	<b>GIMNASIO SABIO CALDAS (IED)</b> <b>Nuestra escuela: una opción para la vida</b> <b>PLAN ESCOLAR NO PRESENCIAL</b>	Código	PENP - 01
		Versión	001
		Fecha	18/03/2020
		Proceso	Gestión Académica

<b>DOCENTE</b>	Mónica Pinto	<b>GRADO</b>	Octavo
<b>ASIGNATURA</b>	Química		
<b>Correo electrónico de contacto</b>	<a href="mailto:monica.pinto@sabiocaldas.edu.co">monica.pinto@sabiocaldas.edu.co</a>		
<b>Fecha de envío</b>	15 de junio	<b>Fecha de entrega</b>	18 de junio
<b>Tiempo de ejecución de la actividad</b>	1 hora		
<b>TEMA</b>	Formula empírica y molecular		

### Contextualización

#### Fórmula Empírica y Molecular

La **fórmula empírica** es la expresión más sencilla para representar un compuesto químico. Nos indica los elementos que están presentes y la proporción mínima en números enteros que hay entre sus átomos. A esta fórmula se le conoce también como "fórmula mínima" representada con "fe".

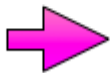
*Por ejemplo:*

\* Hidróxido de potasio (potasa)  
KOH



Podemos ver que este compuesto está formado por Potasio (K), Oxígeno (O) e Hidrógeno (H).

\* Hipoclorito de sodio (lejía)  
NaClO



Este compuesto químico está formado por Sodio (Na), Cloro (Cl) y Oxígeno (O).

Para su obtención es necesario saber la masa molecular de cada elemento químico.

*Por ejemplo:*

Calcula la fórmula empírica de una sustancia cuya composición centesimal es: 0,8% de H; 36,5% de Na; 24,6% de P y 38,1% de O.

Teniendo en cuenta la masa molecular de cada sustancia, se calcula el número de átomos relativos de cada elemento químico:

► De Hidrógeno =  $\frac{0,8}{1,008} = 0,794$

► De Sodio =  $\frac{36,5}{23} = 1,587$

► De Fósforo =  $\frac{24,6}{30,974} = 0,794$

► De Oxígeno =  $\frac{38,1}{16} = 2,381$

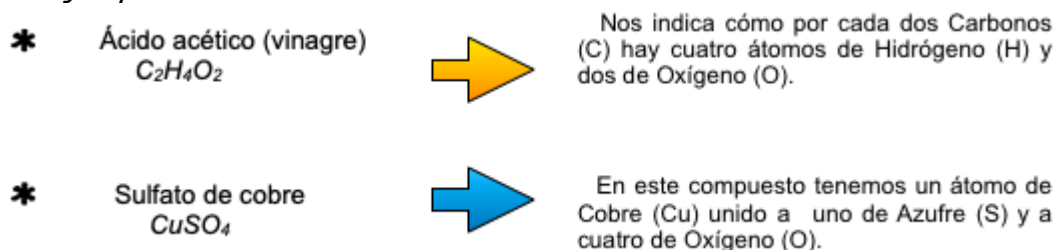
Si miramos cuál es el menor de todos y los reducimos a la unidad nos queda:

$$\begin{aligned} \square \text{ Número de átomos de H} &= \frac{0,794}{0,794} = 1 \\ \square \text{ Número de átomos de Na} &= \frac{1,587}{0,794} = 1,999 = 2 \\ \square \text{ Número de átomos de P} &= \frac{0,794}{0,794} = 1 \\ \square \text{ Número de átomos de O} &= \frac{2,381}{0,794} = 2,999 = 3 \end{aligned}$$

Por lo tanto, la fórmula empírica de nuestro producto es **Na<sub>2</sub>HPO<sub>3</sub>**.

La **fórmula molecular** es la fórmula real de la molécula y está formada por los símbolos que son los elementos químicos y unos subíndices que nos indica el número de átomos que participan en la formación de la molécula. Se representa por "fm".

Por ejemplo:



Cuando queramos calcular fórmulas moleculares (fm), además de hallar la fórmula empírica (fe) y el peso molecular de la misma (PMfe), necesitamos conocer el peso molecular del compuesto final (PMc) y de esta forma poder aplicar las ecuaciones siguientes y obtener así la fórmula molecular.

$$n = \frac{PMc}{PMfe} \quad FM = n(FE)$$

Por ejemplo:

*El succinato de dibutilo es un repelente utilizado en casas para los insectos. Su composición es 62,58% de Carbono, 9,63% de Hidrógeno y 27,79% de Oxígeno. Si su peso molecular determinado experimentalmente es de 239g/mol, obtén su fórmula molecular.*

En primer lugar, tenemos que calcular la fórmula empírica obteniendo el número de átomos de cada elemento químico:

$$\begin{aligned} \blacktriangleright \text{ De Carbono} &= \frac{62,58}{12,01} = 5,2106 \\ \blacktriangleright \text{ De Hidrógeno} &= \frac{9,63}{1,01} = 9,5346 \\ \blacktriangleright \text{ De Oxígeno} &= \frac{27,79}{16} = 1,7369 \end{aligned}$$

Reducimos todos a la unidad y obtenemos el número de átomos de cada elemento:

$$\begin{aligned} \square \text{ Número de átomos de C} &= \frac{5,2106}{1,7369} = 3 \\ \square \text{ Número de átomos de H} &= \frac{9,5346 \times 167,3}{1,7369} = 5,5 \\ \square \text{ Número de átomos de O} &= \frac{31,7369}{1,7369} = 1 \end{aligned}$$

La fórmula empírica del compuesto es  $C_3H_{5,5}O_1$ . Redondeamos los subíndices multiplicando todos los elementos por 2 y la fórmula empírica nos queda finalmente:  **$C_6H_{11}O_2$**

Para obtener la fórmula molecular tenemos que relacionar el peso molecular de ésta (PMc) con el peso molecular de la fórmula empírica (PMfe).

$$PM_{fe} : 6 \times 12,01(C) + 11 \times 1,01(H) + 2 \times 16(O) = 115,17 \text{ g/mol}$$

Con la ecuación antes mencionada relacionamos los dos pesos moleculares:

$$n = \frac{PM_c}{PM_{fe}} = \frac{230}{115,17} = 2 \longrightarrow FM = 2(Fe)$$

Nuestra fórmula molecular es:  **$C_{12}H_{22}O_4$** .

Una vez que hemos determinado la fórmula de la molécula podemos estudiar su **estructura** que es la ordenación o distribución que tienen los diferentes átomos unidos entre sí para dar lugar a la molécula final.

<https://bioprofe.com/formula-empirica-y-molecular/>

#### Descripción de la actividad sugerida

1. Continuación de la segunda parte del video.  
<https://www.youtube.com/watch?v=HLYQJwQlyWI>
2. Un compuesto tiene la siguiente composición en tanto por cien: 19,3% de Na, y 26,9% de S y 53,8% de O. Su peso molecular es 238. Calcula la fórmula molecular.
3. Una sustancia presenta una composición de 40% de carbono, 6,7% de hidrógeno y 53,3% de oxígeno. Sabiendo que su masa molecular es 60 gr/mol calcular su fórmula empírica y su fórmula molecular Datos Masas atómicas O = 16 ;H = 1 ;C=12
4. La fórmula empírica del ácido acético (el ingrediente importante del vinagre) es  $CH_2O$ . ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si se sabe que su masa molecular aproximada es de 60 g?
5. La alicina es un compuesto que le da el olor al ajo. Se analizó dicho compuesto y se obtuvieron las siguientes composiciones porcentuales en masa, C: 44.4%; H: 6.21%; S: 39.5%; O: 9.86%. Calcule su fórmula empírica. Sabiendo que su masa molecular es aproximadamente 162 g, ¿cuál es su fórmula molecular?
6. La masa molar de la cafeína es de 194.19 g. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína  $C_4H_5N_2O$  o  $C_8H_{10}N_4O_2$ ?
7. Proponga las estructuras moleculares de los anteriores compuestos

#### Webgrafía/material fotocopiado (Anexo)

<https://bioprofe.com/formula-empirica-y-molecular/>

#### Criterios de Evaluación

Interpretativo: A partir de la información de la guía los estudiantes deben aplicar los conceptos de esta para dar solución a los problemas planteados.