

FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

En este tipo de problemas se trata de hacer un análisis de los elementos que forman una molécula y deducir su fórmula molecular.

Ejemplo

1.5 gramos de una muestra que contiene sólo C, H y O se quema completamente en presencia de oxígeno. Los únicos productos de la reacción fueron 1.731 gramos de dióxido de carbono y 0.711 gramos de agua. Calcular su fórmula empírica. Si se sabe que su densidad relativa respecto del amoníaco es 8.49 calcular también su fórmula molecular.

C= 12; O= 16; H= 1; N= 14.

Esto es lo máximo que nos pueden complicar este tipo de problemas. Normalmente, en problemas más sencillos, los datos se refieren a las masas de los elementos que componen la molécula. En este, sin embargo, nos las dan de manera indirecta: nos dan las cantidades de los productos que se han formado en la reacción. Lo primero que tenemos que hacer, por lo tanto, es calcular las masas de carbono, oxígeno e hidrógeno que forman el compuesto. Tenemos que entender que todo el carbono que hay en la cantidad de dióxido formada proviene de la molécula que queremos analizar. Lo mismo se puede decir del hidrógeno. Todo el hidrógeno que hay en la cantidad de agua dada proviene también del compuesto. No así el oxígeno, pues parte del oxígeno que hay en el agua y dióxido formados proviene del aire que se ha utilizado para la combustión.

Carbono en el dióxido de carbono obtenido:

$$1 \text{ mol } CO_2 = \left| \begin{array}{l} 12 \text{ gr } C \\ 16 \cdot 2 = 32 \text{ gr } O \end{array} \right| = 44 \text{ gr/mol}$$

Sabemos entonces que en cada **44 gr de dióxido hay 12 gr de carbono y 32 gr de oxígeno**. Entonces, en 1.731 gramos habrá:

$$1.731 \text{ gr } CO_2 \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ gr } CO_2} = 0.4721 \text{ gr } C$$

En estos problemas recomendamos coger cuatro o más cifras decimales para que el error sea lo mínimo posible.

Hidrógeno en el agua obtenida:

$$1 \text{ mol } H_2O = \left| \begin{array}{l} 2 \cdot 1 \text{ gr } H \\ 16 \text{ gr } O \end{array} \right| = 18 \text{ gr/mol}$$

Sabemos entonces que en cada **18 gr de agua hay 2 gr de hidrógeno y 16 gr de oxígeno.**

Como tenemos **0.711** gramos de agua:

$$0.711 \text{ gr } H_2O \frac{2 \text{ gr } H}{18 \text{ gr } H_2O} = 0.079 \text{ gr } H$$

Ya sabemos la cantidad de hidrógeno y carbono que hay **1.5 gramos de muestra. La cantidad de oxígeno, por lo tanto, la resta hasta 1.5 gramos totales:**

$$m_{Ox} = 1.5 - (0.079 + 0.4721) = 0.9489 \text{ gr } O$$

Estos son los datos que debemos de conocer, las cantidades de cada uno de los elementos que componen la molécula. A partir de ellos calculamos la fórmula empírica como sigue. Para ello calculamos los moles de cada elemento:

$$\begin{aligned} n_C &= \frac{0.4721}{12} = 0.039 \\ n_H &= \frac{0.079}{1} = 0.079 \\ n_O &= \frac{0.9489}{16} = 0.059 \end{aligned}$$

Esta es la relación entre moles, pero es la misma que entre átomos. No nos olvidamos de que el mol es una cantidad de átomos, como la docena son doce unidades. Si una docena, por ejemplo, de pantalones necesita dos docenas de calcetines es claro que un pantalón necesita dos calcetines.

Lo que ocurre es que no podemos hablar de un número de átomos decimal. Para pasar la relación que reflejan esos tres números decimales a relación de números naturales, dividimos los tres números entre el más pequeño, **0.039** en nuestro caso:

$$n_C = \frac{0.4721}{12} = 0.039 \rightarrow \frac{0.039}{0.039} = 1 \rightarrow (\times 2) \rightarrow 1 \cdot 2 = 2$$

$$n_H = \frac{0.079}{1} = 0.079 \rightarrow \frac{0.079}{0.039} = 2.02 \approx 2 \rightarrow (\times 2) \rightarrow 2 \cdot 2 = 4$$

$$n_O = \frac{0.9489}{16} = 0.059 \rightarrow \frac{0.059}{0.039} = 1.5 \rightarrow (\times 2) \rightarrow 1.5 \cdot 2 = 3$$

Vemos que, al dividir entre el más pequeño, uno de ellos no ha dado un número natural, sino **1.5**. Esto no es ningún problema, es la relación de **3 a 2** y aparece como **1.5**. Por ello, lo que hacemos es multiplicar a todos por **2**, quedándonos la relación atómica natural. La hemos remarcado en negrita.

La fórmula empírica es por ello:



Pero la fórmula molecular, la “real” de la molécula, puede ser múltiplo de esta. Será, por lo tanto



Donde es necesario que conozcamos el valor **del número natural n**. Para ello es necesario conocer cuál es el MOL de la molécula. Para ellos nos han dado el dato sobre la densidad relativa respecto al amoniaco. Recordamos que la densidad de un gas se puede calcular en función de su MOL y de las condiciones en las que está, según:

$$PV = nRT \rightarrow PV = \frac{m}{MOL} RT \rightarrow \frac{P \cdot MOL}{RT} = \frac{m}{V} = d$$

Aplicando la ley al amoniaco y a nuestro compuesto:

$$d_{NH_3} = \frac{P \cdot MOL_{NH_3}}{RT}$$

$$d_{comp} = \frac{P \cdot MOL_{comp}}{RT}$$

Y, dividiendo una entre la otra (“truco” muy normal cuando queremos relacionar dos magnitudes que están dadas por todos productos, como es el caso):

$$\frac{d_{comp}}{d_{NH_3}} = 8.49 = \frac{\frac{P \cdot MOL_{comp}}{RT}}{\frac{P \cdot MOL_{NH_3}}{RT}} = \frac{MOL_{comp}}{MOL_{NH_3}} = \frac{MOL_{comp}}{MOL_{NH_3}} = \frac{MOL_{comp}}{17}$$

Como vemos, la **densidad relativa respecto del amoniaco**, conocida en este caso, es las veces que el compuesto es más denso que el amoniaco. Por eso se calcula dividiendo la densidad del compuesto entre la densidad del amoniaco.

La igualdad remarcada en “negrita” nos permite calcular el mol de nuestro compuesto:

$$8.49 = \frac{MOL_{comp}}{17} \rightarrow MOL_{comp} = 144.33 \text{ gr/mol}$$

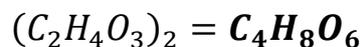
Sabiendo ya el peso molecular de la sustancia, podemos calcular la fórmula molecular:

$$(C_2H_4O_3)_n \rightarrow |C_2H_4O_3 = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 76| \rightarrow$$

Lo que está entre paréntesis tiene de masa **76 gramos**, pero la molécula tiene como mol **144.53 gramos**. Por lo tanto:

$$n \cdot 76 = 144.33 \rightarrow n = 2$$

Quedando entonces la fórmula molecular como:



Que es el resultado que buscábamos.