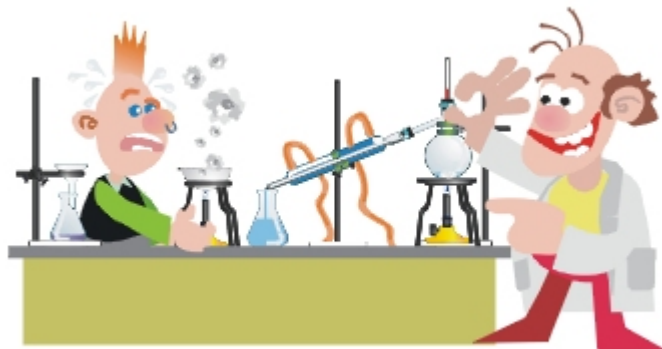


# EJERCICIOS FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR



1.- Calcula la fórmula empírica de un hidrocarburo que en un análisis dio la siguiente composición:

85,63% de C y 14,3% de H (Soluciones al final)

2.-El análisis de un compuesto dio la siguiente composición:

K: 26,57% Cr: 35,36% O: 38,07%. Calcula la fórmula empírica del compuesto.

3.-Un compuesto contiene 63,1 % de C y 11,92% de H y 24,97 de F .Calcula la fórmula empírica del compuesto.

4.-Mediante el análisis se vio que un compuesto orgánico contenía 43,37% de C y 10,59% de H y el resto oxígeno. Calcula su fórmula empírica.

5.-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.

6.- Un compuesto formado por carbono, hidrógeno y oxígeno tiene una masa de 4,6 g. Se hace reaccionar con 9,6 g de oxígeno dando 8,8 g de  $\text{CO}_2$  y 5,4 g de agua. Si cogemos 9,2 g de un compuesto en un volumen 5,80l en  $P= 780$  mmHg a una temperatura de  $90^\circ\text{C}$ . Calcula la fórmula empírica y molecular.



# EJERCICIOS FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

SOLUCIONES:

## Ejercicio 1:

85,63% de C = 85,63 g de C

$$n = m/PM$$

$$n = 85,63/12 = 7,1358 \text{ moles (átomo gramo)}$$

14,3% de H = 14,3 g de H

$$n = m/PM$$

$$n = 14,3/1 = 14,3 \text{ moles (átomo gramo)}$$

Ahora ya estaría, pero como no se pueden dejar decimales aplicamos un truco matemático, dividir todos entre el más pequeño

$$C: 7,1358/7,1358=1$$

$$H: 14,3/7,1358=2$$

Por tanto tenemos C:1 H:2 y se escribe la fórmula empírica así:



## Ejercicio 2:

Se hace igual que el anterior y la solución es:  $K_2 Cr_2 O_7$

## Ejercicio 3:

Se hace igual que el anterior y la solución es:  $C_4 H_9 F_1$

## Ejercicio 4:

Al final llegas a los siguientes moles:

1,255 de C

3,65 de H

1 de O

Como no son enteros a pesar de haber sido divididos por el más pequeño antes, ahora lo que se hace es multiplicar por 2 los tres a ver si sale entero y si no por tres y si no por cuatro....así hasta que salga entero. En este caso sale entero si se multiplica por 8.

La solución es:  $C_{10} H_{29} O_8$



# EJERCICIOS FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

## Ejercicio 5:

Al final llegas a los siguientes moles:

19,3% de Na = 19,3 g,  $n = 19,3/23 = 0,84$  moles

26,9% de S = 26,9/32 = 0,84 moles

53,8% de O = 53,8/16 = 3,36 moles

$$0,84/0,84 = 1$$

$$0,84/0,84 = 1$$

$$3,36/0,84 = 4$$

F.empírica Na S O<sub>4</sub>

Para la fórmula molecular necesito saber el peso molecular real, porque la empírica es la unidad mínima que se puede repetir que en este caso pesa:

$$\text{Na S O}_4 = 23 + 32 + 4 \cdot 16 = 119 \text{ g/mol}$$

Si el peso real fuera el doble querría decir que esto se repite dos veces y si fuera el triple esto se repetiría dos veces.

Como el enunciado dice que el peso molecular es 238

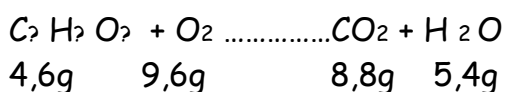
$$\text{PM}_{\text{real}}/\text{PM}_{\text{de la empírica}} = 238/119 = 2$$

Por tanto la fórmula molecular es dos veces la empírica

Na S O<sub>4</sub> · Na S O<sub>4</sub> = Na<sub>2</sub> S<sub>2</sub> O<sub>8</sub> y esta sería la respuesta.

## Ejercicio 6:

Para este ejercicio se usarán proporciones en Pesos moleculares o bien reglas de tres:





# EJERCICIOS FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

Vamos a aplicar un concepto muy básico: la materia no se crea ni se destruye así que todo el C que tenía en la muestra será carbono que está en el dióxido de carbono

PM  $CO_2 = 44g/mol$

Dentro de esos 44g 12g pertenecen al C y 32 al oxígeno esto quiere decir que si pongo una fracción  $12g/44g$  es como decir 12g de C respecto del total que es 44. Pues hago lo mismo con mis 8,8g

$$\frac{12g}{44g} = \frac{x}{8,8g}$$

Con esto sacamos la  $x = 2,4g$  que es en 8,8 g cuánto carbono hay que es precisamente el carbono que había en mi muestra porque el carbono no se destruye ni se crea sino que se transforma

Hacemos lo mismo con el H, el H de agua proviene del H de mi muestra, si logro saber cuanto H hay en el agua sabré lo que había en mi muestra:  
PM del agua = 18g/mol son 16 de O y 2 asociados al peso del H

$$\frac{2g \text{ de H}}{\text{En } 18g \text{ de agua}} = \frac{x \text{ g de H}}{\text{en } 5,4 \text{ g de agua}}$$

$$\frac{2g}{18g} = \frac{x}{5,4g}$$

La  $x = 0,6 \text{ g de H}$

Con el oxígeno no puedo hacer lo mismo porque el oxígeno de la muestra en se reparte entre el dióxido y el agua y además se mezcla con oxígeno añadido. Lo mejor es decir que si tengo 4,6 g de muestra menos lo que pesa el H y menos lo que pesa el C ya sé lo que pesa el O puesto que en mi muestra sólo hay C,H,O

$g \text{ de O} = 4,6 - 2,4 - 0,6 = 1,6g \text{ de O}$



# EJERCICIOS FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

$$n = m/PM$$

$$H: 0,6g/1 = 0,6 \text{ moles}$$

$$C : 2,4g/12 = 2 \text{ moles}$$

$$O: 1,6/19 = 0,1 \text{ moles}$$

Como no son enteros dividimos por el más pequeño:

$$H \quad 0,6/0,1 = 6$$

$$C \quad 0,2/0,1 = 2$$

$$O \quad 0,1/0,1 = 1$$

La fórmula empírica es:  $C_2 H_6 O$

Para la fórmula molecular necesito saber el PM real y para eso hacemos uso del resto de datos

$$Pv = nRT$$

$$(780/760) * 5,80 = n * 0,082 \text{ atm l/molK} * 363$$

$$n = 0,199998 \text{ moles}$$

$$n = m/PM$$

$$PM = m/n = 9,2/0,2 = 46 \text{ g/mol}$$

Como la fórmula empírica tiene un peso molecular de: 46g/mol

Y el Pm real es 46 también entonces

PM real/Pm empírica = 1 por tanto es una vez la empírica:

f.molecular:  $C_2 H_6 O$