 3) Na_2SO_3
 - 4) $HClO_4$
 - 5) Cu
- 11) Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых нет молекул.
- 1) KNO_3
 - 2) NH_3
 - 3) BN
 - 4) SO_3
 - 5) C_5H_{12}
- 12) Из предложенного перечня выберите два вещества, которые состоят из молекул.
- 1) H_2O_2
 - 2) CH_3OH
 - 3) KOH
 - 4) NH_4NO_3
 - 5) SiO_2



13) Из предложенного перечня выберите два вещества немольулярного строения.

- 1) CaC_2
- 2) S_8
- 3) BaSO_4
- 4) CO
- 5) CH_3COOH

§ 3.2. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ И ЕЁ ХАРАКТЕРИСТИКИ

Вещества состоят из атомов, которые соединяются между собой посредством образования *химических связей*.

Химическая связь — взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами или перехода электронов от одного атома к другому.

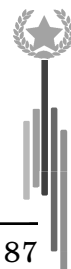
Энергия вещества всегда меньше суммы энергий отдельных частиц, из которых оно состоит.

В зависимости от того, как происходит взаимодействие атомов, различают следующие *виды химической связи*:

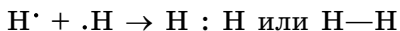
- ковалентная (внутримолекулярная);
- ионная;
- металлическая;
- ван-дер-ваальсова (межмолекулярная);
- водородная (межмолекулярная).

Ковалентная связь соединяет атомы в молекулах. Она реализуется путём образования общих электронных пар, принадлежащих обоим атомам. Общая пара электронов может быть получена двумя способами: 1) каждый из атомов отдаёт в общее пользование по одному электрону (обменный механизм); 2) один атом отдаёт в общее пользование два электрона, а другой — ни одного (донорно-акцепторный механизм). Процессы образования ковалентной связи из атомов изображают в виде схем, в которых электроны изображены точками.

ВАЖНО ЗНАТЬ!
Главная движущая сила образования любой химической связи — уменьшение энергии.

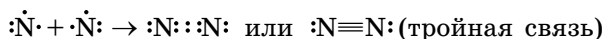
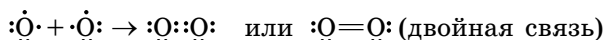


1. *Обменный механизм.* При сближении атомов, содержащих неспаренные электроны, электронные оболочки атомов перекрываются между собой. При этом возникает общая пара электронов, одновременно принадлежащая обоим атомам. Каждый атом предоставляет в эту пару по одному неспаренному электрону. Например:



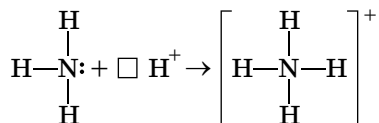
Общую пару электронов обозначают чёрточкой, которая символизирует химическую связь. В образующейся молекуле H_2 каждому атому водорода принадлежат два электрона — один свой и один от другого атома, т.е. эти атомы имеют такую же электронную конфигурацию, как и атом инертного газа гелия.

Два атома могут обобществить не одну, а две или три пары электронов. В этом случае говорят о двойной и тройной связях:



При образовании химической связи каждый атом стремится завершить внешний энергетический уровень и приобрести электронную конфигурацию инертного газа, отдавая или принимая электроны. Это утверждение называют *правилом октета*, так как у инертных газов 2-го и 3-го периодов на внешнем уровне — по 8 электронов ($ns^2 np^6$).

2. *Донорно-акцепторный механизм.* При образовании донорно-акцепторной ковалентной связи один атом (*донор*) предоставляет в общее пользование электронную пару, а другой атом (*акцептор*) предоставляет для этой пары свободную орбиталь. Пример — образование иона аммония (точками обозначена неподелённая пара электронов атома азота, пустым квадратиком — свободная $1s$ -орбиталь иона водорода):

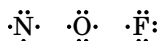


В ионе аммония каждый из четырёх атомов водорода связан с атомом азота общей электронной парой; три пары из четырёх образованы по обменному механизму, одна — по донорно-акцеп-

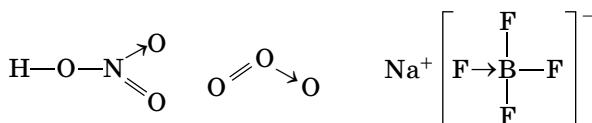


торному. Все четыре связи Н—N, образованные по различным механизмам, равноценны.

В качестве доноров обычно выступают атомы с большим количеством электронов, имеющие неподелённые пары электронов, например азот, кислород, фтор:



Есть несколько характерных примеров частиц с донорно-акцепторной связью, которые надо запомнить: O_3 , NH_4^+ , CO , HNO_3 , BF_4^- , $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ и все комплексные частицы. В структурных формулах донорно-акцепторную связь иногда изображают стрелкой от донора к акцептору:



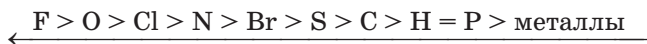
Характеристики ковалентной связи

1. Полярность связи характеризует степень смещения общей электронной пары к одному из атомов. Ковалентную связь, образованную одинаковыми атомами, называют *неполярной*, а образованную разными атомами — *полярной*. Оценить, к какому из атомов смещена общая электронная пара, можно с помощью понятия электроотрицательности.

Электроотрицательность (ЭО) атома — его способность притягивать к себе валентные электроны других атомов.

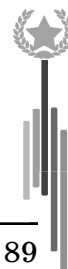


Для количественного определения ЭО предложены несколько шкал, наибольшее признание из которых получила шкала относительных ЭО, разработанная Л. Полингом. Запоминать значения ЭО отдельных элементов не стоит, достаточно запомнить качественный ряд электроотрицательностей:



ЭО возрастает

Самым электроотрицательным из всех элементов является фтор, на втором месте находится кислород, на третьем — хлор. Водород находится в центре ряда, между металлами и неметаллами. Активные металлы имеют самые низкие значения ЭО.



ВАЖНО ЗНАТЬ!

Неполярная связь образуется только между атомами одного и того же элемента (исключение — O_3 , где связь между атомами кислорода — полярная).

Чем больше разность ЭО двух атомов, тем сильнее ковалентная связь смещена к одному из них (более электроотрицательному) и тем полярнее ковалентная связь.

2. *Энергия связи* — энергия, необходимая для того, чтобы полностью разорвать связь и разделить молекулу на фрагменты. Энергия ковалентных связей обычно составляет 100–500 кДж/моль.

Наибольшая энергия связи — в молекуле CO: 1076 кДж/моль. Чем больше перекрывание орбиталей атомов, тем больше энергия связи и тем прочнее химическая связь.

ЭТО ИНТЕРЕСНО

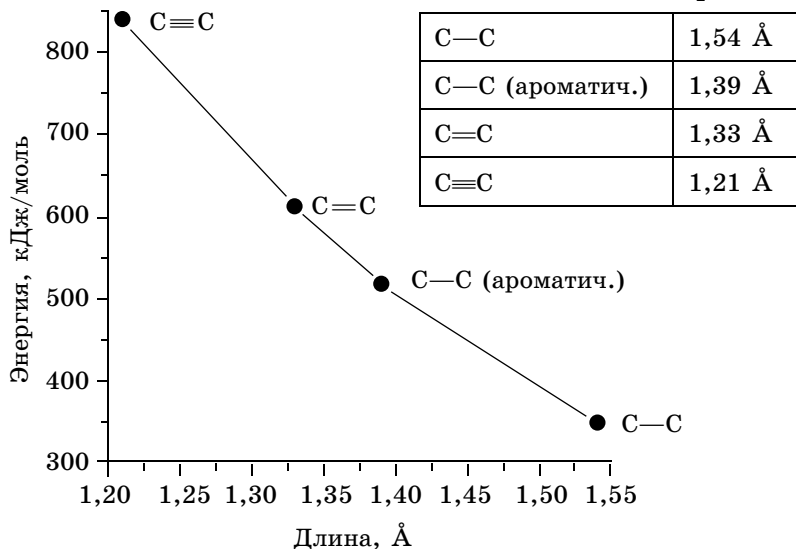
В ароматических системах порядок связи между атомами углерода — промежуточный между 1 и 2, такие связи называют «ароматическими» или «полуторными».

3. *Порядок (кратность) связи* — число электронных пар, участвующих в образовании связи. Для обычных ковалентных связей это число может быть равно 1, 2 или 3.

4. *Длина связи* — расстояние между ядрами атомов, образующих связь. Длина связи равна сумме радиусов связанных между собой атомов. Обычно она составляет 0,1–0,3 нм. Самая маленькая длина связи — в молекуле H_2 (0,074 нм).

РИСУНОК 3.2.

Корреляция между длиной и энергией связи на примере связей между атомами углерода



Длина, энергия и кратность связи коррелируют между собой (рис. 3.2). Чем выше кратность связи, тем больше её энергия и тем меньше длина.

5. *Валентный угол (угол между связями)* — угол между линиями, соединяющими химически связанные атомы. Валентные углы в разных молекулах могут изменяться от 60° до 180° .

Наличие у молекул определённой геометрической формы, которая определяется валентными углами и длинами связей, говорит о том, что ковалентные связи обладают свойством *направленности*. Другое свойство ковалентных связей — *насыщаемость*: один атом может образовать только ограниченное число ковалентных связей (как правило, не больше 6).

Способность элемента образовывать химические связи характеризуется *валентностью*.

Валентность атома — число химических связей, образованных данным атомом с другими атомами в молекуле.



Под числом химических связей подразумевают число общих пар электронов. В структурной формуле вещества, где химические связи изображены чёрточками, число чёрточек, отходящих от данного атома, равно его валентности. Валентность всегда имеет положительное целое значение (от 1 до 8). Типичные валентности важнейших элементов полезно запомнить (табл. 3.1). У многих неметаллов высшая валентность совпадает с номером группы (исключения — элементы 2-го периода N, O, F).

Элемент	Характерные валентности
H	I
B	III
C	IV
N	III, IV
O	II
F	I
Si	IV

ТАБЛИЦА 3.1.

Характерные валентности некоторых элементов-неметаллов

