

Composición química: ejercicios resueltos

Ejercicio 1: Un compuesto tiene un 40% de carbono, un 53% de oxígeno y un 7% de hidrógeno. Calcula la fórmula empírica del compuesto.

Solución:

En los ejercicios de determinación de fórmulas empíricas, debe empezarse dividiendo el porcentaje en que se encuentra cada elemento por su masa molecular:

$$\text{Carbono: } 40/12 = 3,33$$

$$\text{Oxígeno: } 53/16 = 3,31$$

$$\text{Hidrógeno } 7/1 = 7$$

Luego se divide cada resultado por el menor de ellos:

$$\text{Carbono: } 3,33/3,31 = 1$$

$$\text{Oxígeno: } 3,31/3,31 = 1$$

$$\text{Hidrógeno: } 7/3,31 = 2$$

Los resultados se redondean, ya que es imposible que una molécula contenga una fracción de átomo de un elemento. Los números nos indican los subíndices (la cantidad relativa) de cada elemento en la molécula. En nuestro caso sería COH_2 .

Si nos pidieran hallar la fórmula molecular, tendrían que dar como dato cuál es la masa total de la molécula. Poniendo como ejemplo que hubiesen dicho que un mol de dicha molécula pesa 90 gramos, compararíamos este peso con el de la molécula que nos ha salido en la parte anterior del problema. Ya que un mol de COH_2 pesaría 30 gramos, obviamente la molécula final sería $(\text{COH}_2)_3$.

En lugar de dar directamente el peso de la molécula, algunos problemas obligan a calcular el número de moles a través de la ecuación de los gases perfectos ($PV = nRT$) para una cantidad de compuesto dada. En ese caso, el enunciado siempre da los datos de presión, volumen y temperatura.

Ejercicio 2: La progesterona es un componente común de la píldora anticonceptiva. Si su fórmula empírica es $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$, ¿cuál es su composición porcentual?

Para hallar la composición porcentual de la progesterona ($\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$) primero tenemos que hallar la masa molecular de todo el compuesto, y luego la masa de cada elemento por separado:

$$\text{Masa C} = 21 \cdot 12 = 252$$

$$\text{Masa H} = 30 \cdot 1 = 30$$

$$\text{Masa O} = 16 \cdot 2 = 32$$

$$\text{Masa total} = 314$$

Cajón de Ciencias

El resto es muy fácil. Consiste en dividir cada peso de compuesto por separado entre el peso total y multiplicar por 100:

$$C: 252/314 \cdot 100 = 80,21\%$$

$$H: 30/314 \cdot 100 = 9,62\%$$

$$O: 32/314 \cdot 100 = 10,18\%$$

Si lo has hecho bien, la suma de todos los porcentajes debe darte 100%.

Ejercicio 3: Hallar la fórmula de un compuesto cuya composición centesimal es N 10,7%, O 36,8%, y Ba 52,5%.

Solución

Este problema es igual que el anterior, pero se resuelve a la inversa. En este caso, conocemos las composiciones porcentuales y, por supuesto, las masas atómicas de los elementos.

N 10,7%, O 36,8%, Ba 52,5%

Dividimos cada porcentaje entre la masa atómica de su correspondiente elemento. Eso nos dará el número de átomos de dicho elemento que tiene la molécula.

$$N: 10,7/14 = 0,76$$

$$O: 36,8/16 = 2,3$$

$$Ba: 52,5/137 = 0,38$$

Como obviamente no puede haber 0,76 átomos de un elemento en una molécula, lo que se hace es dividir cada cifra obtenida entre la menor de todas ellas. Si el resultado es decimal, se redondea hasta la cifra más próxima:

$$N: 0,76/0,38 = 2$$

$$O: 2,3/0,38 = 6,05 \rightarrow 6$$

$$Ba: 0,38/0,38 = 1$$

Por lo tanto el compuesto que nos piden es el BaN_2O_6 , o mejor, $Ba(NO_3)_2$. Se siente, pero para poder dar el resultado de forma correcta hay que recordar la formulación inorgánica, y saber que con un metal, un no metal y oxígeno, lo único que se puede formar es una sal proveniente de uno de los ácidos del nitrógeno. ¿Y por qué es más correcto $Ba(NO_3)_2$ que BaN_2O_6 ? Porque no hay ningún ácido del N que tenga N_2O_6 , pero sí uno que tiene NO_3 , el HNO_3 (el nítrico).

Cajón de Ciencias

Ejercicio 4: Una muestra de un compuesto que sólo contiene C, H y O se quemó completamente. Los únicos productos de la combustión fueron 1,738g de CO₂ y 0,711g de H₂O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

Solución

Planteemos primero la reacción, aunque en este caso estará por fuerza incompleta. Recordemos que las reacciones de combustión de compuestos orgánicos (con C,H y O) siempre ocurren en presencia de O₂ y desprenden H₂O y CO₂ (aunque esto último en este caso ya nos lo facilite el enunciado)



Nos dan también las masas de los productos. ¿Qué podemos hacer con ellas? Para este problema hay que recordar la ley de conservación de masas, y es que si hay X gramos de carbono al principio, a la fuerza tiene que haber X gramos de carbono al final, aunque estén repartidos entre varios compuestos, y así con cada elemento. Veamos pues cuántos gramos hay de cada elemento en los productos finales:

En el CO₂ (masa molecular 44) un 27,27% es C y un 72,72% es O. (Cada porcentaje se saca dividiendo la masa atómica del elemento entre la del compuesto). Luego con una sencilla regla de tres:

$$\begin{array}{l} 100\% \rightarrow 1,738\text{g} \\ 27,27\% \rightarrow x \quad x = 0,47\text{g de C} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 100\% \rightarrow 1,738\text{g} \\ 72,72\% \rightarrow x \quad x = 1,26\text{g de O} \end{array}$$

Procediendo igual con el agua, calculamos que en ella hay 0,08g de H y 0,63g de O.

O sea que, en los productos hay un total de 0,47g de C, 0,08g de H y 1,89g de O. Y esa misma cantidad es la que tiene que haber en los reactivos.

Calculamos ahora los moles de cada elemento:

$$\begin{array}{l} \text{Moles C: } 0,47/12 = 0,04 \rightarrow 0,04/0,04 = 1 \\ \text{Moles H: } 0,08/1 = 0,08 \rightarrow 0,08/0,04 = 2 \\ \text{Moles O: } 1,89/16 = 0,12 \rightarrow 0,12/0,04 = 3 \end{array}$$

Al igual que en el primer ejercicio, dividimos todos los resultados por el menor, y redondeando después, obteniendo la cantidad de átomos de cada elemento en el compuesto buscado.

Su fórmula empírica sería entonces CH₂O₃