

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.

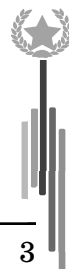
Некоторые разделы содержат только теоретический материал. Это связано с ограниченностью тестовых форм государственной аттестации, которые не способны в одном варианте охватить в должной мере весь полный курс изучения химии в школе.

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.

4-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.



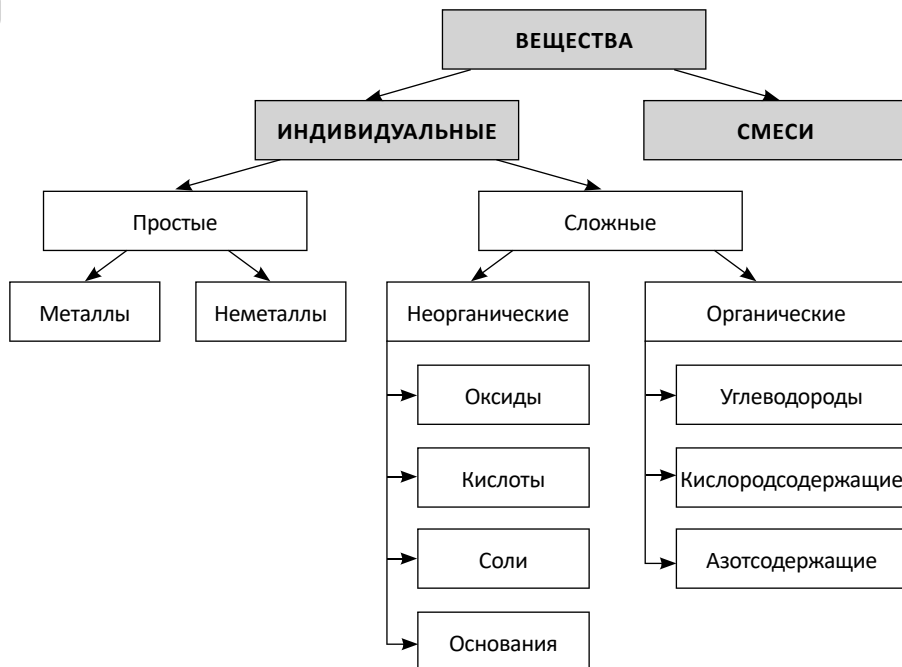
Примеры аллотропных модификаций:

- 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.



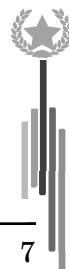
При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

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) $KOH + HCl = KCl + H_2O$	

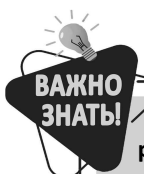
ТАБЛИЦА 1.1.

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.

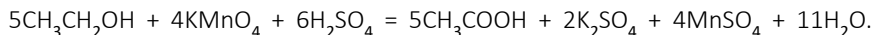
Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

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*.

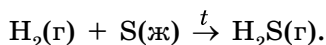
ПРИМЕР



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:

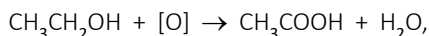


Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют *схемой реакции*.



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:

$$\nu = N / N_A.$$

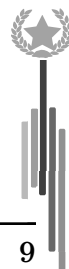
Количество вещества — важная величина для химии. С её помощью можно определять массу, объём, число частиц вещества, она используется в расчётах по химическим формулам и уравнениям.

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.

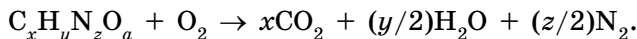
Способ 3. По массе вещества и уравнению реакции

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

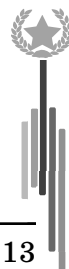
Этот способ применяется для определения состава органических веществ. Рассмотрим полное сгорание вещества состава C_xH_yN_zO_a. Продукты сгорания — углекислый газ, вода и азот. Составим схему сгорания с коэффициентами перед продуктами (коэффициент при O₂ не нужен):



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:

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

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

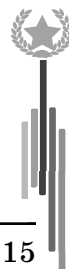
$$m(\text{O}) = m \cdot \omega = 60 \cdot 0,533 = 32 \text{ г}, \nu(\text{O}) = m / M = 32 / 16 = 2 \text{ моль}.$$

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

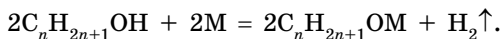
ОТВЕТ: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

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

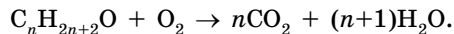
Как видим, при решении задачи мы обошлись совсем без уравнения реакции, и даже схема не понадобилась. Всё, что мы использовали, — закон сохранения массы.

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.

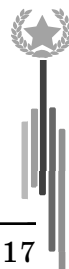
● **РЕШЕНИЕ.** Составим в общем виде схему сгорания спиртов. Поставим коэффициенты перед продуктами, а при O_2 коэффициент не нужен:



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

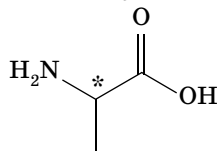
7

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 — $\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}_2$.

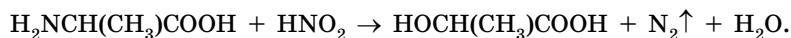
2) Определим структуру вещества. Две функциональные группы — NH_2 и COOH , поэтому вещество X — аминокислота. Возможны две аминокислоты с тремя атомами углерода — α -аланин и β -аланин. Асимметрический атом углерода есть только в α -аланине:

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

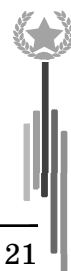
19) При сжигании одноатомного спирта было получено 17,92 л (н.у.) углекислого газа и 9,0 г воды. Плотность паров спирта по водороду равна 61. При окислении спирта оксидом меди(II) образуется альдегид. Определите молекулярную формулу спирта и установите его структуру, если известно, что в составе молекулы 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 В ряда бензола кислородом воздуха. Молекулы А и В содержат одинаковое число атомов углерода. Определите молекулярную формулу вещества А, установите его структуру и напишите уравнение его получения из вещества В 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.

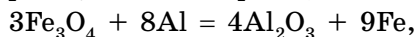
Неизменность числа атомов каждого вида в химических реакциях позволяет составлять химические уравнения, а последние можно использовать для расчёта массы или объёма продуктов реакции. Удобнее всего расчёты по химическим уравнениям проводить, используя количество вещества.

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.



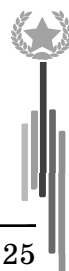
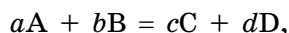
Например, для реакции алюмотермии, описываемой уравнением



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

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

В общем случае для реакции вида



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

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

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

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.

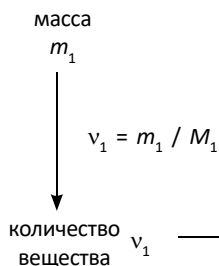
Для того чтобы определить, какой из реагентов находится в недостатке, сравнивают их количества, делённые на стехиометрические коэффициенты:

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

СХЕМА 1.2.

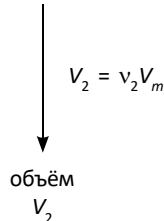
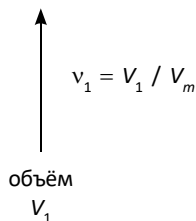
Расчёт масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО
(РЕАГЕНТ)



уравнение
реакции

ИСХОДНОЕ ВЕЩЕСТВО
(РЕАГЕНТ)



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

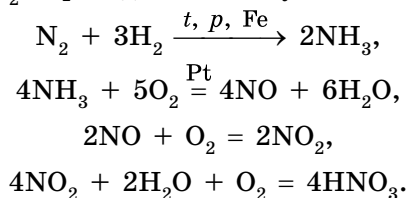
Количества веществ, которые точно соответствуют уравнению реакции, т.е. без избытка или недостатка, называют *стехиометрическими количествами*.

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:

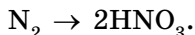
$$\eta = \frac{V_{(\text{практ})}}{V_{(\text{теор})}} = \frac{m_{(\text{практ})}}{m_{(\text{теор})}}.$$

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 :

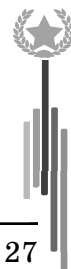


Таким образом, из условия сохранения числа атомов азота получаем:



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.



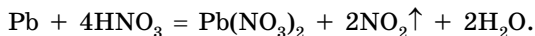
ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ

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.

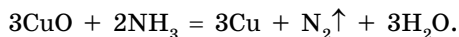


ПРИМЕР

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.

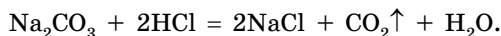
ПРИМЕР

3

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

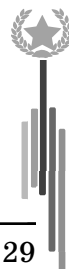
- **РЕШЕНИЕ.** Прежде всего, найдём массу чистого карбоната натрия. Примесей в образце карбоната натрия содержится 15%, а чистого вещества — 85%: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = m \cdot \omega = 15 \cdot 0,85 = 12,75 \text{ г}$.

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.

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

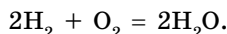
ОТВЕТ: 14 г NaCl.

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

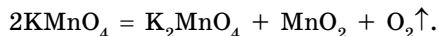
Сколько граммов кислорода можно получить при нагревании 25 г перманганата калия, если реакция разложения протекает с выходом 86%?



● **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:

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

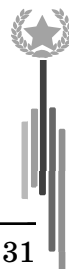
Эквивалентный способ расчёта практической массы — пропорция:

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 .



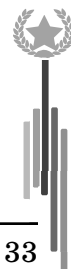


ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

- 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 ($\nu = \text{const}$) 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*:

**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

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

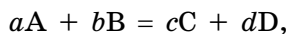
В равных объёмах газов при заданных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. Объёмы газов прямо пропорциональны их количествам:

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

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*:

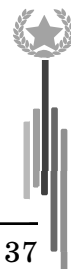
$$D_A(B) = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

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.

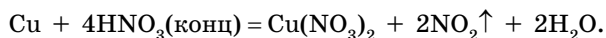
ОТВЕТ: Молекул в 2 раза больше в хлороводороде, атомов в 1,25 раза больше в метане.

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.

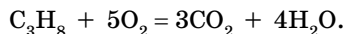
ОТВЕТ: 11,2 л NO_2 .

ПРИМЕР

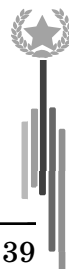
4

(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 .

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

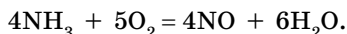
ОТВЕТ: 10 м³ O_2 , 6 м³ CO_2 .

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

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

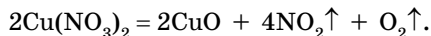
ОТВЕТ: 625 л.

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:

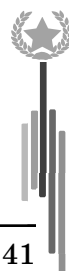
$$D_{H_2}(X) = M(X) / M(H_2) = 58 / 2 = 29.$$

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.

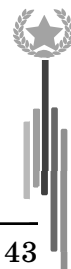
Количественный состав смесей описывают с помощью безразмерных величин — долей:

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

молярная 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 молярной 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: $M_{\text{cp}}(\text{CO}_2, \text{CO}) = 2 \cdot 20 = 40 \text{ г/моль.}$

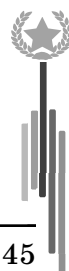
Пусть в смеси содержится x моль CO_2 и y моль CO . Тогда, пользуясь определением средней молярной массы, можно записать соотношение

$$M_{\text{cp}} = (v_1 M_1 + v_2 M_2) / (v_1 + v_2) = (44x + 28y) / (x + y) = 40 \text{ г/моль,}$$

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.

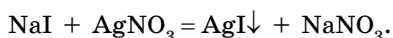
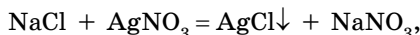
ОТВЕТ: $v(\text{CO}_2) : v(\text{CO}) = 3 : 1$.



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 $A_r(\text{Cu}) = 64$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$.

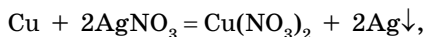
● **РЕШЕНИЕ.** 1) Составим уравнения реакций солей натрия с нитратом серебра.



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.

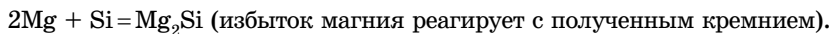
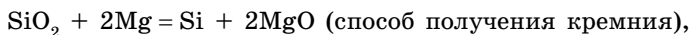
ПРИМЕР 4

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-

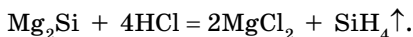
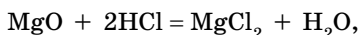


лее воздуха, а масса нерастворившегося вещества составила 14 г. Найдите массы веществ в исходной смеси.

● **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.