



## GUÍA DE EJERCICIOS FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLÉCULAR

Área Química

### Resultados de aprendizaje

Identifica, conecta y analiza conceptos básicos de química para la resolución de ejercicios, desarrollando pensamiento lógico y sistemático.

### Contenidos

1. Fórmula empírica.
2. Fórmula molecular.
2. Composición porcentual o centesimal.

### Debo saber

**Mol:** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en 12 gramos de C-12. Se calcula mediante:

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left( \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

**Fórmula empírica:** es la proporción mínima, en números enteros, entre sus átomos que forman un compuesto. No necesariamente indica el número de átomos reales en una molécula determinada. Esta es la fórmula más sencilla (no se puede simplificar más). Se escriben de forma que los subíndices se reduzcan al máximo a los números enteros y sencillos. Ejemplos:

N2O4 Hidracina, cuya fórmula empírica es NO2

**Fórmula molecular:** indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia. Generalmente la fórmula molecular, es la fórmula empírica amplificada.

**Composición porcentual o centesimal:** como su nombre lo indica, da cuenta del porcentaje de cada elemento en el compuesto.

**Ejercicio 1:** ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de hierro que contiene 77,75% de hierro y 22,25% de oxígeno en masa?

Para determinar la fórmula empírica, debemos recordar que al tener la composición centesimal de un compuesto, se pueden transformar esos porcentajes a masas, considerando que se forman 100 g de compuesto.

Entonces tenemos: 77,75 g de hierro y 22,25 g de oxígeno. Los que formaran 100g de compuesto.



Con la masa de cada elemento, podemos determinar el número de moles de átomos, de cada uno. Ten en cuenta que para este cálculo debes dividir la masa del elemento por la masa atómica, no la masa molar, como lo indica la formula, ya que necesitas saber la relación entre los átomos.

$$n_{\text{Fe}} = 77,75 \text{ gramos de Fe} \times \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} = 1,39 \text{ moles de Fe}$$

$$n_{\text{O}} = 22,25 \text{ gramos de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g O}} = 1,39 \text{ moles de O}$$

Después de que tenemos los moles de átomos, dividimos por el número menor de moles (en este caso, es 1,39). Esto se realiza, ya que necesitamos saber la mínima relación entre los átomos de los elementos.

$$\text{Hierro: } \frac{1,39 \text{ n de át.}}{1,39 \text{ n de át.}} = 1$$

$$\text{Oxígeno: } \frac{1,39 \text{ n de át.}}{1,39 \text{ n de át.}} = 1$$

Entonces la relación de masas es 1:1, siendo la fórmula empírica:  $\text{Fe}_1\text{O}_1$ , que se escribe  $\text{FeO}$ .

**Ejercicio 2:** La masa molar de un compuesto formado por carbono e hidrógeno es 28 g/mol. Si tiene un 14,28% de hidrógeno, determine su fórmula empírica y molecular.

Debemos obtener los moles de átomos de cada componente, considerando que si tiene un 14,28 % de hidrógeno, tendrá 85,72% de carbono

$$n_{\text{C}} = 85,72 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g C}} = 7,14 \text{ moles de C}$$

$$n_{\text{H}} = 14,28 \text{ gramos de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g H}} = 14,28 \text{ moles de H}$$

Después de que tenemos los moles, dividimos por el número menor de moles. En este caso 7,14.

$$\text{Carbono: } \frac{7,14}{7,14} = 1$$

$$\text{Hidrógeno: } \frac{14,28}{7,14} = 2$$

Entonces la relación de masas es 1:2, siendo la fórmula empírica:  $\text{C}_1\text{H}_2$ , que se escribe  $\text{CH}_2$ .

Si determinamos la masa molar podemos verificar si la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.



La masa molar del  $\text{CH}_2$  es 14 g/mol, y nos están diciendo que nuestro compuesto tiene masa molar 28 g/mol (en el enunciado). Como debemos obtener 28 g/mol, solamente es necesario amplificar los valores de los subíndices, por dos, ya que:

$$\frac{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (\text{masa formula molecular})}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (\text{masa formula empírica})} = 2$$

Entonces la respuesta de esta pregunta sería:

La fórmula empírica es  $\text{CH}_2$  (masa molar= 14 g/mol) y la fórmula molecular es  $\text{C}_2\text{H}_4$  (masa molar=28 g/mol).

Es importante mencionar que decir  **$\text{C}_2\text{H}_4$  no es equivalente** a decir  **$2\text{CH}_2$** . Si bien en ambos hay la misma relación de átomos (uno de carbono por 2 de hidrógeno), en el primer término hay a una molécula de  $\text{C}_2\text{H}_4$  (como un todo) y en el caso de  $2\text{CH}_2$  hay 2 moléculas de  $\text{CH}_2$ , por lo que químicamente no es lo mismo.

**Ejercicio 3:** Al reaccionar 4 g de carbono con hidrógeno se obtiene 5 g de producto cuya masa molar es 30 g/mol, Determine:

- A. composición porcentual
- B. Fórmula empírica
- C. Fórmula molecular

A. Se sabe que:



Por la ley de la conservación de la masa (la masa de reactivos debe ser igual a la masa de los productos), podemos deducir que se consume 1 g de hidrógeno entonces:

Para carbono	Para hidrógeno
5 g de producto → 100% 4 g de carbono → X % X= 80 %	5 g de producto → 100% 1g de hidrógeno → X % X= 20 %
Entonces, la composición porcentual de carbono en el producto es de 80%	Entonces, la composición porcentual de hidrógeno en el producto es de 20%

B. Tenemos:

80 g de carbono y 20 g de hidrógeno.

Podemos obtener los moles de cada componente:



$$n_C = 80,00 \text{ gramos de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,67 \text{ moles de C}$$

$$n_H = 20,00 \text{ gramos de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1,0 \text{ g H}} = 20,0 \text{ moles de H}$$

Después de que tenemos los moles, dividimos por el número menor de moles (en este caso, es 6,67)

$$\text{Carbono: } \frac{6,67}{6,67} = 1$$

$$\text{Hidrógeno: } \frac{20,0}{6,67} = 3$$

Entonces la relación de masas es 1:3, siendo la fórmula empírica:  $C_1H_3$ , que se escribe  $CH_3$ .

C. Si determinamos la masa molar podemos verificar si la fórmula empírica es igual a la fórmula molecular.

La masa molar del  $CH_3$  es 15 g/mol, y nos están diciendo que nuestro compuesto tiene masa molar 30 g/mol (en el enunciado). Como debemos obtener 30 g/mol, solamente es necesario amplificar los valores de los subíndices.

Entonces la respuesta de esta pregunta sería:

La fórmula empírica es  $CH_3$  (masa molar= 15 g/mol) y la fórmula molecular es  $C_2H_6$  (masa molar=30 g/mol).

**Ejercicio 4:** 2,00 g de hidrógeno se combinan con 16,0 g de oxígeno para formar 18,0 g de agua. Determine la composición porcentual del agua.

Para resolver este ejercicio, previamente debiéramos conocer el concepto de composición porcentual.

Composición porcentual o centesimal: Es el % en masa de cada uno de los elementos que forman un compuesto.

Para hacer este ejercicio debemos considerar que se formaron 18 g de agua. Si consideramos esto como un 100 %, y sabemos las masas de hidrógeno y oxígeno, podemos hacer las siguientes relaciones:

Para hidrógeno	Para oxígeno
18,0 g de agua → 100%	18,0 g de agua → 100%
2,00 g de hidrógeno → X %	16,0 g de oxígeno → X %
X= 11,11 %	X= 88,89 %



Entonces, la composición porcentual de hidrógeno en el agua es de 11,11 %	Entonces, la composición porcentual de oxígeno en el agua es de 88,89 %
---------------------------------------------------------------------------	-------------------------------------------------------------------------

**Ejercicio 5:** La fórmula molecular del óxido de hierro (III), es  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Determine la composición porcentual del compuesto.

Primero debes calcular la masa molar del compuesto. Esta es 159,6 g/mol.

Luego:

$$\begin{array}{l} 159,6 \text{ g} \rightarrow 100\% \\ 111,6 \text{ g de Fe} \rightarrow X \end{array}$$

$$X = 69,92 \% \text{ de Hierro}$$

Para determinar el % de oxígeno:

$$100 - 69,92 = 30,07 \% \text{ de oxígeno}$$

Otra forma sería:

$$\begin{array}{l} 159,6 \text{ g} \rightarrow 100\% \\ 48 \text{ g de O} \rightarrow X \end{array}$$

$$X = 30,07 \% \text{ de oxígeno}$$

### Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a [ciencia.paiet@usach.cl](mailto:ciencia.paiet@usach.cl)

### Referencias y fuentes utilizadas

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2016). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2016). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiometría. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.