

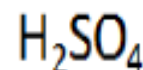
# COMPOSICIÓN PORCENTUAL FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

PROFESOR EFRÉN GIRALDO

# Fórmulas Químicas

- **Las fórmulas:** representan, de forma abreviada, las sustancias químicas tal y como se presentan en condiciones estándar (25 °C y 1 atm.). Símbolos + subíndices  $q$  indican el nº de átomos de cada elemento.

Ácido sulfúrico: dos átomos de hidrógeno por uno de azufre y cuatro de oxígeno



# Formula empírica y molecular

- Es la que solo da la relación mínima de átomos de un compuesto
- En cambio la fórmula molecular es la que relaciona el # real de cada tipo de átomos, en una molécula
- La fórmula molecular del peróxido de hidrógeno  $\text{H}_2\text{O}_2$ , bien su fórmula empírica es HO.
- El etileno: su fórmula molecular es  $\text{C}_2\text{H}_4$  y su fórmula empírica es  $\text{CH}_2$ .

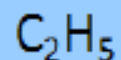
- Para el agua ( $H_2O$ ), la expresión será la misma en la forma molecular o empírica, son idénticas, es decir que la fórmula molecular y empírica se verán representadas de la misma forma  $H_2O$  para ambas.
- <http://youtu.be/hEgN1FBX3Fw>

ELABORÓ EFRÉN GIRALDO T.

## Tipos de fórmulas

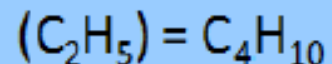
- **Fórmula empírica:** informa sobre la relación más sencilla en que se encuentran los átomos de una sustancia.

Fórmula empírica del butano

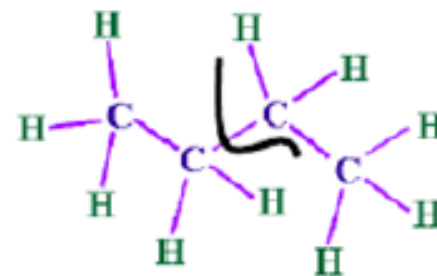


- **Fórmula molecular:** aplicable sólo a sustancias moleculares, nos informa del nº de átomos que integran cada molécula.

Fórmula molecular del butano



- **Fórmula estructural:** indica como se encuentran distribuidos y situados los distintos átomos en una molécula o estructura iónica



# Fórmulas Empíricas y Moleculares

---

Empírica → indica sólo tipo y proporción de átomos en la molécula.

Molecular → indica tipo y número de átomos en la molécula.

Por lo tanto, dos o más compuestos pueden tener igual fórmula empírica, pero difieren en la molecular.

Ej:

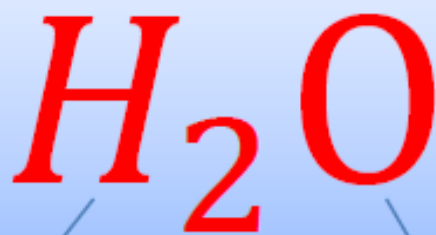
Benceno (empírica: CH; molecular: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>)

Etino (empírica: CH; molecular: C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>).

# 1. Conocida la fórmula hallar los % de cada elemento en el compuesto

- Un compuesto está formado por átomos.
- Por ejemplo el agua está formada por 2 átomos de H y 1 de O.
- Se puede conocer que % hay de H y % de O en el agua

ELABORÓ EFRÉN GIRALDO T.



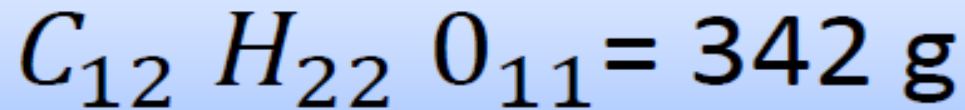
- 18 gr de  $H_2O$
- 2 gramos de H                      16 gramos de O
- 2 g de H están en 18 de  $H_2O$
- Armo el factor unitario:  $\frac{2 \text{ g de H}}{18 \text{ g de } H_2O}$
- $\frac{2 \text{ g de H}}{18 \text{ g de } H_2O} = 0.111$  (tiene las mismas unidades g )



- $\frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} * 100 \text{ g H}_2\text{O} = 11.1\% \text{ de H en el agua}$
- El agua tiene 11.1 % de H

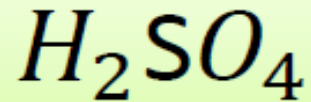
Hay 16 g de O en 18 g de agua

- $\frac{16 \text{ g de O x g.}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} * 100 \text{ g de H}_2\text{O} = 88.9 \% \text{ de O}$
- En el agua hay un 88.9 % de O



- $\frac{144 \text{ g } C}{342 \text{ g } C_{12} H_{22} O_{11}} * 100 = 42.1\%$
- $\frac{22 \text{ g } H}{342 \text{ g } C_{12} H_{22} O_{11}} * 100 = 6.4\%$
- $\frac{176 \text{ g } O}{342 \text{ g } C_{12} H_{22} O_{11}} * 100 = 51.5\%$
- $\frac{\quad}{\quad} = \underline{\quad}$   
100%

ELABORÓ EFRÉN GIRALDO T.



- Masa molecular = 98 g

- $\frac{2 \text{ g H}}{98 \text{ H}_2\text{SO}_4} * 100 = 2.1\%$

- $\frac{32 \text{ g S}}{98 \text{ H}_2\text{SO}_4} * 100 = 32.6\%$

- $\frac{64 \text{ g O}}{98 \text{ H}_2\text{SO}_4} * 100 = 65.3\%$

- $\frac{\quad}{\quad} * 100 = 100\%$

- Todos los aminoácidos contienen nitrógeno. La lisina es un aminoácido cuya composición porcentual es: 49,29 % de C, 9,65 % de H y 21,89 % de O. Una molécula de lisina contiene dos átomos de nitrógeno. ¿Cual es la fórmula molecular y la masa molar de la lisina

## 2. Conocidos los % hallar fórmula empírica

- 1. Dividir cada % por la masa molecular del respectivo elemento.
- 2. Se busca el % menor y se dividen todos los % por el menor.
- 3. Si no resultan # enteros, se multiplica por un # entero para que den enteros

ELABORÓ EFRÉN GIRALDO T.

## Ejercicio

La masa de un hidrocarburo contiene 80% de carbono y 20% de H

Halla la fórmula empírica

- La fórmula empírica para un hidrocarburo es  $C_xH_y$  donde:

$$x = \frac{80}{12} = 6.67 \quad y = 20/1 = 20$$

$$x \rightarrow \frac{6.67}{6.67} = 1 \quad y \rightarrow \frac{20}{6.67} = 3 \quad \rightarrow$$

La fórmula empírica es  $CH_3$   
Fórmula molecular  $(CH_3)_n$

## Ejercicio

Una sustancia orgánica que se supone pura ha dado la siguiente composición centesimal: 20.00% de C; 26.67% de O; 46.67% de N y 6.67% de H. Determina su fórmula empírica.

Sea  $C_xO_yN_zH_v$  la fórmula empírica

Tenemos que calcular  $x, y, z, v$ , que son proporcionales al nº de moles de los diferentes átomos

$$x = \frac{20.00}{12} = 1.67 \quad y = \frac{26.67}{16} = 1.67$$

$$z = \frac{46.67}{14} = 3.33 \quad v = \frac{6.67}{1.00} = 6.67$$

Dividiremos por 1.67

$$x \rightarrow \frac{1.67}{1.67} = 1; \quad y = \frac{1.67}{1.67} = 1;$$

$$z = \frac{3.33}{1.67} = 1.99; \quad v = \frac{6.67}{1.67} = 3.99$$

Por tanto:  $x=1; Y=1; Z=2; V=4$  y la fórmula es  $CON_2H_4$  (urea)

# Ejercicio

La aspirina es un analgésico muy conocido. Su composición, al analizar 1g de aspirina comercial, es la siguiente: 0.6 g de C; 0.044 g de H y el resto, de oxígeno. Determina su fórmula empírica

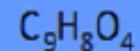
- Fórmula empírica  $C_xH_yO_z$

1º calculamos moles

$$x = \frac{0.6\text{g}}{12\text{g/mol}} = 0.05\text{mol C} \quad y = \frac{0.044\text{g}}{1.00\text{g/mol}} = 0.044\text{mol H}$$
$$z = \frac{1 - (0.6 + 0.044)\text{g}}{16\text{g/mol}} = 0.0222\text{ moles O}$$

- Dividimos por el menor nº

$$x: \frac{0.05}{0.0222} = 2.24; \quad y: \frac{0.044}{0.0222} = 2; \quad z: \frac{0.022}{0.022} = 1$$
$$x: 2.24 \cdot 4 = 9; \quad y: 2 \cdot 4 = 8; \quad z: 4 \cdot 1 = 4$$



ELABORÓ EFRÉN GIRALDO T.



- Una muestra de 10.0 g cuya formula molecular se desconoce contiene 2.737g de Sodio (Na), 0.119g de hidrógeno (H), 1.430g de carbono (C) y 5.714g de oxígeno (O). Determine la formula molecular si se sabe que la masa molar del compuesto es de 84g.

- **1)** Primero, determinar la formula empírica.
- $\text{Na} = 2.737\text{g}/22.99\text{g} = 0.119 \text{ mol}$
- $\text{H} = 0.119\text{g}/1.00\text{g} = 0.119 \text{ mol}$
- $\text{C} = 1.430\text{g}/12.01\text{g} = 0.119 \text{ mol}$
- $\text{O} = 5.714\text{g}/16.00\text{g} = 0.357 \text{ mol}$
- $\text{Na} = 0.119 \text{ mol} / 0.119 \text{ mol} = 1$
- $\text{H} = 0.119 \text{ mol} / 0.119 \text{ mol} = 1$
- $\text{C} = 0.119 \text{ mol} / 0.119 \text{ mol} = 1$
- $\text{O} = 0.357 \text{ mol} / 0.119 \text{ mol} = 3$
- Por lo que la formula empírica es  $\text{NaHCO}_3$ .

- **2)** Dividimos la masa molar aproximada del compuesto ( es decir, 84g ) entre la masa molar de la formula empírica (NaHCO<sub>3</sub>).
- $84\text{g} / 84\text{g} = 1$
- Por lo que para conocer la formula molecular tendremos que multiplicar por 1 la formula empírica.

# BIBLIOGRAFÍA

- <http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/resource/view.php?inpopup=true&id=139>