



Educaguía
.com

QUÍMICA

LEYES PONDERALES

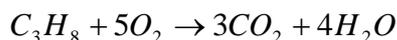
LEYES PONDERALES

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

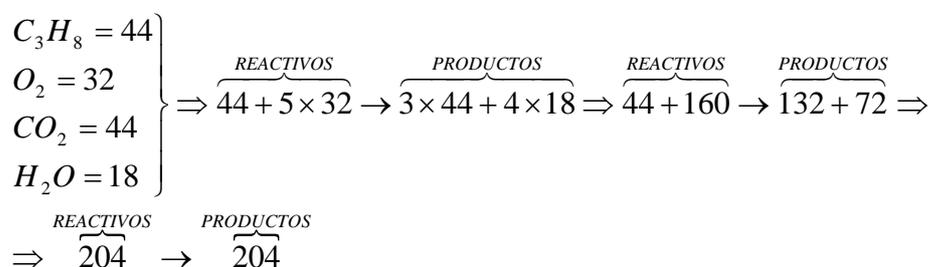
En una reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos de la reacción.

Esto lo podríamos comprobar en cualquier reacción química.

Ej.:



Pesos Moleculares



Como se puede comprobar cumple la ley de la conservación de la masa.

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en la misma relación de pesos.

Esto supone que al descomponer cualquier compuesto encontramos siempre la misma relación en peso entre sus elementos.

Esta ley nos permite saber que elemento queda en exceso cuando mezclamos distintas cantidades de cada uno de los componentes que forman el compuesto.

También nos permite con las cantidades, calcular los porcentajes de formación del compuesto.

Y por supuesto con los porcentajes calcular la fórmula empírica y si los datos lo permiten la fórmula molecular.



Veamos un ejemplo:

Cuando 1,00 g. de hierro reacciona con 1,00 g. de azufre, se producen 1,57 g. de sulfuro de hierro, quedando azufre sin reaccionar. Si ahora hacemos reaccionar 1,31 g. de hierro con 0,63 g. de azufre.

- ¿Quién quedará en exceso?
- ¿Qué cantidad de sulfuro de hierro se formará?
- ¿Cuál es la composición centesimal (% de cada elemento) de dicho compuesto?

- Si queda azufre sin reaccionar significa que uso todo el hierro, es decir 1,00 g., como se producían 1,57, significa que hay 0,57 de azufre.

Es decir: $1,57 - 1,00 = 0,57$

Así mismo nos pregunta que cuanto azufre quedará sin reaccionar, es evidente que quedarán sin reaccionar 0,43 g.

Ya que: $1,00 - 0,57 = 0,43$

- Queda claro en el apartado anterior que la relación entre el hierro y el azufre es:

0,57 g de azufre por cada 1,00 g. de hierro.

Como en esta ocasión tenemos 0,63 g de azufre, deducimos:

$$\frac{0,57 \text{ g. de azufre}}{1,00 \text{ g. de hierro}} = \frac{0,63 \text{ g. de azufre}}{x \text{ g. de hierro}} \Rightarrow x = 1,10 \text{ g. de hierro}$$

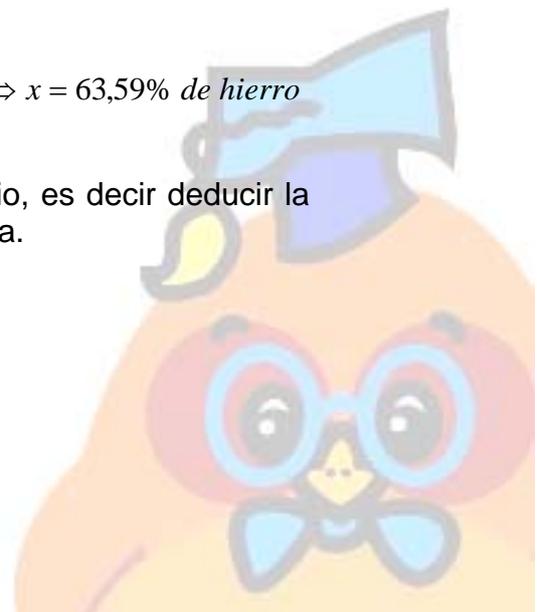
Como hay 1,31 g. de hierro \Rightarrow Según la ley de conservación de masa habrá $0,63 + 1,10 = 1,73$ g de sulfuro de hierro.

- La composición centesimal será fácil de calcular teniendo en cuenta el apartado anterior:

$$\frac{1,73 \text{ g. de sulfuro de hierro}}{0,63 \text{ g. de azufre}} = \frac{100 \text{ g. de sulfuro de hierro}}{x \text{ g. de azufre}} \Rightarrow x = 36,42\% \text{ de azufre}$$

$$\frac{1,73 \text{ g. de sulfuro de hierro}}{1,10 \text{ g. de hierro}} = \frac{100 \text{ g. de sulfuro de hierro}}{x \text{ g. de hierro}} \Rightarrow x = 63,59\% \text{ de hierro}$$

Si el dato fuera el porcentaje podríamos hacer lo contrario, es decir deducir la relación entre los elementos y por tanto la fórmula empírica.



Veamos un ejemplo:

¿Cuál es 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?

Número relativo de átomos de cada sustancia:

$$\left. \begin{array}{l} H = \frac{0,8}{1,008} = 0,794 \\ Na = \frac{36,5}{23} = 1,587 \\ P = \frac{24,6}{30,974} = 0,794 \\ O = \frac{38,1}{16} = 2,381 \end{array} \right\} \text{Reduciendo a la unidad} \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} H = \frac{0,794}{0,794} = 1 \\ Na = \frac{1,587}{0,794} = 1,999 \cong 2 \\ P = \frac{0,794}{0,794} = 1 \\ O = \frac{2,381}{0,794} = 2,999 \cong 3 \end{array} \right.$$

Por tanto la fórmula empírica es: Na_2HPO_3

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Cuando dos elementos se combinan en distintas proporciones para formar varios compuestos, si el peso de uno de ellos se mantiene constante, los pesos del otro varían según una relación de números enteros.

Veamos un ejemplo:

Recogemos dos muestras de óxido de cromo.

Muestra 1: Contiene 9,5 g. de metal en 12,4 g. de muestra.

Muestra 2: Contiene 11,7 g. de metal en 16,9 g. de muestra

Demostrar:

- Que no se trata del mismo compuesto.
- Que cumple la ley de las proporciones múltiples.

$$\left. \begin{array}{l} \text{a)} \\ \text{Muestra 1} \Rightarrow \frac{\text{Cromo}}{\text{Oxígeno}} = \frac{9,5\text{g}}{2,9\text{g}} = 3,3 \\ \text{Muestra 2} \Rightarrow \frac{\text{Cromo}}{\text{Oxígeno}} = \frac{11,7\text{g}}{5,2\text{g}} = 2,2 \end{array} \right\} \Rightarrow \text{No es el mismo compuesto}$$



- b) Hacemos una relación respecto a la misma cantidad de oxígeno y comparamos las cantidades de cromo entre sí. Podemos hacerlo al contrario.

$$\left. \begin{array}{l} 11,7 \text{ g.Cromo} \rightarrow 5,2 \text{ g.Oxígeno} \\ x \text{ g.Cromo} \rightarrow 2,9 \text{ g.Oxígeno} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 6,5 \text{ g.Cromo} \Rightarrow \text{las cantidades que pueden reaccionar}$$

con la misma cantidad de oxígeno (según el compuesto que formen) son :

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si es la Muestra 1} = 9,5 \text{ g} \\ \text{Si es la Muestra 2} = 6,5 \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{9,5}{6,5} = 1,5 = \frac{3}{2} \Rightarrow \text{Números enteros sencillos}$$

LEYES DE LOS GASES

LEY DE BOYLE-MARIOTTE

El volumen ocupado por una determinada masa de un gas es inversamente proporcional a la presión. Siempre y cuando la temperatura permanezca constante.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = cte.$$

Ejemplo:

Un gas medido a 25°C y sometido a 2 atm de presión, ocupa 1,2l. ¿Qué volumen ocupará si se disminuye la presión a 0,98 atm?

Como podemos ver la temperatura permanece constante por tanto podemos aplicar la ecuación anterior:

$$2 \text{ atm} \times 1,2 \text{ l} = 0,98 \text{ atm} \times V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{2 \text{ atm} \times 1,2 \text{ l}}{0,98 \text{ atm}} = 2,448 \text{ l}.$$

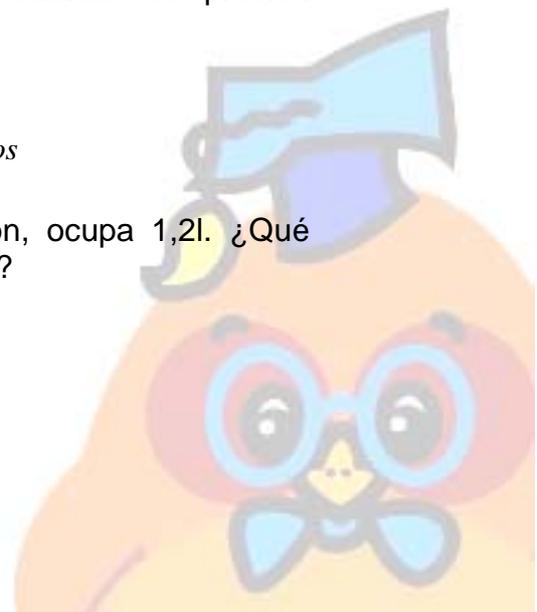
LEYES DE CHARLES-GAY LUSSAC

El volumen ocupado por una determinada masa de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Siempre y cuando su presión permanezca constante.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad T = t + 273 \begin{cases} T = \text{temperatura absoluta} \\ t = \text{temperatura en grados centígrados} \end{cases}$$

Un gas medido a 25°C y sometido a 2 atm de presión, ocupa 1,2l. ¿Qué temperatura soportará si se disminuye el volumen a 0,88l.?

$$\frac{1,2 \text{ l}}{(25 + 273)^\circ \text{ K}} = \frac{0,88 \text{ l}}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{0,88 \text{ l} \times 298^\circ \text{ K}}{1,2 \text{ l}} \Rightarrow T_2 = 218,53^\circ \text{ K}$$



La presión de una determinada masa de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, siempre y cuando se mantenga constante el volumen.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Un gas medido a 25°C y sometido a 2 atm de presión, ocupa 1,2l. ¿Qué presión soportará si se disminuye la temperatura a 18°C.?

$$\frac{2 \text{ atm}}{(25 + 273)^\circ \text{ K}} = \frac{P_2}{(18 + 273)^\circ \text{ K}} \Rightarrow P_2 = \frac{2 \text{ atm} \times 291^\circ \text{ K}}{298^\circ \text{ K}} = 1,95 \text{ atm.}$$

LEY DE LOS GASES IDEALES

En una determinada masa de un gas la relación entre las condiciones de presión, volumen y temperatura permanecen constantes.

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Un gas medido a 25°C y sometido a 2 atm de presión, ocupa 1,2l. ¿Qué volumen ocupará si se disminuye la temperatura a 18°C. y se aumenta la presión a 2,5 atm?

$$\frac{2 \text{ atm}}{(25 + 273)^\circ \text{ K}} = \frac{P_2}{(18 + 273)^\circ \text{ K}} \Rightarrow P_2 = \frac{2 \text{ atm} \times 291^\circ \text{ K}}{298^\circ \text{ K}} = 1,95 \text{ atm.}$$

VOLUMEN MOLAR DE LOS GASES. RELACIÓN MASA-VOLUMEN

Volumen molar de un gas es el volumen ocupado por un mol de cualquier gas. En condiciones normales, es decir, a 0°C y 1 atm de presión este volumen vale 22,4l.

Para poder saber cual es la relación masa-volumen de los gases en condiciones no normales debemos de aplicar:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}}{273^\circ \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{^\circ \text{ K} \cdot \text{mol}} = R$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = R \Rightarrow P \cdot V = R \cdot T \Rightarrow \text{Para "n" moles} \Rightarrow P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\text{Sabemos que : } n = \frac{\text{masa (en gramos)}}{\text{Masa Molecular}} = \frac{m}{M} \Rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$



Ejemplo:

¿Qué volumen ocupan 35 g. de oxígeno medidos a 27°C y 750 mm. de presión?

$$\left. \begin{array}{l} P = 750\text{mm} \cdot \frac{1\text{atm}}{760\text{mm}} = 0,987\text{atm} \\ T = 27 + 273 = 300^\circ\text{K} \\ M(\text{O}_2) = 16 \times 2 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array} \right\} \Rightarrow 0,987\text{atm} \cdot V = \frac{35\text{g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{^\circ\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300^\circ\text{K} \Rightarrow$$
$$V = \frac{35 \cdot 0,082 \cdot 300}{32 \cdot 0,987} \text{l} = 27,26\text{l}$$

