

Republica Bolivariana de Venezuela

Ministerio de Educación, Cultura y Deportes

I.U. Politécnico Santiago Mariño

LEYES PONDERALES

Barinas, abril de 2004

Introducción:

Las leyes ponderales son un conjunto de leyes que tienen como objetivo el estudio del peso relativo de las sustancias, en una reacción química, entre dos o más elementos químicos. Por lo tanto se puede decir que se divide en cuatro importantes leyes como lo son:

- **Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier. 1789:**

Este resultado se debe al químico francés A. L. Lavoisier, quien lo formulo en 1774. Considerando que La ley de la conservación de la masa dice que en cualquier reacción química la masa se conserva, es decir, la masa y la materia ni se crea ni se destruye, sólo se transforma y permanece invariable.

- **Ley de las proporciones definidas o ley de Proust. 1801.**

En 1808, tras ocho años de las investigaciones, Proust llego a la conclusión de que para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen y siempre en la misma proporción ponderal.

- **Ley de Dalton de las proporciones múltiples. 1803**

Dalton elaboró la primera teoría atómica y realizó numerosos trabajos de los cuales formuló en 1803: Cuando dos o más elementos pueden formar más de un compuesto, las cantidades de uno de ellos que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí relación de números enteros sencillos.

- **Ley de Richter a de las proporciones recíprocas o equivalentes, masas de combinación o masas equivalentes. 1792**

Fue enunciada por el alemán J. B. Richter en 1792 y dice que los pesos de dos sustancias que se combinan con un peso conocido de otra tercera son químicamente equivalentes entre si.

Leyes ponderales:

Estas leyes reciben el nombre de ponderales por referirse al peso de las sustancias que reaccionan. Son leyes empíricas.

- **Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier. 1789:**

Antoine Laurent de Lavoisier (1743–1794), químico francés, considerado el fundador de la química moderna.

Lavoisier nació el 26 de agosto de 1743 en París y estudió en el Instituto Mazarino. Fue elegido miembro de la Academia de Ciencias en 1768. Ocupó diversos cargos públicos, incluidos los de director estatal de los

trabajos para la fabricación de la pólvora en 1776, miembro de una comisión para establecer un sistema uniforme de pesas y medidas en 1790 y comisario del tesoro en 1791. Trató de introducir reformas en el sistema monetario y tributario francés y en los métodos de producción agrícola. Como dirigente de los campesinos, fue arrestado y juzgado por el tribunal revolucionario y guillotinado el 8 de mayo de 1794.

Los experimentos de Lavoisier fueron de los primeros experimentos químicos realmente cuantitativos que se realizaron. Demostró que en una reacción química, la cantidad de materia es la misma al final y al comienzo de la reacción. Estos experimentos proporcionaron pruebas para la ley de la conservación de la materia y la masa. Lavoisier también investigó la composición del agua y denominó a sus componentes oxígeno e hidrógeno.

Algunos de los experimentos más importantes de Lavoisier examinaron la naturaleza de la combustión, demostrando que es un proceso en el que se produce la combinación de una sustancia con el oxígeno. También reveló el papel del oxígeno en la respiración de los animales y las plantas. La explicación de Lavoisier de la combustión reemplazó a la teoría del flogisto (Principio imaginado por Stahl en el siglo XVIII, que formaba parte de todos los cuerpos y era causa de su combustión.) en la cuales eran las sustancias que desprendían los materiales al arder.

Con el químico francés Claude Louis Berthollet y otros, Lavoisier concibió una nomenclatura química, o sistema de nombres, que sirve de base al sistema moderno. La describió en Método de Nomenclatura Química (1787). En Tratado elemental de química (1789), Lavoisier aclaró el concepto de elemento como una sustancia simple que no se puede dividir mediante ningún método de análisis químico conocido, y elaboró una teoría de la formación de compuestos a partir de los elementos. También escribió Sobre la Combustión (1777), y Consideraciones sobre la Naturaleza de los Ácidos (1778).

La ley de la conservación de la masa dice que en cualquier reacción química la masa se conserva, es decir, la masa y la materia ni se crea ni se destruye, sólo se transforma y permanece invariable.

Para Lavoisier los cambios en las sustancias no producían la creación o destrucción de materia. Experimentalmente (utilizó y perfeccionó la balanza) demostró que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos. " Durante un cambio químico no existe cambio en la masa de los reactivos al convertirse en productos". "

– ¿El hierro al oxidarse gana masa? ¿La madera al quemarse pierde masa?

En un sistema cerrado (Sin intercambiar materiales con el exterior) la masa total de las sustancias existentes no varía aunque se produzca cualquier reacción química entre ellas.

En las reacciones nucleares (no en las reacciones químicas habituales) hay una relación entre masa y energía $E=mc^2$. La masa se puede transformar en energía y la energía se puede transformar en masa. $100 \text{ kcal} = 4.65 \times 10^{-12} \text{ Kg}$.

• Ley de las proporciones definidas a de la composición constante o ley de Proust. 1801.

La ley de Proust no se cumple exactamente. La causa es que la masa atómica promedio depende de la composición isotópica del elemento. Esta puede variar según su origen. Tampoco cumplen esta ley algunos sólidos iónicos, como el óxido de zinc o el sulfuro de cobre (II) o los semiconductores extrínsecos, debido a defectos en la red cristalina. Estas sustancias se llaman compuestos no estequiométricos o bertóolidos en honor a Berthollet.

En 1808, tras ocho años de las investigaciones, Proust llegó a la conclusión de que para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen y siempre en la misma proporción ponderal.

Por ejemplo, para formar agua H₂O, el hidrógeno y el oxígeno intervienen en las cantidades que por cada mol, se indican a continuación:

1 MOL AGUA PESA : (2)1,008 gH + 15,999 gO = 18,015 g

Para simplificar los cálculos, se suele suponer que el peso atómico de H es 1 y el O es 16: 1 mol de agua = 2 + 16 = 18 g, de los que 2 son de H y 16 de oxígeno. Por tanto, la relación ponderal (o sea, entre pesos) es de 8g de oxígeno por cada uno de hidrógeno, la cual se conservara siempre que se deba formar H₂O (en consecuencia, si por ejemplo reaccionaran 3 g de H con 8 de O, sobrarían 2g de H).

Una aplicación de la ley de Proust es la obtención de la denominada composición centesimal de un compuesto, esto es, el porcentaje ponderal que representa cada elemento dentro de la molécula.

Ejemplo:

En la reacción de formación del amoníaco, a partir de los gases Nitrógeno e Hidrógeno:



las cantidades de reactivos que se combinaban entre sí, fueron:

NITRÓGENO	HIDRÓGENO
28 g.	6 g.
14 g.	3 g.
56 g.	12 g.

Cuando dos o más elementos o compuestos se combinan para formar un mismo compuesto determinado, lo hacen siempre en una proporción en peso fija y constante. La composición centesimal de cualquier compuesto se mantiene constante.

• Ley de Dalton de las proporciones múltiples. 1803

Dalton elaboró la primera teoría atómica y realizó numerosos trabajos fruto de los cuales es esta ley que formuló en 1803:

Si dos elementos químicos se combinan para formar distintos compuestos y la cantidad de uno de ellos permanece fija, las cantidades del otro que se combinan con él están en una relación numérica sencilla:

Por ejemplo: $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

$\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$

De la primera reacción tenemos la relación:

Masa de O₂ 16 g

=

Masa de H₂ 2 g

De la segunda reacción tenemos la relación:

Masa de O₂ 32 g

=

Masa de H₂ 2 1

Por lo tanto, la masa de O₂ que se combina con una cantidad fija de H, para formar agua o agua oxigenada está en una relación numérica sencilla de 16/8 o lo que es lo mismo de 2/1.

Puede ocurrir que dos elementos se combinen entre sí para dar lugar a varios compuestos (en vez de uno solo, caso que contempla la ley de proust). Dalton en 1808 concluyo que: los pesos de uno de los elementos combinados con un mismo peso del otro guardaran entre sí una relación, expresables generalmente por medio de números enteros sencillos.

Ejemplo:

La combinación de una misma cantidad de Carbono (12 gramos) con distintas cantidades de Oxígeno.

C + O ₂ --> CO ₂	12 g. de C + 32 g. de O ₂ --> 44 g. CO ₂
C + ½ O --> CO	12 g. de C + 16 g. de O ₂ --> 28 g. CO ₂

Se observa que las cantidades de oxígeno mantienen la relación numérica sencilla (en este caso "el doble")

$$32/16 = 2$$

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos están en una relación de números enteros sencillos.

Si dos elementos forman más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se combinan con la misma cantidad del otro, están en una proporción de números enteros y sencillos.

A + B C

x g y g

A + B D

x g z g

y/z = relación de números enteros y sencillos.

• Ley de Richter a de las proporciones reciprocas o equivalentes, masas de combinación o masas equivalentes. 1792

En 1792, antes de que Proust y Dalton enunciaran sus leyes, Richter enunció esta ley:

Si pesos de distintos elementos se combinan con un mismo peso de un elemento determinado, cuando esos elementos se combinen entre sí, sus pesos relativos serán múltiplos o submúltiplos de aquellos pesos

Así, por ejemplo, en el oxido de hierro (II) (FeO) y en el monóxido de azufre (SO), la cantidad de oxígeno que se combina con los otros elementos es la misma, obteniéndose las siguientes relaciones:

Fe 56 S 32

= ; ----- =

O 16 O 16

Luego cuando el hierro y el azufre se combinen para formar sulfuro de hierro (II) (FeS) o sulfuro de hierro (III) (Fe₂S₃), sus pesos relativos serán múltiplos de los de su combinación con el oxígeno, es decir:

FeS: Fe 56 Fe₂S₃: Fe 56 . 2

= ; =

S 32 S 32 . 3

Ejemplo:

En las reacciones de una misma cantidad de Hidrógeno (1 gramo) con dos elementos distintos, observamos las cantidades de combinación:

$N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$	1 g. H ₂ ↔ 4.66 g. N ₂
$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$	1 g. H ₂ ↔ 8 g. O ₂

Resulta que estas cantidades guardan una relación de números sencillos con las cantidades que se combinan entre sí entre Nitrógeno y Oxígeno, para formar el monóxido de nitrógeno:

$N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO$	28 g. N ₂ ↔ 32 g. O ₂
------------------------------	---

$$4.66/8 = (28/32)*4$$

Esto dio origen al concepto de PESO EQUIVALENTE:

Peso equivalente de un elemento es la cantidad del mismo que se combina con 8 g. de Oxígeno, o con 1.008 g. de Hidrógeno.

Las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de un elemento dado son las masas con que se combinan entre sí, o bien múltiplos a submúltiplos de dichas masas.

Se define la masa de combinación o peso equivalente de un elemento como la masa de este que se combina con 8 g de oxígeno. Se halló que la masa equivalente más pequeña era la del hidrógeno, a esta masa se le asignó el valor uno y se tomó como referencia. El peso equivalente de un elemento depende del tipo de compuesto formado.

Compuestos	Oxígeno	Hidrógeno	Cloro	Carbono	Calcio	Azufre
1	1.0000g	0.1260g				
2	1.0000g		4.4321g			
3	1.0000g			0.3753g		
4	1.0000g				2.5050g	
5	1.0000g					1.0021g
6		0.1260g	4.4321g			
7			4.4321g	0.3753g		
8			4.4321g			4.0082g
9		0.1260g		0.3753g		
10					2.5050g	2.0042g

Conclusión:

Se puede decir q las leyes ponderales son un conjunto de leyes que se descubrieron por vía experimental y que hacen referencia a las relaciones que, en una reacción química, cumplen los pesos de las sustancias reaccionantes y de los productos de la reacción.

La cual las Leyes Ponderales se divide en cuatro leyes que son: Ley de Lavoisier o de la conservación de las masas, que trata, que en una reacción química, la suma de las masa de las sustancias reaccionantes debe ser igual a la suma de las masas de los productos o sea que la masa y la materia ni se crea ni se destruye, sólo se transforma y permanece invariable. Ley de Proust o de las proporciones constantes, dice, que cuando se crea una reacción química los elementos químicos que se unen siempre tienen la misma proporción ponderal o sea su peso relativo. Ley de Dalton o de las proporciones múltiples, cuando dos elementos se combinan para producir nuevos compuestos se concluyo que los pesos de uno de los elementos combinados con un mismo peso del otro guardan entre si una relación, expresable casi siempre por medio de números enteros sencillos, y por ultimo, la Ley de Richter o de los pesos equivalentes dice que los pesos de dos sustancias que se combinan con un peso conocido de otra tercera son químicamente equivalentes entre si.

Bibliografía:

Leyes ponderales

- www.monografias.com/trabajos10/lepo/lepo.shtml

Leyes ponderales

- www.comprar-online.org/leyes_ponderales.htm

Leyes ponderales

- apuntes.rincondelvago.com/estequiometria_2.html

Leyes ponderales

- www.fqt.izt.uam.mx/Alumnos/JRC/quimica2.htm

Leyes ponderales

- www.librys.com/oposicionesfisicayquimica/