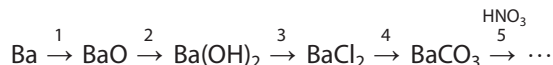


6. Выберите вещества, реагирующие: а) с соляной кислотой: гидроксид железа(II), оксид углерода(IV), оксид магния, гидроксид бария, хлорид бария; б) с гидроксидом калия: оксид магния, оксид углерода(IV), серная кислота, хлорид натрия, хлорид железа(II). Составьте уравнения соответствующих реакций.

7. Вычислите и сравните массовую долю натрия в его хлориде и сульфате.

8. Определите элемент X и назовите соединение K_3XO_4 , массовая доля кислорода в котором равна 30,19 %.

9. Назовите вещества в схеме, составьте уравнения реакций согласно схеме:



10. Рассчитайте массовую долю хлора в смеси, в которой массовая доля хлорида калия составляет 67 %, хлорида натрия — 27 %, оксидов кремния и железа — 6 %.



§ 4. Количественные характеристики вещества

Наука начинается с тех пор, как начинают измерять.

Точная наука немыслима без меры.

Д. И. Менделеев

Свойства веществ, которые можно оценить количественно, с помощью чисел, называются *физическими величинами*.

Величины, характеризующие массу частиц вещества (A_r , M_r , m_a) или содержание вещества в смеси (массовая доля ω (в-ва), объёмная доля φ (в-ва)), мы рассмотрели в предыдущих параграфах. Некоторые величины (объём V , плотность ρ , масса m) подробно изучались в курсе физики.

В данном параграфе более детально рассмотрим особенности одной из семи основных физических величин Международной системы единиц СИ — **количество вещества**, также известной вам по предыдущим годам изучения химии и физики.

Количество вещества (химическое количество)

Вещества участвуют в химических реакциях в определённых количественных соотношениях.

Чтобы установить взаимосвязь числа взаимодействующих частиц с массой и объёмом, ввели физическую величину — количество вещества.

Количество вещества (химическое количество) — это физическая величина, равная отношению числа структурных единиц, составляющих его порцию, к постоянной Авогадро.

Условное обозначение количества вещества — n , единица величины — 1 моль. *Количество вещества* характеризует число любых конкретных частиц (атомов, молекул, ионов, формульных единиц) в данной порции.

Моль — это единица количества вещества (химического количества).

1 моль — количество вещества, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц вещества (атомов, молекул, ионов или формульных единиц).

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ — это фундаментальная физическая константа, названная «*постоянная Авогадро*». Именно столько атомов содержится в порции углерода-12 массой 12 г. Столько же формульных единиц содержится, например, в порции оксида кремния(IV) массой 60 г, численно равной его относительной формульной массе.

Количество вещества в некоторой порции можно рассчитать делением числа всех частиц на число частиц, содержащихся в 1 моль вещества:

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Таким образом, вводя единицу измерения 1 моль, переходим от рассмотрения взаимодействия отдельных частиц к рассмотрению взаимодействия порций веществ.

Молярная масса

Использование единицы измерения количества вещества позволяет взвешивать вещества определёнными порциями количеством 1 моль или несколько молей. Масса одного моля вещества численно равна молярной массе M . Её также можно рассчитать делением массы порции вещества m на его химическое количество (число молей):

$$M = \frac{m}{n}.$$

Таким образом, **молярная масса** — величина, равная отношению массы порции вещества к его химическому количеству.

Размерность молярной массы — кг/моль, но химики чаще пользуются дольной единицей г/моль. Численно молярная масса равна относительной молекулярной (формульной) массе. Справедливо только численное равенство, поскольку речь идёт о разных физических величинах. Молярная масса характеризует порцию вещества, содержащую $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц, относительная молекулярная масса — одну частицу (молекулу, формульную единицу и др.). Например, $M_r(\text{CO}_2) = 44$, значит, $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$. Молярная масса зависит как от количественного, так и от качественного состава вещества (рис. 8).

Зная требуемое для химической реакции количество вещества, легко рассчитать его массу по формуле:

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



Рис. 8. Порции веществ количеством 1 моль:
 а — жидких, б — твёрдых, в — газообразных

Так, например, для синтеза нужен оксид меди(II) количеством 0,25 моль. Поскольку молярная масса $M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$, то масса его порции составляет: $m(\text{CuO}) = M(\text{CuO}) \cdot n(\text{CuO}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 20 \text{ г}$, то есть экспериментатор должен взвесить 20 г оксида меди(II).

Помимо молярной массы, каждое вещество имеет молярный объём V_m , то есть объём вещества количеством 1 моль.

Молярный объём газа V_m — величина, равная отношению объёма данной порции вещества $V(X)$ к его химическому количеству $n(X)$ в этой порции:

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

Молярный объём твёрдых веществ и жидкостей зависит от их плотности. Молярный объём воды, кислоты, металла и соли различен, потому что их плотности тоже отличаются (рис. 8). Молярный объём вещества можно также рассчитать, применив известную формулу $V = \frac{m}{\rho}$:

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{m}{\rho \cdot n} = \frac{n \cdot M}{\rho \cdot n} = \frac{M}{\rho},$$

где ρ — плотность вещества.

Например, молярный объём уксусной кислоты:

$$V_m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{M(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{60 \text{ г/моль}}{1,05 \text{ г/см}^3} = 57,1 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

Рассчитаем молярный объём двух произвольно выбранных газов — азота и метана (при нормальных условиях):

$$V_m(\text{CH}_4) = \frac{16,04 \text{ г/моль}}{0,7168 \text{ г/дм}^3} \approx 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль};$$

$$V_m(\text{N}_2) = \frac{28,01 \text{ г/моль}}{1,250 \text{ г/дм}^3} \approx 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Итак, два произвольно выбранных различных газообразных вещества — метан и азот — количеством 1 моль при одинаковых условиях занимают один и тот же объём. Это характерно и для любых других газов. При нормальных условиях молярный объём газа $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

Напомним, что нормальные условия — это температура 0°C (273 К), давление — 101,325 кПа.

Равенство объёмов разных газов количеством 1 моль, измеряемых в одних и тех же условиях, объясняется одинаковым числом молекул в случае обоих газов и одним и тем же расстоянием между молекулами. В газах, в отличие от жидких и твёрдых веществ, размеры молекул не оказывают значительного влияния на молярный объём.

Систематизируем важнейшие количественные характеристики вещества и их смесей (табл. 3).

Таблица 3. Количественные характеристики вещества, порции вещества и вещества в смеси

Количественные характеристики					
Вещество			Порция вещества		
Величина	Обозначение и единицы измерения		Величина	Обозначение и единицы измерения	
Относительная молекуляр- ная (формульная) масса	M_r	—	Масса	m	кг, г
Молярная масса	M	г/моль	Объём	V	м ³
Молярный объём	V_m	дм ³ /моль	Количество вещества	n	моль
Плотность	ρ	кг/м ³	Число структурных единиц (частиц)	N	—
Массовая доля элемента	ω	—; %			
Вещество в смеси					
Массовая доля вещества	ω	—; %	Молярная концентрация вещества	c	моль/дм ³
Объёмная доля вещества	φ	—; %			

Количество вещества (химическое количество) — это физическая величина, равная отношению числа структурных единиц, составляющих его порцию, к постоянной Авогадро.

Количество вещества может быть рассчитано по одной из трёх формул:

$$n = \frac{N}{N_A}, n = \frac{m}{M}, n = \frac{V}{V_m}.$$

Вопросы, задания, задачи

1. Назовите физические величины, обозначаемые символами: N , N_A , V , V_m , m , ω , ρ .
2. Запишите названия физических величин, для измерения которых предназначено лабораторное оборудование, представленное на рисунке 9.



Рис. 9. Лабораторное оборудование для измерений:

а — мерный цилиндр, *б* — мерный стакан, *в* — весы электронные, *г* — ареометр, *д* — весы чашечные, *е* — линейка.

3. Рассчитайте количество углекислого газа (моль), содержащего $1,505 \cdot 10^{23}$ молекул.
4. Определите, какой объём (н. у.) занимает метан: а) количеством 1,5 моль; б) массой 24 кг.
5. Рассчитайте относительную молекулярную (формульную) массу, молярную массу, число структурных единиц и объём порции вещества массой 15 г, если веществом является: а) уксусная кислота ($\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,05 \text{ г/см}^3$); б) алюминий ($\rho(\text{Al}) = 2,7 \text{ г/см}^3$); в) кислород (н. у.); г) хлор (н. у.).
6. Рассчитайте массу молекул O_2 и H_2O в а. е. м., граммах, килограммах.
7. Определите массу смеси, состоящей из 12 моль водорода и 8 моль азота.
8. Определите число всех атомов в оксиде кремния(IV) массой 3 г.
9. Какова масса уксусной кислоты, содержащая столько же атомов, сколько их имеется в углекислом газе массой 704 г?
10. Определите массовую долю углерода в смеси, состоящей из 3 моль углекислого и 5 моль угарного газов.



§ 5. Основные законы химии. Закон постоянства состава вещества. Закон сохранения массы веществ

Фундаментальные законы химии позволяют описывать качественный и количественный состав веществ, а также изменения состава в ходе химических превращений. Без знания этих законов невозможны химический анализ состава вещества, вычисление количеств реагентов для проведения химических реакций в промышленности и в лаборатории, определение выхода продуктов.

Закон постоянства состава вещества

Закон постоянства состава вещества был установлен французским учёным Ж. Прустом в 1801 году.

В современной формулировке закон гласит: *всякое химически чистое вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный состав*, то есть состоит из одних и тех же химических элементов, атомы которых находятся в постоянных для данного вещества количественных соотношениях.

Закон Пруста указывает на то, что состав индивидуального чистого вещества может быть описан определённой химической формулой. Например, каким бы способом ни получали углекислый газ (сжиганием угля, действием кислоты на мрамор, окислением метана), массовая доля углерода в нём составляет 27,27 %, кислорода — 72,73 %; массы углерода и кислорода соотносятся как: $27,27 : 72,73 = 3 : 8$. Соотношение их количеств: $\frac{3}{12} : \frac{8}{16} = 1 : 2$.

Следовательно, в веществе на один атом углерода приходится два атома кислорода, то есть химическая формула CO_2 .

Покажем, как определить формулу вещества в более сложных случаях (пример 1).

Пример 1. В результате анализа органического вещества установили, что массовые доли углерода, водорода и кислорода в нём соответственно равны 44,78 %, 7,46 % и 47,76 %. Определите формулу вещества.

Дано:

$$\omega(\text{C}) = 44,78 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 7,46 \%$$

$$\omega(\text{O}) = 47,76 \%$$

$$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z - ?$$

Решение

Пусть масса порции данного вещества равна 100 г, тогда массы элементов будут равны:

$$m(\text{C}) = 44,78 \text{ г}; m(\text{H}) = 7,46 \text{ г};$$

$$m(\text{O}) = 47,76 \text{ г, и их количества:}$$

$$n(\text{C}) = \frac{44,78 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 3,73 \text{ моль},$$

$$n(\text{H}) = \frac{7,46 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 7,46 \text{ моль},$$

$$n(\text{O}) = \frac{47,76 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 2,99 \text{ моль}.$$

Индексы в химической формуле показывают соотношение как отдельных атомов, так и их количеств. Найдём соотношение количеств атомов:

$$x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = 3,73 \text{ моль} : 7,46 \text{ моль} : 2,99 \text{ моль} = 3,73 : 7,46 : 2,99.$$

Определим индексы x , y и z . Для этого каждое из найденных чисел разделим на наименьшее из них, то есть на 2,99, а затем умножим на 4 для получения целочисленных значений:

$$x : y : z = 1,25 : 2,5 : 1 = 5 : 10 : 4.$$

Следовательно, простейшая формула вещества $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$.

Ответ: $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$.

Таким образом, знание массовых долей элементов в веществе или их масс в определённой порции вещества позволяет установить формулу вещества.

В случае некоторых веществ немолекулярного строения закон постоянства состава справедлив лишь приблизительно. Их состав может в определённых пределах варьироваться в зависимости от условий синтеза или обработки вещества.



Для веществ немолекулярного строения имеются отклонения от закона, которые не могли быть выявлены в XVII–XIX веках из-за отсутствия точных методов анализа. Так, оксид железа(II) имеет состав в интервале $\text{Fe}_{0,89}\text{O}$ — $\text{Fe}_{0,95}\text{O}$, оксид титана(III) — $\text{Ti}_2\text{O}_{2,6}$ — $\text{Ti}_2\text{O}_{3,4}$. Одна из причин нарушения состава кроется в дефектах, возникающих при формировании кристаллов немолекулярных веществ. Такие соединения названы нестехиометрическими, или бертоллидами, в честь французского химика К. Бертолле. В случае крайне малых отклонений от постоянства состава соотношения атомов в соединениях практически целочисленны, а сами соединения относят к стехиометрическим и называют дальтонидами в честь Дж. Дальтона — одного из основоположников атомно-молекулярного учения (например, хлорид калия, оксид кальция).

Закон сохранения массы веществ

Закон сохранения массы веществ позволяет вычислять массы веществ, вступающих в реакцию или образующихся в результате её протекания.

Напомним, что *процесс превращения одних веществ в другие без изменения общего числа и природы атомов, из которых эти вещества состоят, называют химической реакцией*. Вступающие в химическую реакцию вещества — это *реагенты*, а образующиеся в результате химической реакции вещества — это *продукты*.

Протекание химических реакций подчиняется **закону сохранения массы веществ**: *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ*.

Действие закона можно показать на следующем примере. Если закрытую колбу с небольшим количеством фосфора взвесить, а затем нагреть, то фосфор загорается ярким пламенем, а колба наполняется белым дымом. Повторное взвешивание показывает, что общая масса колбы с содержимым не изменилась (рис. 10).

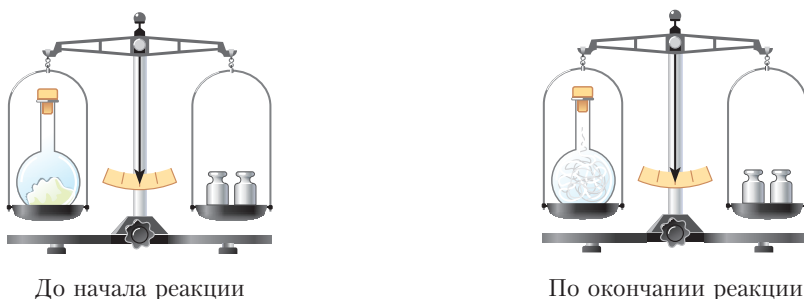


Рис. 10. Опыт, иллюстрирующий закон сохранения массы вещества

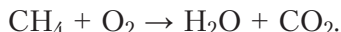
С позиции атомно-молекулярного учения закон можно объяснить тем, что при химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь, их общее число остаётся неизменным, а значит, и суммарные массы веществ до и после реакции одинаковы.



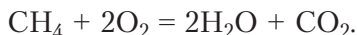
Большой вклад в экспериментальное доказательство закона сохранения массы веществ внесли опыты русского учёного М. В. Ломоносова и французского химика А. Лавуазье (2-я половина XVIII в.) по измерению массы исходных веществ и массы получаемых из них продуктов.

Покажем, как можно использовать закон сохранения массы веществ для количественных расчётов по уравнениям реакций на примере горения метана в кислороде с образованием воды и углекислого газа.

Схема этой реакции:



Перед формулами поставим коэффициенты, которые должны уравнивать число атомов реагентов и продуктов:



Это уравнение свидетельствует о том, что образование одной молекулы углекислого газа и двух молекул воды происходит, если одна молекула метана прореагирует с двумя молекулами кислорода. Коэффициенты показывают, в каком мольном соотношении реагируют вещества и образуются продукты. Так, из составленного уравнения реакции видно, что если в реакцию вступает 1 моль метана, то на его сжигание расходуется 2 моль кислорода, в результате образуются 2 моль воды и 1 моль углекислого газа.

С учётом этих количественных соотношений можно рассчитать массу (количество, объём) реагентов, необходимых для получения определённого количества продуктов, и наоборот — продуктов по исходным веществам.

Пример 2. Определите массу сульфата алюминия, образовавшегося при полном растворении алюминия массой 13,5 г в разбавленной серной кислоте.

Дано:
 $m(\text{Al}) = 13,5 \text{ г}$

$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = ?$

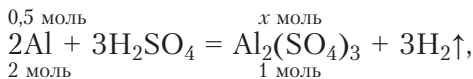
Решение

$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$; $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}$.

Количество алюминия, вступившего в химическую реакцию:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{13,5 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

С учётом в уравнении реакции коэффициентов имеем:



откуда $x = \frac{1 \cdot 0,5}{2} = 0,25$, то есть $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,25 \text{ моль}$.

Масса соли:

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,25 \text{ моль} \cdot 342 \text{ г/моль} = 85,5 \text{ г}.$$

Ответ: $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 85,5 \text{ г}$.

Пример 3. При горении магния массой 1,2 г образовался его оксид массой 2 г. Определите объём кислорода (н. у.), израсходованного на горение магния.

Решить такую задачу можно как с помощью уравнения реакции, так и без него. Рассмотрим второй способ.

Дано:

$$m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г}$$

$$m(\text{MgO}) = 2 \text{ г}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

Решение

Согласно закону сохранения массы веществ, масса образовавшихся веществ равна массе веществ, вступивших в химическую реакцию:

$$m(\text{Mg}) + m(\text{O}_2) = m(\text{MgO}).$$

Поэтому масса кислорода равна:

$$m(\text{O}_2) = m(\text{MgO}) - m(\text{Mg}) = 2 \text{ г} - 1,2 \text{ г} = 0,8 \text{ г},$$

а его количество составляет:

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{0,8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$

Объём кислорода равен:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,025 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 0,56 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 0,56 \text{ дм}^3.$

Всякое химически чистое вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный состав.

Вещества немолекулярного строения не всегда имеют постоянный состав.

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

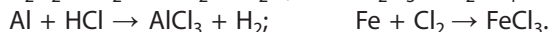
Вопросы, задания, задачи

1. Сформулируйте основные законы химии, описывающие качественный и количественный состав веществ, а также изменения этого состава в ходе химических превращений.

2. В результате реакции разложения карбоната кальция при его прокаливании произошло уменьшение массы твёрдого вещества. Что, кроме массы твёрдого продукта, нужно измерить для подтверждения закона сохранения массы веществ?

3. Как и почему изменяется масса порции железных опилок при их хранении на воздухе?

4. Расставьте коэффициенты в схемах реакций:



5. На электронные весы поставили два стакана, содержащие питьевую соду и соляную кислоту. Затем, сняв стаканы с весов, осторожно пересыпали порошок соды в стакан с кислотой, после чего оба стакана снова поставили на весы. Как изменилось показание на табло весов?

6. Определите массу хлорида железа(III), образовавшегося при горении железа массой 2,8 г в хлоре.

7. Определите объём воздуха (н. у.), который необходим для обжига пирита FeS_2 массой 1,2 кг. Обжиг пирита на воздухе протекает по схеме: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2\uparrow$.

8. Чему равна масса соли, полученной при взаимодействии раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия, с раствором, в котором содержится 10 г хлороводорода?

9. Определите химическую формулу вещества, в котором: а) массовые доли железа и кислорода соответственно равны 72,4 % и 27,6 %; б) соотношение масс кальция, азота и кислорода равно 10 : 7 : 24; в) на 1,83 г оксида хлора приходится 0,71 г хлора; г) массовые доли натрия, серы и кислорода равны 0,365, 0,254 и 0,381 соответственно.

10. Смесь оксидов магния и кальция массой 1,04 г растворили в азотной кислоте. При этом образовалась смесь нитратов массой 3,2 г. Вычислите массу каждого из оксидов.



§ 6. Закон Авогадро как один из основных законов химии

Итальянский учёный А. Авогадро в 1811 году сформулировал закон, согласно которому *в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул*. Объяснение этого закона кроется в особенностях газообразного состояния вещества. Как вам известно из курса физики, расстояния между молекулами газов многократно превышают размеры самих молекул. Поэтому объём, занимаемый определённой порцией газа, зависит в основном от этих расстояний, а не от размеров молекул.

Для решения практических задач важны следствия из закона Авогадро.

Следствие первое. *Одинаковое число молекул любого газа при одинаковых давлении и температуре занимает равный объём.*

Следствие второе. *Молярный объём газов V_m — величина постоянная при неизменных температуре и давлении.*

Математически это записывается так: $V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \text{const.}$

Как было отмечено в § 4 (с. 24), при нормальных условиях молярный объём любого газа равен 22,4 дм³/моль:

$$V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Это равенство для разных газов объясняется тем, что вещество количеством 1 моль всегда содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц.

Следствие третье. Массы одинаковых объёмов двух газов при одинаковых условиях относятся как их молярные массы.

Покажем это на примере двух произвольных газов одинакового объёма V при одних и тех же условиях. Известно, что $V = \frac{V_m m}{M}$. Поскольку объёмы равны: $V_1 = V_2$, то $\frac{V_m m_1}{M_1} = \frac{V_m m_2}{M_2}$. Сократив обе части уравнения на V_m , получим: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$.

Отношение $\frac{M_1}{M_2}$ называют *относительной плотностью первого газа по второму* (D): $D = \frac{M_1}{M_2}$.

Знание относительной плотности одного газа X по второму газу Y позволяет определить молярную массу одного из газов, если известна молярная масса другого газа: **$M(X) = M(Y) \cdot D_Y(X)$** .

Обычно относительную плотность газов веществ определяют по отношению к водороду или по отношению к воздуху.

Пример 1. Определите относительную плотность сернистого газа по водороду и по воздуху.

Решение. Так как молярная масса сернистого газа $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль, то его относительная плотность по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{SO}_2) = \frac{M(\text{SO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{64 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 32;$$

относительная плотность по воздуху ($M(\text{возд.}) = 29$ г/моль):

$$D_{\text{возд.}}(\text{SO}_2) = \frac{M(\text{SO}_2)}{M(\text{возд.})} = \frac{64 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 2,21.$$

Пример 2. Определите молярную массу газообразного углеводорода, если его относительная плотность по воздуху равна 2.

Решение. Исходя из определения относительной плотности газа, запишем: $D_{\text{возд.}}(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{M(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{возд.})}$. Из этого соотношения следует:

$$M(\text{C}_x\text{H}_y) = D_{\text{возд.}}(\text{C}_x\text{H}_y) \cdot M(\text{возд.}) = 2 \cdot 29 \text{ г/моль} = 58 \text{ г/моль}.$$

Относительная плотность газов D , в отличие от их плотностей ρ , является величиной, не зависящей от температуры и давления.

В химических реакциях соблюдается закон сохранения массы, но объём реакционной смеси может существенно изменяться, если химическая реакция протекает между газообразными веществами или газообразные вещества образуются в результате реакции. При этом *объёмы газообразных реагентов и продуктов относятся между собой, как коэффициенты в уравнении соответствующей реакции*. Поясним это на примере реакции окисления аммиака NH_3 кислородом с образованием азота и воды:

Уравнение реакции	$4\text{NH}_{3(\text{г})}$	+	$3\text{O}_{2(\text{г})}$	=	$2\text{N}_{2(\text{г})}$	+	$6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
Количество вещества	4 моль		3 моль		2 моль		6 моль
Объём газообразных веществ	$4 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		$3 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		$2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		
Соотношение объёмов веществ	4		3		2		

Соотношение объёмов газообразных исходных веществ и продуктов (н. у.) реакции равно:

$$V(\text{NH}_3) : V(\text{O}_2) : V(\text{N}_2) = (4 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (3 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) : (2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3) = 4 : 3 : 2.$$

Итак, *отношение объёмов газообразных веществ равно отношению коэффициентов перед их формулами в уравнении реакции*. Например, если объёмы вступающих в реакцию аммиака и кислорода равны соответственно 4 м^3 и 3 м^3 , то в результате реакции образуется азот объёмом 2 м^3 .

Применим полученный вывод для решения расчётных задач.

Пример 3. Определите объём (н. у.) кислорода, который необходим для полного сгорания бутана объёмом 10 м^3 (н. у.).

Дано:

$$V(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 10 \text{ м}^3$$

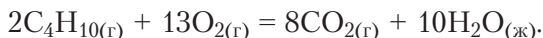
$$V(\text{O}_2) = ?$$

Решение

Так как и бутан, и кислород — газообразные вещества (н. у.), то для нахождения объёма кислорода можно воспользоваться объёмными отношениями газов.

Это позволит решить задачу без пересчёта объёмов газов на количество вещества и не потребует перевода единиц измерения объёмов.

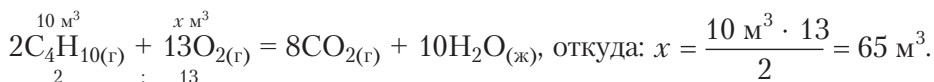
1. Составим уравнение реакции:



2. Определим объёмные соотношения бутана и кислорода согласно уравнению реакции: на 2 моль бутана необходимо 13 моль кислорода, то есть их объёмные соотношения 2 : 13:

$$\frac{V(\text{C}_4\text{H}_{10})}{V(\text{O}_2)} = \frac{2}{13} \text{ или } \frac{10 \text{ м}^3}{V(\text{O}_2)} = \frac{2}{13}, \text{ откуда находим: } V(\text{O}_2) = \frac{10 \text{ м}^3 \cdot 13}{2} = 65 \text{ м}^3.$$

Удобным является и привычный способ оформления решения:



Ответ: $V(\text{O}_2) = 65 \text{ м}^3$.

Пример 4. На полное сгорание 2 дм³ некоторого углеводорода потребовалось 9 дм³ кислорода. При этом образовалось 6 дм³ углекислого газа. Определите молекулярную формулу углеводорода. Измерения объёмов проводили при одинаковых условиях.

Дано:

$$V(\text{C}_x\text{H}_y) = 2 \text{ дм}^3$$

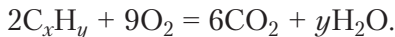
$$V(\text{O}_2) = 9 \text{ дм}^3$$

$$V(\text{CO}_2) = 6 \text{ дм}^3$$

$$\text{C}_x\text{H}_y - ?$$

Решение

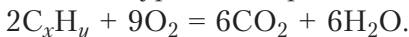
Условно представим формулу искомого углеводорода как C_xH_y . Составим уравнение реакции горения углеводорода, расставив коэффициенты в соответствии с экспериментальными данными об объёмах газов:



Коэффициенты в нём относятся как объёмы соответствующих газообразных реагентов. С учётом равенства числа атомов кислорода, вступивших в реакцию, числу атомов, входящих в продукты реакции, имеем:

$$9 \cdot 2 = 6 \cdot 2 + y \cdot 1, \text{ откуда } y = 6.$$

Запишем уравнение реакции со всеми коэффициентами:



Анализ этого уравнения указывает на то, что $x = 3$, молекулярная формула углеводорода — C_3H_6 .

Ответ: C_3H_6 .

Основным законом химии, характеризующим газообразное вещество, является закон Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Вопросы, задания, задачи

1. Объясните сущность закона Авогадро.
2. Почему а) молярный объём газа зависит от его температуры и давления; б) относительная плотность двух газов не зависит от температуры и давления?
3. Определите относительную плотность газов: а) метана по водороду; б) пропана по гелию; в) хлора по воздуху; г) аммиака по водороду.
4. Определите молярную массу газа, относительная плотность которого по гелию равна 7,5. Какие из газов удовлетворяют условию задачи: N_2 , NO, CO_2 , C_2H_4 , C_2H_6 , CH_2O ?
5. Относительная плотность первого газа по второму равна 0,53. Какой из газов имеет большую молярную массу?
6. Какой объём кислорода (н. у.) необходим для полного сжигания этана объёмом 100 м^3 ? Какой объём воздуха (н. у.) потребуется для этих целей? Решите задачу, используя объёмные отношения газов.
7. Определите объём воздуха (н. у.), который необходим для полного сжигания бутана C_4H_{10} массой 10 кг.
8. Смешали 10 м^3 азота и 20 м^3 водорода (н. у.). Определите относительную плотность по водороду образовавшейся смеси.
9. Установите химическую формулу углеводорода, в котором массовая доля углерода составляет 82,76 %, относительная плотность углеводорода по воздуху равна 2.
10. При сжигании органического вещества массой 6,9 г образовались оксид углерода(IV) массой 13,2 г и вода массой 8,1 г. Определите молекулярную формулу вещества, если относительная плотность его паров по воздуху равна 1,586.

