



## 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.

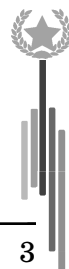
Некоторые разделы содержат только теоретический материал. Это связано с ограниченностью тестовых форм государственной аттестации, которые не способны в одном варианте охватить в должной мере весь полный курс изучения химии в школе.

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.

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

*Авторы*



ГЛАВА  
1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ  
ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ§  
1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ.  
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<sub>2</sub>. 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.

**ЭТО  
ИНТЕРЕСНО**

Простых веществ известно  
около 400.



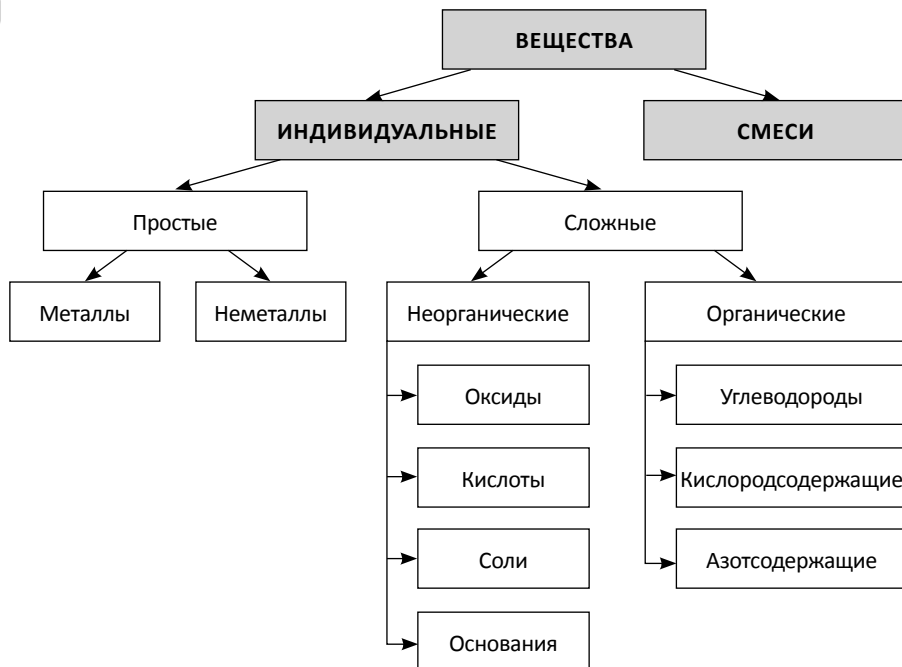
Примеры аллотропных модификаций:

- элемент кислород O образует простые вещества кислород O<sub>2</sub> и озон O<sub>3</sub>;
- элемент углерод C — простые вещества графит C, алмаз C, фуллерен C<sub>60</sub>;
- элемент сера S — простые вещества ромбическую серу S<sub>8</sub>, моноклинную серу S<sub>8</sub>;
- элемент фосфор P — белый фосфор P<sub>4</sub>, 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 H<sub>2</sub>O, серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 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.**



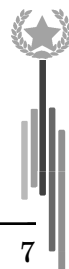
При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

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) $2H_2 (г) + O_2 (г) = 2H_2O (г)$		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) $KOH + HCl = KCl + H_2O$	

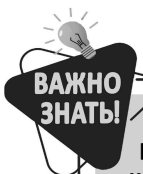
**ТАБЛИЦА 1.1.**

Классификация химических реакций



Окончание таблицы

Признак	Типы реакций	
Обрати- мость	Обратимые $H_2 + S \rightleftharpoons H_2S$	Необратимые $AgNO_3 + NaCl =$ $= AgCl\downarrow + NaNO_3$
Тепловой эффект	Экзотермические (с выделением тепло- ты) $C + O_2 = CO_2 +$ $+ 393,5 \text{ кДж}$	Эндотермические (с погло- щением 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.

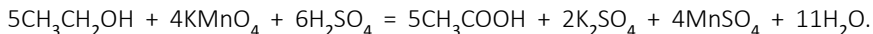
Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

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*.

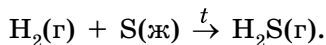
**ПРИМЕР**



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:

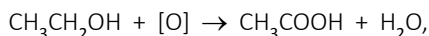


Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют *схемой реакции*.



**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  $\nu$  (в молях) в этом образце можно определить по формуле:

$$\nu = N / N_A.$$

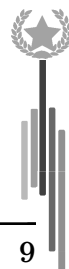
Количество вещества — важная величина для химии. С её помощью можно определять массу, объём, число частиц вещества, она используется в расчётах по химическим формулам и уравнениям.

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  $^{12}\text{C}$ .





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

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  $\nu$  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 <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	O=C=O	O=C=O
Пероксид водорода	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	HO	H—O—O—H	H—O—O—H
Карбонат кальция	—	CaCO <sub>3</sub>	—	—
Бутан	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub>	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2- \\ -\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$	
Уксусная кислота	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	CH <sub>2</sub> 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<sub>x</sub>B<sub>y</sub>C<sub>z</sub>. По определению отношение индексов равно отношению числа атомов элементов, а последнее — отношению числа молей атомов:

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

Используя связь количества вещества с массой, можно записать:

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

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

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



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. C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

Более подробно этот способ представлен в примере 2.

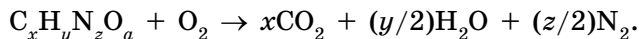
**Способ 3. По массе вещества и уравнению реакции**

Этот способ применяется, если известны масса вещества и его общая формула, например R<sub>2</sub>O<sub>7</sub> или C<sub>n</sub>H<sub>2n-2</sub>, 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**

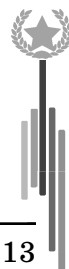
Этот способ применяется для определения состава органических веществ. Рассмотрим полное сгорание вещества состава C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>N<sub>z</sub>O<sub>a</sub>. Продукты сгорания — углекислый газ, вода и азот. Составим схему сгорания с коэффициентами перед продуктами (коэффициент при O<sub>2</sub> 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:  $\nu(C) = \nu(CO_2)$ ,  $\nu(H) = 2\nu(H_2O)$ ,  $\nu(N) = 2\nu(N_2)$ . 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 —  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**ОТВЕТ:**  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**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 —  $\text{CH}_2\text{O}$ . 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.

