

LEYES PONDERALES

Hasta la segunda mitad del siglo XVIII, los alquimistas (precursores de los químicos) efectuaban experimentos, que anotaban y describían con sumo cuidado. Dibujaban los aparatos utilizados y explicaban detalladamente las técnicas experimentales; sin embargo, estaban desprovistos de leyes que permitieran un estudio organizado y reproducible de los procesos químicos.

Antoine Laurent Lavoisier dio fin a la falta de sistematización química al establecer el método científico, con lo cual contribuyó de forma notable al nacimiento de la química moderna como ciencia.

Las leyes de Antoine Laurent Lavoisier, Joseph-Louis Proust, John Dalton y Burton Richter son las leyes ponderales de la química, pues se refieren a la masa de las sustancias que se combinan.

Ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier

La ley de Lavoisier se enuncia:

"En toda transformación química, la masa total de las sustancias resultantes es igual a la masa total de las sustancias reaccionantes".

Ley de las proporciones definidas de Proust

En 1801, después de múltiples experimentos, Joseph-Louis Proust, químico francés, siguiendo la técnica de Lavoisier, comprobó y estableció que en las reacciones químicas se cumple la ley de las proporciones definidas. Su enunciado es:

"Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación de masas constante".

Ley de las proporciones múltiples de Dalton y ley de Richter o de los números proporcionales

Las leyes de proporciones múltiples forman parte del grupo de leyes ponderales y son aplicadas principalmente a nivel industrial para la síntesis de compuestos, y una explicación, por sencilla que fuera, resulta demasiado compleja para los no expertos.

VOLÚMENES DE COMBINACIÓN Y MOLÉCULAS (AVOGADRO)

Amadeo Avogadro, físico italiano, en el año de 1811 dio a conocer la hipótesis que permitía explicar la ley de los volúmenes de combinación. Propuso que las partículas de los gases elementales no estaban formadas por átomos, sino por agrupaciones de éstos a los que llamó moléculas. La hipótesis de Avogadro establece:

"Volúmenes iguales de diferentes gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas".

Esta hipótesis indica que no importa el tamaño ni el número de los átomos que constituyen las moléculas de los gases; en un volumen dado de cualquiera de ellos, existe el mismo número de moléculas (a presión y

temperatura igual).

Leyes Ponderales.

LEY DE LAVOYSIER O DE CONSERVACIÓN DE LA MASA.

En toda reacción química, la cantidad de masa reaccionante, o reactivo, es igual a la cantidad de masa resultante o producto.

Por ejemplo: si 16 gr de S y 100,3 gr de Hg reaccionan dando HgS, suponiendo que la reacción es total, ¿Cuanto HgS se obtiene? Como la reacción es $S + Hg \rightarrow SHg$. Si 32 gr de S originan 232,6 gr de HgS, al reaccionar 16 gr de S se producirán 116,3 gr de HgS, que es exactamente la suma de las cantidades de los reaccionantes. Si se hubiese añadido una cantidad mayor de Hg o de S, sobraría el exceso.

LEY DE PROUST O DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS.

Siempre que dos sustancias se combinan para dar un nuevo compuesto, lo hacen en proporciones fijas y determinadas.

Por ejemplo, si se combina C con O para dar CO_2 , reaccionan 12 gr de C con 32 gr de O dando origen a 44 gr de CO_2 . ¿Cuánto C reaccionará con 96 g de O? Hacemos una regla de tres:

$$12 \rightarrow x$$

$$32 \rightarrow 96, \text{ despejando: } x = 36 \text{ gr de C.}$$

LEY DE DALTON O DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES.

Cuando dos o mas elementos se combinan para dar más de un compuesto, las cantidades fijas de un elemento que se unen con una cantidad fija de otro guardan entre sí una relación como la de los números enteros más sencillos.

Por ejemplo: $S + O_2 \rightarrow SO_2$ $S + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow SO_3$

$$g \text{ de O} = 16 * 2 \quad g \text{ de O} = 16 * 3$$

$$g \text{ de S} = 32 \quad g \text{ de S} = 32$$

32 gr de O reaccionan con 32 gr de S para dar SO_2 48 gr de O reaccionan con 32 gr de S para dar SO_3

LEY DE RITCHER.

Las cantidades de varias sustancias que se combinan con una misma cantidad de otra son las mismas con las que se combinan entre sí, si la reacción es posible, o son sus múltiplos o submúltiplos.

Por ejemplo como la relación entre H y O es de 1 gr de H con 8 gr O (H_2O), luego:

La relación entre N y H es: $14/3$ en el NH_3

La relación entre N y O es: $14/8 * 2$ en el NO

La relación entre N y O es: $14/8 * 4$ en el NO_2

La relación entre N y O es: $14 \times 2/8 \times 2$ en el N_2O

Al ser la relación del N con el H de 1-1, entonces la relación entre el N y el O será 1 - 8, o sus múltiplos como se ve en estos ejemplos, ya que la relación entre el H-O es 1-8.

LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN.

Los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química guardan relación de los números enteros, si están medidos en iguales condiciones de presión y temperatura.

LEY DE AVOGADRO.

Volúmenes iguales de diferentes gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen el mismo número de moléculas.

Por ejemplo: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ 1 volumen de nitrógeno reacciona con 3 volúmenes de hidrógeno para dar dos volúmenes de amoníaco (a igual presión y temperatura)

Leyes Volumétricas

Muchos elementos y compuestos son gases, donde resulta más cómodo medir el volumen que el peso. Las leyes volumétricas sólo son aplicables a gases.

1.-LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN (Gay-Lussac 1808)

"En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen, están en una relación de números enteros sencilla."

Ejemplo:

$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$	1 litro de Nitrógeno se combina con 3 litros de Hidrógeno para obtener 2 litros de Amoníaco, nótese que el volumen no se conserva, los reactivos ocupaban 4 litros mientras los productos sólo ocupan 2 litros.
--------------------------------	---

2.-LEYES DE LOS GASES IDEALES

Llamamos Gases ideales a ciertos gases que cumplen unas características que se pueden resumir en que sus moléculas no interactúan entre ellas y que se mueven de forma aleatoria colisionando de forma perfectamente elástica con las paredes del recipiente y entre ellas. Los Gases ideales no existen, pero los gases reales, en condiciones de baja presión y altas temperaturas, se comportan de manera muy parecida a gases ideales.

a)Ley de Boyle y Mariotte.

"Para una masa de gas mantenida a temperatura constante, el producto de la presión por el volumen, es constante."

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

b)Leyes de Gay-Lussac

"Para una masa de gas a volumen constante, las presiones son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas." (comentar la escala absoluta de temperaturas en °K)

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

"Para una masa de gas a presión constante, los volúmenes son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas."

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

c) Ecuación general de estado de los Gases Perfectos

$$(P_1 \cdot V_1)/T_1 = (P_2 \cdot V_2)/T_2$$

$$PV = nRT \quad R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{K} \cdot \text{mol} = 8.3144 \text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

d) Ley de Dalton

"En una mezcla gaseosa, la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los gases que la forman." fracción molar $x_i = n_i/n_t$

HIPÓTESIS DE AVOGADRO (Avogadro 1811)

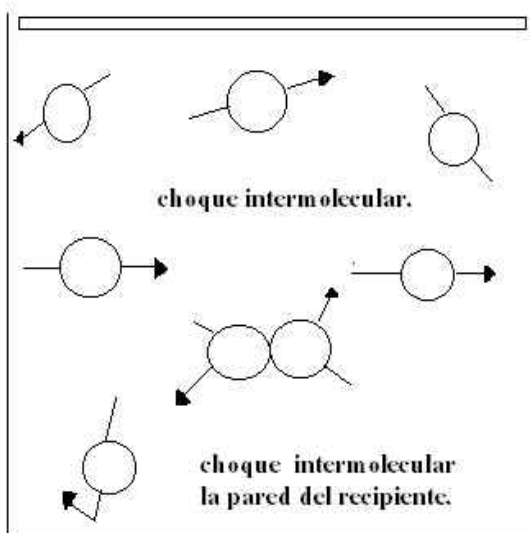
Avogadro postuló que las moléculas de los elementos gaseosos constarían de dos átomos cada una, y... *"En volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T, existe el mismo número de moléculas."*

Esta hipótesis aún hoy no se ha podido comprobar, pero se da como una de las aseveraciones más ciertas, y se usa como fundamento de la estequiometría, ya que todos los efectos macroscópicos indican que Avogadro estaba en lo cierto. La conclusión definitiva llegará el día que podamos contar las moléculas que hay en un volumen determinado.

Dato: C.N. 22.4 litros = $6.023 \cdot 10^{23}$ moléculas.

1 litro = $2.68 \cdot 10^{22}$ moléculas

LEYES VOLUMETRICAS DEL ESTADO GASEOSO.



Las leyes volumetricas más sencillas relacionan dos de las cuatro magnitud es del estado gaseoso.Las dos restante se mantienen constantes.

Magnitudes	UNIDADES
MAZA (m)	La unidad de masa en el sistema c.g.s. es el gramo.
volumen (v)	Los volúmenes gaseosos son expresados en litros o mililitros.
presión (p)	La equivalencia entre las unidades de presión más comunes es: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1000 \text{ milibares}$
temperatura (ty T)	En cuanto a la temperatura, la escala centígrada no encuentra aplicación en los cálculos, debiéndose emplear la escala absoluta o KELVIN. Ambas temperaturas quedan relacionadas por la igualdad: $t^{\circ}\text{C} + 273 = T^{\circ}\text{K}$

