

ESTEQUIOMETRÍA

Parte de la química que se encarga del estudio de las relaciones cuantitativas (cantidades) de las sustancias que intervienen en una reacción química.

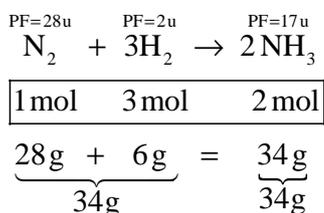
El estudio de la estequiometría hace uso de dos tipos generales de leyes:

- Las Leyes Ponderales estudian las relaciones másicas entre las sustancias que intervienen en una reacción química.
- Las Leyes Volumétricas estudian las relaciones de combinación volumétricas de gases.

1. LEYES PONDERALES

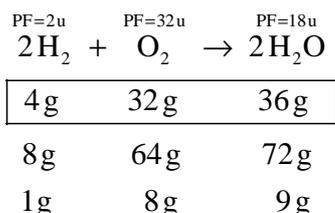
A. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

Descubierta por Antoine Lavoisier. Establece que “la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”. Esta ley aplicada a la estequiometría establece que la suma de las masas de las sustancias al inicio de la reacción es igual a la suma de las masas de las sustancias al final del proceso, incluyendo las posibles pérdidas y los materiales inertes e impurezas.



B. LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

Llamada también Ley de las Proporciones Definidas. Propuesta por Joseph Proust, establece que cuando dos sustancias se combinan lo hacen en una proporción constante y definida entre sus masas. Cualquier exceso queda sin reaccionar.



Nótese que la relación de masas de las sustancias que intervienen en la reacción es siempre constante

$$\frac{\text{masa}(\text{H}_2)}{4\text{ g}} = \frac{\text{masa}(\text{O}_2)}{32\text{ g}} = \frac{\text{masa}(\text{H}_2\text{O})}{36\text{ g}}$$

$$\frac{\text{masa}(\text{H}_2)}{1} = \frac{\text{masa}(\text{O}_2)}{8} = \frac{\text{masa}(\text{H}_2\text{O})}{9}$$

C. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Propuesta por John Dalton, establece que si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, si la masa de uno de ellos permanece constante; la masa del otro varía en una relación de números enteros sencillos.

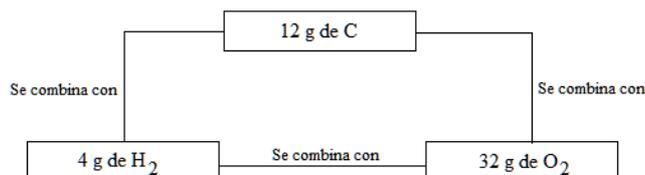
Base	Masas	
1 mol	S (m.A. = 32 u)	O (m.A. = 16 u)
SO	1 x 32 g	1 x 16 g
SO ₂	1 x 32 g	2 x 16 g
SO ₃	1 x 32 g	3 x 16 g

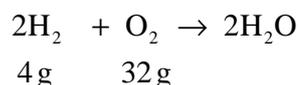
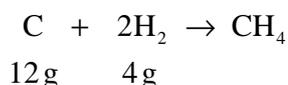
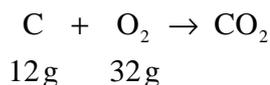
Nótese que el azufre y el oxígeno forman tres compuestos diferentes, se mantiene constante la masa del azufre y la masa del oxígeno varía en una relación de números enteros sencillos (1:2:3)

D. LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS

Propuesta por Wenzel-Ritcher, establece que cuando dos sustancias se combinan con una misma masa de una tercera sustancia; estas dos sustancias se combinan en la misma proporción en masa o múltiplos de esta.

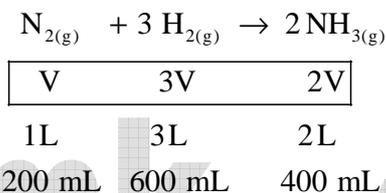
Si 12 g de carbono se combinan con 4 g de hidrógeno para formar metano y 12 g de carbono se combinan con 32 g de oxígeno para formar dióxido de carbono, entonces; 4 g de hidrógeno se deben combinar con 32 g de oxígeno para formar agua.





2. LEYES VOLUMÉTRICAS

Formuladas por Gay-Lussac, establece que cuando dos gases se combinan en las mismas condiciones de presión y temperatura (condiciones de Avogadro), lo hacen en relaciones sencillas de sus volúmenes.



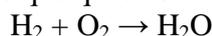
3. REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

El Reactivo Limitante es aquella sustancia, que considerando un rendimiento teórico, se consume por completo en una reacción química.

El rendimiento teórico es la máxima cantidad de sustancia que se pueden obtener en una reacción química.

El Reactivo en Exceso es la sustancia que, considerando rendimiento teórico, no se consume por completo en una reacción química. Si no existen reacciones paralelas que consuman el exceso, este permanece inalterable hasta el final del proceso.

Ejemplo: Cuando reaccionan 320 g de oxígeno gaseoso con 50 g de hidrógeno gaseoso, determine la máxima cantidad de agua producida y la masa del reactivo en exceso que queda sin reaccionar, según:



Solución:

Haciendo una primera inspección respecto a la cantidad de sustancias que reaccionan, se muestra el siguiente análisis:

- El reactivo limitante es el oxígeno. De esta sustancia reaccionan los 320 g para formar agua.
- El reactivo en exceso es el hidrógeno. De esta sustancia reaccionan 40 g de los 50 g que fueron añadidos al inicio del proceso. Entonces, 10 g del reactivo en exceso quedan sin reaccionar.
- Se forman 360 g de agua. Esta es la máxima cantidad producida suponiendo una eficiencia teórica del proceso.

$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$

	4g	32g	36g
Inicio	50g	320g
Reacción	40g	320g	360g
Final	10g	360g

4. PUREZA DEL REACTIVO

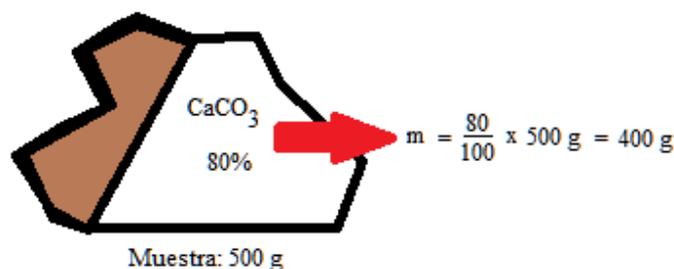
Todo cálculo estequiométrico requiere de considerar solo la cantidad del reactivo químicamente puro que se necesita en una reacción química. Por ejemplo, la piedra caliza es un mineral rico en carbonato de calcio el cual por descomposición pirolítica produce dióxido de carbono y óxido de calcio. Si una muestra de 100 g de piedra caliza presenta un 95% en masa de carbonato de calcio, significa que de dicha muestra solo 95 g representa al reactivo químicamente puro: el carbonato de calcio.

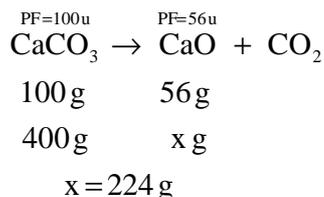
Ejemplo: Determine la máxima cantidad de óxido de calcio obtenido por la descomposición de una muestra de 500 g de piedra caliza que posee un 80% en masa de carbonato de calcio, según:



Solución:

La máxima cantidad de óxido de calcio se obtiene al considerar la descomposición de todo el carbonato de calcio contenido en la muestra de piedra caliza.





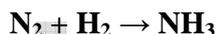
La máxima cantidad de óxido de calcio (CaO) obtenido es 224 g

5. RENDIMIENTO DE REACCIÓN

El rendimiento de una reacción es la cantidad real de sustancia que se obtiene en un proceso químico dado que no existe un proceso 100% eficiente.

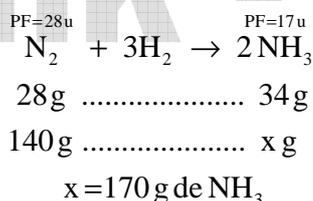
La relación porcentual entre la cantidad real y la cantidad teórica de una sustancia obtenida en un proceso químico, es el porcentaje de rendimiento de una reacción.

Ejemplo: Determine la máxima masa de amoníaco producido con 140 g de nitrógeno, si el rendimiento del siguiente proceso es del 75%



Solución:

Se determina la cantidad de amoníaco producido considerando rendimiento teórico.



La cantidad de real de amoníaco producido es el 75% de la cantidad producida teóricamente.

$$\begin{aligned}
 \text{masa (NH}_3\text{)}_{\text{real}} &= \frac{75}{100} \times 170\text{g} \\
 \text{masa (NH}_3\text{)}_{\text{real}} &= 127,5\text{g}
 \end{aligned}$$