



Materiales Educativos GRATIS

QUIMICA

TERCERO

LEYES PONDERALES DE LA ESTEQUIOMETRÍA

DEFINICIÓN

La palabra «estequiometría», se deriva del griego stoicheion, que significa «primer principio o elemento», que quiere decir «medida». La estequiometría describe las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos (composición estequiométrica) y entre las sustancias cuando experimentan cambios químicos (estequiometría de reacción).

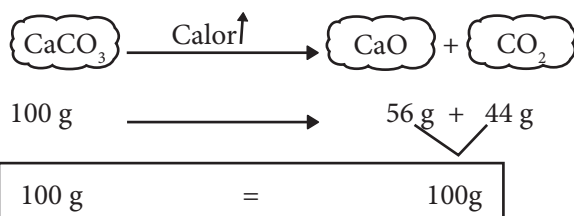
Las leyes Estequiométricas tienen su importancia porque radica en que podemos predecir la masa de los productos formados en una reacción química conociendo la cantidad de sustancias de los reactantes.

LEYES PONDERALES (GRAVIMÉTRICAS)

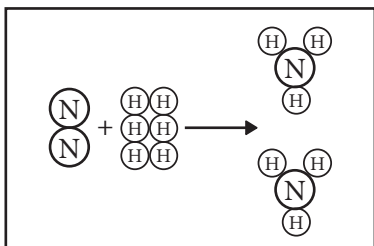
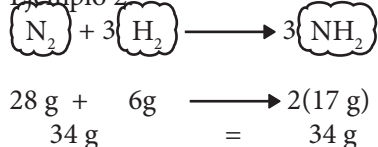
A. Ley de conservación de las masas o materia

Fue planteado por el químico francés Antoine Lavoisier en 1789. «En toda reacción química, las masas de las sustancias reactantes es siempre igual a la suma de las masas de los productos» afirmando la ley de conservación de la materia, donde esta no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Ejemplo 1:



Ejemplo 2:



Nota:

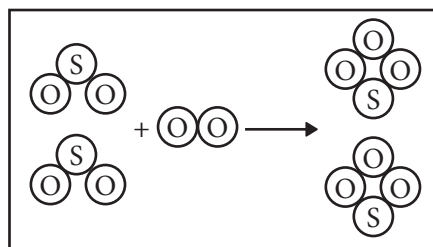
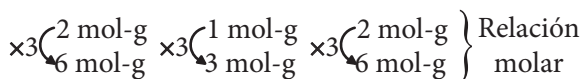
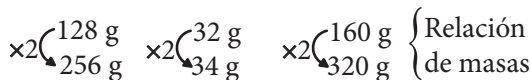
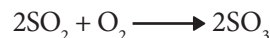
Según la ley de conservación de masas, la suma de masas reactantes es igual a los productos.

B. Ley de las proporciones definidas o composición constante

Fue enunciado por el químico francés Joseph L. Proust en 1799 «cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción en masa fija o invariable», cualquier exceso quedarán sin reaccionar.



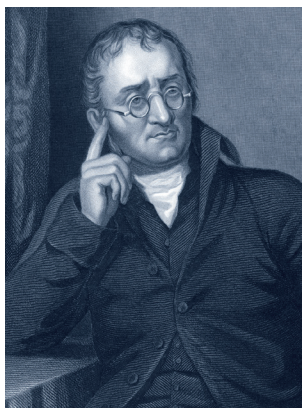
Ejemplo:



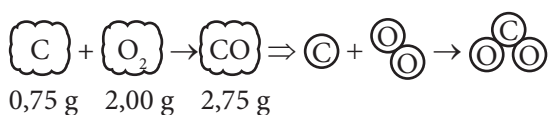
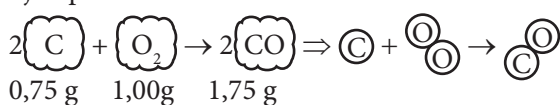
C. Ley de las proporciones múltiples

Esta ley fue enunciada por el químico inglés John Dalton en 1804, considerado como el padre de la Teoría Atómica Moderna.

«Si dos elementos forman compuestos diferentes, las masas de un elemento que se combina con la masa fija de otro elemento se encuentran en relaciones de números enteros sencillos».



Ejemplo:



Se observa que la relación de pesos de oxígeno que reaccionan con un peso fijo de carbono (0,75 g) es:

$$\frac{1,00 \text{ g}}{2,00 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

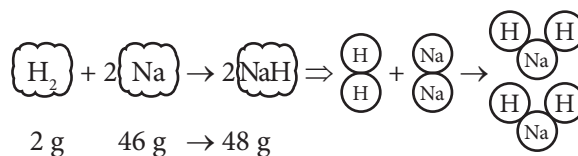
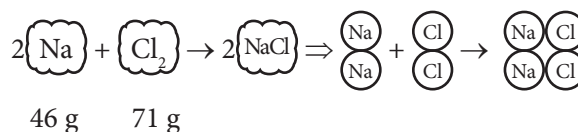
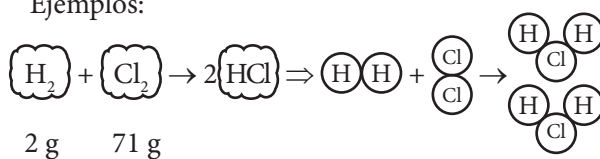
D. Ley de las proporciones recíprocas (o pesos de combinación)

Fue planteado por J.B. Richter y C.F. Wenzel en 1792:

«Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento dan la relación en que ellos se combinarán entre sí (o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas)»



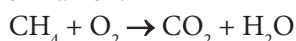
Ejemplos:



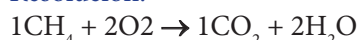
Trabajando en clase

Integral

1. Con 5 mol de metano (CH₄) cuántas mol de agua (H₂O) se forman en:

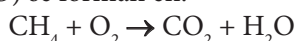


Resolución:



x = 10 MOL de H₂O

2. Con 7 MOL de metano (CH₄) cuántas MOL de agua (H₂O) se forman en:

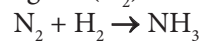


- a) 12 MOL c) 10 e) 15
b) 14 d) 12

3. Si en la siguiente reacción (N₂ + H₂ → NH₃) se formaron 8 mol de amoníaco (NH₃). ¿Cuántas MOL de hidrógeno (H₂) reaccionaron?

- a) 12 c) 14 e)
b) 13 d)

4. Si se formaron 14 mol de amoníaco (NH₃) ¿Cuántas mol de nitrógeno (N₂) se utilizó en?



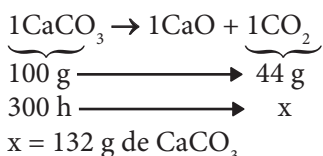
- a) 2 mol c) 7 e) 9
b) 5 d) 6

UNMSM

5. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono (CO_2) se forman al descomponer 300 g de carbonato de calcio (CaCO_3)?



Resolución:

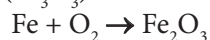


6. Si se descompone 500 g de carbonato de calcio (CaCO_3) ¿Cuántos gramos de óxido de calcio (CaO) se producen?



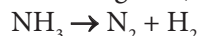
- a) 250 g c) 352 e) 149
b) 280 d) 270

7. Se oxida 448 g de hierro (Fe) cuántos gramos de óxido férrico (Fe_2O_3) se forman.

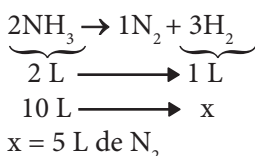


- a) 640 g c) 256 g e) 630
b) 448 d) 560

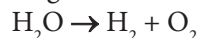
8. Si se descompone 10 litros de amoníaco (NH_3) ¿Cuántos litros de nitrógeno (N_2) se producen?



Resolución:



9. Si se descompone 20 litros de agua (H_2O) ¿Cuántos litros de hidrogeno se formaron?



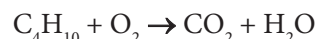
- a) 10 L c) 30 e) 40
b) 20 d) 25

10. Si se combustiona 5 litros de propano (C_3H_8) ¿Cuántos litros de dióxido de carbono (CO_2) se formaron?



- a) 5 mol c) 15 e) 25
b) 10 d) 20

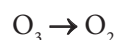
11. ¿Cuántos litros de agua (H_2O) se formaron al reaccionar 6 litros de butano (C_4H_{10}) con suficiente oxígeno?



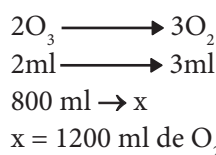
- a) 20 L c) 30 e) 40
b) 10 d) 15

UNI

12. Con 800 ml de ozono (O_3) cuántos mililitros de oxígeno (O_2) se producen.



Resolución:

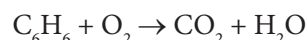


13. Al descomponer 400 ml de cloruro de hidrógeno (HCl) ¿Cuántos mililitros de cloro (Cl_2) se producen?



- a) 200 ml c) 50 e) 300
b) 100 d) 2

14. ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para combustionar 12 mol de benceno?



- a) 65 mol c) 60 e) 90
b) 12 d) 80

15. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) utilizan para neutralizar 365 g de ácido clorhídrico (HCl)?

- a) 400 g c) 365 g e) 350 g
b) 600 g d) 500 g