

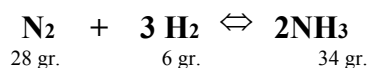
# LEYES PONDERALES

## 1 -LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (LAVOISIER ,1787)

La suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes.

( En toda reacción hay una variación de energía y por tanto de la masa ,  $E = mc^2$  , pero puede considerarse despreciable en el entorno práctico).

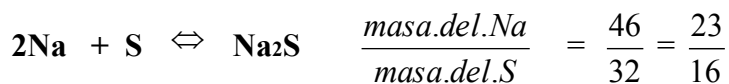
Ejem.



## 2 - LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS (PROUST,1801)

Cuando varios elementos se unen para formar una sustancia determinada, lo hacen siempre en proporciones definidas y fijas.

Ejem. 1.-



Ejem. 2.-

$$2 \text{ gr. De Hidrógeno} + 16 \text{ gr. De Oxígeno} \Rightarrow \frac{2 \text{ gr. H.}}{16 \text{ gr. Ox.}}$$

$$10 \text{ gr.} \quad \text{“} \quad + \quad 80 \text{ Gr.} \quad \text{“} \quad \Rightarrow \frac{10 \text{ gr. H.}}{80 \text{ gr. Ox.}}$$

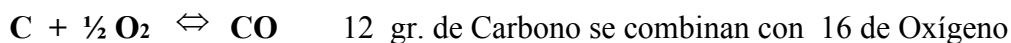
$$0,5 \text{ gr.} \quad \text{“} \quad + \quad 4 \text{ gr.} \quad \text{“} \quad \Rightarrow \frac{0,5 \text{ gr. H.}}{4 \text{ gr. Ox.}}$$

$$\text{En todos los casos se cumple que : } \frac{1 \text{ gr. Hidrógeno}}{8 \text{ gr. Oxígeno}}$$

### 3 - LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (DALTON, 1803)

Cuando dos elementos se unen para formar varias sustancias, a una cantidad fija de uno de ellos, le corresponden cantidades del otro que forman entre sí una relación de números sencillos.

Ejemplos :



$$\text{La relación entre las masas} \implies \frac{16}{12} ; \frac{32}{12} \Rightarrow \frac{32}{16} = \frac{2}{1}$$

$$\text{Relación : } \frac{\text{Masa - Nitrógeno}}{\text{Masa - Oxígeno}} : \begin{array}{ccc} 1^{\text{a}} \text{ Pba.} & 2^{\text{a}} \text{ Pba.} & 3^{\text{a}} \text{ Pba.} \\ \frac{7 \text{ gr.}}{4 \text{ gr.}} & \frac{7 \text{ gr.}}{8 \text{ gr.}} & \frac{7 \text{ gr.}}{12 \text{ gr.}} \end{array}$$

Relación entre las masa de Oxígeno que hay entre los diferentes compuestos:

$$\frac{4 \text{ gr.}}{8 \text{ gr.}} = \frac{1 \text{ gr.}}{2 \text{ gr.}} ; \quad \frac{4 \text{ gr.}}{12 \text{ gr.}} = \frac{1 \text{ gr.}}{3 \text{ gr.}} ; \quad \frac{8 \text{ gr.}}{12 \text{ gr.}} = \frac{2 \text{ gr.}}{3 \text{ gr.}}$$

La Ley de Dalton se cumple ya que, hemos obtenido una relación de Números sencillos.

El Oxígeno, O, y el Níquel, Ni, forman dos compuestos diferentes. uno tiene 21,4 % de Oxígeno y 78,6 % de Ni y el otro, 29,0 de Ox. Y 71,0 % de Ni. ¿ Cumple la Ley de as proporciones múltiples ?.

1º 21,4 % O , 78,6 % de Ni  $\Rightarrow$  En 100 gr.  $\Rightarrow$  21,4 gr. de O. y 78,6 gr. de Ni

2º 29,0 % O , 71,0 % de Ni  $\Rightarrow$  “  $\Rightarrow$  29,0 gr. de O. y 71,0 gr. de Ni

La masa de Ni por 1 Gr. de O. en todos los compuestos :

$$1 \text{ gr. de O. } \frac{78,6 \text{ gr. Ni}}{21,4 \text{ gr. O}} = 3,67 \text{ gr. Ni / gr. Ox.}$$

$$1 \text{ gr. de O. } \frac{71,0 \text{ gr. Ni}}{29,0 \text{ gr. O}} = 2,45 \text{ gr. Ni / gr. Ox.}$$

$$\frac{3,67 \text{ gr. Ni}}{2,45 \text{ gr. O}} = 1,5 = 3 / 2 \Rightarrow \text{Se cumple.}$$

Se hacen reaccionar diversas masas de C y O con los siguientes resultados :

Masas iniciales ( gr. )		Masa finales ( gr. )		Compuesto
<b>C</b>	<b>O</b>	<b>C</b>	<b>O</b>	
6	10	0	2	14
10	24	1	0	33
21	57	0	1	77
2	2	0,5	0	3,5

Masa que han reaccionado ( gr. )

<b>C</b>	<b>O</b>		
$6 - 0 = 6$	$10 - 2 = 8$	$\frac{6}{8} = \frac{3}{4}$	( a )
$10 - 1 = 9$	$24 - 0 = 24$	$\frac{9}{24} = \frac{3}{8}$	( b )
$21 - 0 = 21$	$57 - 1 = 56$	$\frac{21}{56} = \frac{3}{8}$	( b )
$2 - 0,5 = 1,5$	$2 - 0 = 2$	$\frac{1,5}{2} = \frac{3}{4}$	( a )

Compuestos diferentes a y b.

#### 4 - LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS ( RICHTER )

(PESO EQUIVALENTE)

Los pesos de elementos diferentes que se combinan con un mismo peso de un elemento dado, son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos.

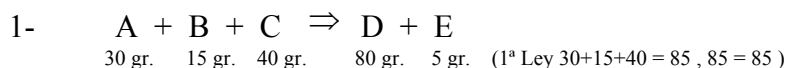
**H** 0,126 gr. + 1gr. de **O** para dar **H<sub>2</sub>O**    0,126gr.H + 4,413gr.Cl  $\Rightarrow$  HCl

**Cl** 4,4321gr. + 1 " " **O** " " **Cl<sub>2</sub>O**    0,126gr.H + 0,3753gr.C  $\Rightarrow$  CH<sub>4</sub>

**C** 0,3753gr. + 1 " " **O** " " **CO<sub>2</sub>**    4,4321gr.Cl + 0,3753gr.C  $\Rightarrow$  CCl<sub>4</sub>

El peso de un elemento que se combina con 8 partes (gr.) de Oxígeno o con 1,008gr. de Hidrógeno se le denomina **Peso Equivalente**.

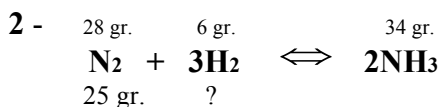
#### OTROS EJEMPLOS DE APLICACIÓN DE LAS LEYES PONDERALES



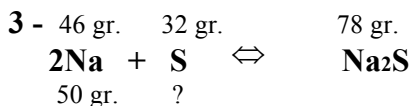
55 gr. A  $\frac{40 \text{ gr. } C}{30 \text{ gr. } A} = 73,33 \text{ gr. } C$  ,, 27,5 gr. B  $\frac{40 \text{ gr. } C}{15 \text{ gr. } B} = 73,33 \text{ gr. } C$  (2ª Ley)

Cálculo de los gr. de E : 55 gr. A  $\frac{5 \text{ gr. } E}{30 \text{ gr. } A} = 9,16 \text{ gr. } E$

Cálculo de los gr. de D : 55 gr. A  $\frac{80 \text{ gr. } D}{30 \text{ gr. } A} = 146,66 \text{ gr. } D$



25 gr. N<sub>2</sub>  $\frac{6 \text{ gr. } H_2}{28 \text{ gr. } N_2} = 5,36 \text{ gr.}$



50 gr. Na  $\frac{32 \text{ gr. } S}{46 \text{ gr. } Na} = 34,5 \text{ gr. } S$  ,, 50 gr. Na  $\frac{78 \text{ gr. } Na_2S}{46 \text{ gr. } Na} = 84,78 \text{ gr. } Na_2S$

4 - El Oxígeno y el Cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre que contienen 79,9 % y 88,8 % de Cobre respectivamente. Calcular la cantidad de Cobre que reacciona con 1 gr. de Oxígeno. (3ª LEY)

I En 100 gr. de Oxido : 79,9 gr. de Cu  $\Rightarrow$  20,1 gr. de Oxígeno.

II En 100 gr. de Oxido : 88,83 gr. de Cu  $\Rightarrow$  11,17 gr. de Oxígeno

Con 1 gr. de Oxígeno :

I 79,9 gr. Cu  $\rightarrow$  20,1 gr. de Ox.

X gr. Cu  $\rightarrow$  1 gr. de Ox.  $X = \frac{97,9}{20,21} = 3,975 \frac{\text{gr. de Cu}}{\text{gr. de Ox.}}$

II 88,83 gr. Cu  $\rightarrow$  11,17 gr. Ox.

X gr. Cu  $\rightarrow$  1 gr. Ox.  $X = \frac{88,83 \text{ gr. Cu}}{11,17 \text{ gr. Ox.}} = 7,953 \frac{\text{gr. Cu}}{\text{gr. Ox.}}$

Es decir con 1 gr. de Oxígeno  $3,975$  y  $7,953 \Rightarrow \frac{7,953}{3,975} = 2,0008 \Rightarrow \text{CuO y Cu}_2\text{O}$

**5** - El Nitrógeno reacciona con el Oxígeno para dar un Óxido de Nitrógeno, de forma que a partir de 40 grs. de Nitrógeno reaccionan 75 grs. de Oxígeno para producir el Óxido correspondiente. Calcular :

a) Masa de Nitrógeno que se necesita para reaccionar con 65 grs. de Oxígeno.                      b) Masa del Óxido.

a) **N<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → Óxido de Nitrógeno**

$$75 \text{ grs. Ox.} \rightarrow 40 \text{ grs. N.} \quad X = \frac{40 \cdot 65}{75} = 34,6 \text{ grs. de N}$$

$$65 \text{ grs. Ox.} \rightarrow X \text{ grs. N.}$$

b)

$$65 \text{ grs. Ox.} \cdot \frac{40 \text{ grs. N}}{75 \text{ grs. Ox.}} = 34,6 \text{ grs. de N}$$

