

ХИМИЯ



В. В. ЕРЕМИН,
Р. Л. АНТИПИН, А. А. ДРОЗДОВ,
Е. В. КАРПОВА, О. Н. РЫЖОВА

ПРЕПОДАВАТЕЛИ
ХИМИЧЕСКОГО
ФАКУЛЬТЕТА
МГУ
ИМЕНИ
М. В. ЛОМОНОСОВА

УГЛУБЛЁННЫЙ
КУРС
ПОДГОТОВКИ
К **ЕГЭ**

**В ПОМОЩЬ
СТАРШЕКЛАССНИКАМ И АБИТУРИЕНТАМ**

3-е издание, переработанное и дополненное



МОСКВА
2022

УДК 373.5:54
ББК 24я721
Х46

Об авторах:

В. В. Еремин — профессор, доктор физико-математических наук
Р. Л. Антипин — доцент, кандидат химических наук
А. А. Дроздов — доцент, кандидат химических наук
Е. В. Карпова — доцент, кандидат химических наук
О. Н. Рыжова — доцент, кандидат педагогических наук

Химия. Углублённый курс подготовки к ЕГЭ / В. В. Еремин,
Х46 Р. Л. Антипин, А. А. Дроздов, Е. В. Карпова, О. Н. Рыжова. —
3-е издание, переработанное и дополненное. — Москва : Эксмо,
2022. — 608 с. — (Справочник для старшеклассников и абитуриентов).

ISBN 978-5-04-166194-6

Справочник предназначен для углублённой подготовки к ЕГЭ по химии. Издание содержит необходимые теоретические сведения по всем темам школьного курса химии. В каждой теме приведены примеры экзаменационных заданий с подробными решениями, а затем даны задания для самостоятельного контроля знаний. Ко всем заданиям приведены ответы.

Книга предоставит старшеклассникам и абитуриентам дополнительную поддержку в процессе обучения и поможет сформировать глубокое понимание предмета. Наглядное и чёткое изложение материала позволит усвоить большой объём информации.

Справочник адресован старшеклассникам, абитуриентам, а также учителям и репетиторам.

3-е издание, переработанное и дополненное.

УДК 373.5:54
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-166194-6

© Авторский коллектив, 2020
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2022

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.

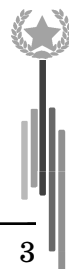
Некоторые разделы содержат только теоретический материал. Это связано с ограниченностью тестовых форм государственной аттестации, которые не способны в одном варианте охватить в должной мере весь полный курс изучения химии в школе.

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:

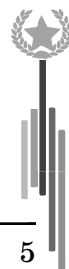
Молекула — это электронейтральная частица, состоящая из двух или более атомов, соединённых между собой *химическими связями*.



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. SiO₂. 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.



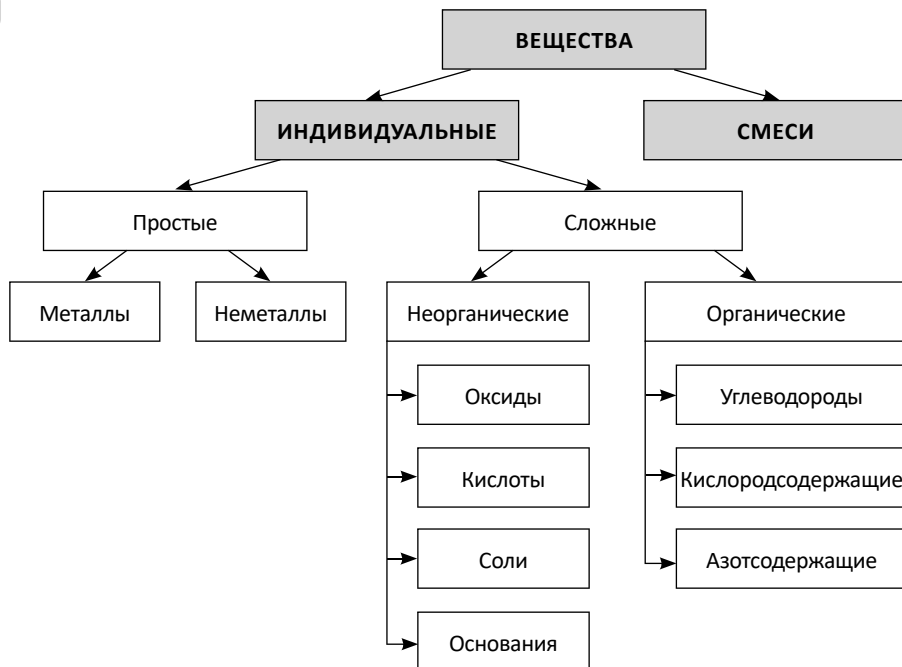
Примеры аллотропных модификаций:

- 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.

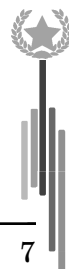
При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

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	
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*.

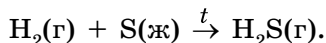
ПРИМЕР



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:



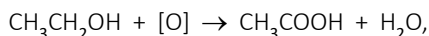
Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют *схемой реакции*.



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 ν (в молях) в этом образце можно определить по формуле:

$$\nu = N / N_A.$$

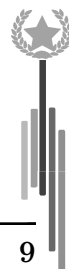
Количество вещества — важная величина для химии. С её помощью можно определять массу, объём, число частиц вещества, она используется в расчётах по химическим формулам и уравнениям.

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.

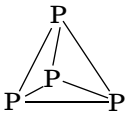
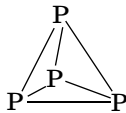
Название вещества	Формула			
	молекулярная	эмпирическая	структурная	сокращённая структурная
Белый фосфор	P_4	P		

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.

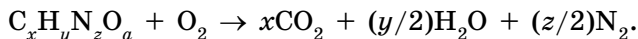
Способ 3. По массе вещества и уравнению реакции

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

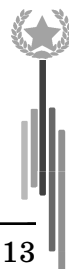
Этот способ применяется для определения состава органических веществ. Рассмотрим полное сгорание вещества состава C_xH_yN_zO_a. Продукты сгорания — углекислый газ, вода и азот. Составим схему сгорания с коэффициентами перед продуктами (коэффициент при O₂ не нужен):



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.

