

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES

Es la información cuantitativa acerca de las reacciones entre las masas de los reactivos y productos en un cambio químico, que permite calcular a una gran cantidad de resultados numéricos de dichas reacciones.

En las ecuaciones químicas se cumple la ley de la conservación de la masa y se puede establecer las relaciones entre masa, moles, volúmenes y número de partículas que participan en una reacción.

Para resolver los problemas estequiométricos, sigue los pasos dados a continuación:

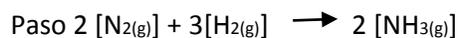
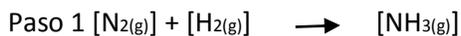
Paso 1.- Escribe correctamente la ecuación química.

Paso 2.- Balancea la ecuación correspondiente.

Paso 3.- Determina las masas molares, moles o volúmenes de las sustancias que integran las reacciones.

Paso 4.- Establece la proporción correspondiente y despeja la incógnita.

Ejemplo. El nitrógeno $[N_{2(g)}]$ reacciona con el hidrógeno $[H_{2(g)}]$ a altas presiones y bajas temperaturas (proceso Haber) en la obtención de amoníaco $[NH_{3(g)}]$ base de los fertilizantes.



Paso 3 $M_{N_2} = 2(14) = 28 \text{ g/mol}; \quad 28 \text{ g de } N_2 = 1 \text{ mol de moléculas de } N_2$

$M_{H_2} = 2(1) = 2 \text{ g/mol}; \quad 2 \text{ g de } H_2 = 1 \text{ mol de moléculas de hidrógeno}$

$M_{NH_3} = 1(14) + 3(1) = 17 \text{ g/mol}; \quad 17 \text{ g de } NH_3 = 1 \text{ mol}$

Como 1 mol de cualquier sustancia tiene 6.022×10^{23} (seiscientos dos mil doscientos trillones de partículas), los cálculos anteriores muestran que:

28 g de N_2 contienen 602 200 000 000 000 000 000 moléculas

2 g de H_2 contienen 602 200 000 000 000 000 000 moléculas

17 g de NH_3 contienen 602 200 000 000 000 000 000 moléculas

1 mol de cualquier gas a condiciones normales CN (1 atmósfera de presión y $0^{\circ}C$) ocupa un volumen de 22.4 litros. Para los cálculos anteriores se tiene que:

28 g de N_2 CN ocupa un volumen de 22.4 L y contiene 6.022×10^{23} moléculas

2 g de H_2 CN ocupa un volumen de 22.4 L y contiene 6.022×10^{23} moléculas

17 g de NH_3 CN ocupa un volumen de 22.4 L y contiene 6.022×10^{23} moléculas

Paso 4 Las relaciones estequiométricas que se pueden presentar, son:

a) mol → mol	b) masa → masa	c) masa → volumen.
--------------	----------------	--------------------

La información que proporciona la reacción del ejemplo con base en el paso 4, es:

<p>a) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$</p> <p>1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para producir 2 mol de NH_3</p>
<p>b) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$</p> <p>2(14) 3(2)(1) 2[14 + 3(1)]</p> <p>28 6 34</p> <p>28 g de N_2 reacciona con 6 g de H_2 para producir 34 g de NH_3</p>
<p>c) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$</p> <p>$6.022 \times 10^{23}$ $3[6.022 \times 10^{23}]$ $2[6.022 \times 10^{23}]$</p> <p>6.022×10^{23} $3[6.022 \times 10^{23}]$ $2[6.022 \times 10^{23}]$</p> <p>moléculas de N_2 reaccionan con moléculas de H_2 para producir moléculas de NH_3</p>
<p>d) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$</p> <p>22.4 L 3(22.4 L) 2(22.4 L)</p> <p>22.4 L de N_2 reacciona con 67.2 L de H_2 para producir 44.8 L de NH_3</p> <p>(Los reactivos y productos deben encontrarse a condiciones normales (1 atm, 0 ° C en estado gaseoso))</p>

Los problemas estequiométricos se pueden resolver mediante simples reglas de tres (véase nota la página 80), o mediante factores de conversión.

Ejemplos de factores de conversión:

Con 5 tazas de harina, se elabora un pastel.	
$\left\{ \frac{5 \text{ tazas de harina}}{1 \text{ pastel}} \right\}$	$O \quad \left\{ \frac{1 \text{ pastel}}{5 \text{ tazas de harina}} \right\}$

Un minuto tiene 60 segundos

$$\left\{ \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \right\} \quad \text{O} \quad \left\{ \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \right\}$$

Un mol de cualquier sustancia está formada de 6.022×10^{23} partículas

$$\left\{ \frac{1 \text{ mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}} \right\} \quad \text{O} \quad \left\{ \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} \right\}$$

Una molécula de amoniaco (NH_3), tiene 3 átomos de hidrogeno.

$$\left\{ \frac{3 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de NH}_3} \right\} \quad \text{O} \quad \left\{ \frac{1 \text{ molécula de NH}_3}{3 \text{ átomos de H}} \right\}$$

Un ejemplo en la resolución de un problema mediante la regla de tres y los factores de conversión, es el siguiente:

¿Cuántas moles de amoniaco (NH_3) se obtienen con 3 moles de nitrógeno (N_2)?

3 mol	X	$X = \frac{3 \text{ mol de N}_2 (2 \text{ mol de NH}_3)}{1 \text{ mol de N}_2}$
$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{ H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ NH}_{3(g)}$		
1 mol	2 mol	$X = 6 \text{ mol de NH}_3$

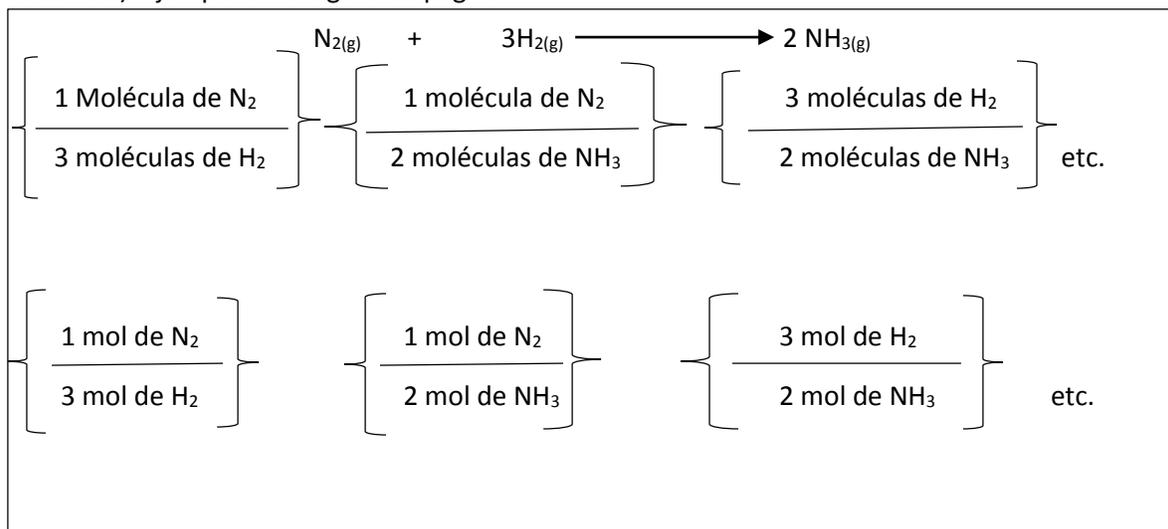
Con factor de conversión:

Incógnita = dato (razón de conversión)

$$X \text{ mol de NH}_3 = 3 \text{ mol de N}_2 \left\{ \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{1 \text{ mol de N}_2} \right\} = 6 \text{ mol de NH}_3$$

El factor de conversión se lee, 1 mol de N_2 produce 2 mol de NH_3 . El numerador y denominador en el factor de conversión se deben colocar de tal forma que las unidades en dicho factor de conversión se anulen con las unidades del dato.

Las reacciones químicas pueden ser interpretadas directamente en términos de moléculas o moles. La razón de 2 coeficientes cualquiera de una reacción química nos da un factor químico de conversión para convertir las moles (o moléculas) de una sustancia en moles (o moléculas de otra sustancia). Ejemplo en la siguiente página.



Los problemas en reacciones químicas, en la mayoría de los casos requieren de más de un factor de conversión al cambiar de moles a gramos o volumen etc. Para los cálculos que involucren varias unidades, se pueden aplicar los siguientes pasos:

Paso 1. Convertir las unidades del dato (gramos, volúmenes, etcétera) en moles.

Paso 2. Encontrar el factor químico apropiado en la reacción que relacione las sustancias involucradas en el problema, en moles.

Paso 3. Convertir las moles de la sustancia del dato en moles de la sustancia.

Paso 4. Convertir las moles de la sustancia problema en las unidades pedidas del mismo.

Ejemplo de la aplicación de los 4 pasos en un problema resuelto con factores de conversión. ¿Cuántos gramos de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$), se requiere para obtener 50 gramos de sulfato de sodio, Na_2SO_4 en la siguiente reacción?



Sustancia problema

Paso 1 $M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2(23) + 32 + 4(16) = 142 \text{ mol g/mol de } n = m/M$

$$N = 50 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4 \left[\frac{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right] = 0.352 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Paso 2 como 2 mol de NaHCO_3 produce 1 mol de Na_2SO_4 ; el factor unitario es:

$$\left[\frac{2 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right]$$

Paso 3 $X_{\text{NaHCO}_3} = 0.352 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4 \left[\frac{2 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right] = 0.704 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3$

Paso 4 $M_{\text{NaHCO}_3} = 23 + 1 + 3(16) = 72 \text{ g/mol; de } n = m/M;$

$$M = 0.704 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3 \left[\frac{72 \text{ g de } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3} \right] = 50.7 \text{ g de } \text{NaHCO}_3$$

Lo anterior se plantea con todos los pasos involucrados como:

$$X_{\text{NaHCO}_3} = 50 \text{ g de } \text{Na}_2\text{SO}_4 \left[\frac{1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right] \left[\frac{2 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right] \left[\frac{72 \text{ g } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol } \text{NaHCO}_3} \right]$$

$$X_{\text{NaHCO}_3} = \frac{50 (1) (2) (72)}{142 (1) (1)} = \frac{7200}{142} = 50.7 \text{ g de } \text{NaHCO}_3$$

Problemas estequiométricos

Los ejemplos a resolver se harán con regla de tres y con factor de conversión alternadamente, para que el estudiante elija el que más le convenga.

El óxido de azufre (IV), SO_2 es uno de los contaminantes más comunes del aire en muchas ciudades. La mayor parte de este gas proviene de la combustión de carbón y del petróleo. En promedio una tonelada de carbón que se quema, libera a la atmosfera 40 kg de SO_2 y por cada 1000 litros de gasolina quemada por los automóviles, el aire se contamina con 2.5 kg de este gas.

Relación mol-mol

En esta relación estequiométrica se calcula el número de moles de reactivos o reactantes y corresponde a los problemas más simples.

Ejemplos

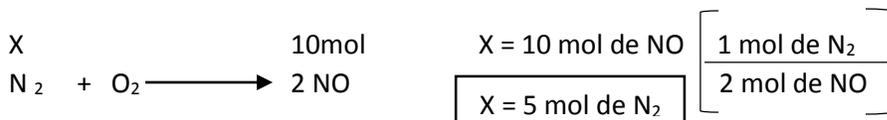
1.- ¿Cuántas moles de SO_2 se obtienen al quemarse 5 moles de S? Cuando se quema el azufre la relación es, 1 mol de azufre produce un mol de SO_2

Resolviendo con regla de tres: $X = \frac{5 \text{ mol de S (1 mol de SO}_2)}{1 \text{ mol de S}} = 5 \text{ mol de SO}_2$

La causa principal de la lluvia ácida en gran medida se debe a que las plantas termoeléctricas queman petróleo y carbón mineral liberando grandes cantidades de SO_2 , además de la emisión de NO por lo automóviles mal afinados.

2.- ¿Cuántas moles de nitrógeno se requieren para producir 10 de NO en el motor de un automóvil que se encuentra a altas temperaturas?

Resolviendo con factor de conversión:



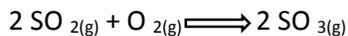
El factor se lee como: 1 mol de N_2 , produce 2 mol de NO.

Observa que las unidades del factor de conversión están colocadas de tal manera que se cancela la unidad del dato (mol de NO).

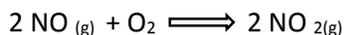
El SO_3 y el NO_2 se forman en la atmosfera por la reacción de éstos gases con oxígeno por la acción de la luz solar (efecto fotoquímico) mediante las siguientes reacciones: $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$
 $2 \text{NO}_{(g)} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$

Ejercicios. Contesta lo siguiente con el método que más se te facilite.

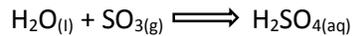
1.- ¿Cuántas moles de SO_3 se obtiene en la reacción fotoquímica del SO_2 con el O_2 a partir de 25 moles de O_2 ?



2.- ¿Cuántas moles de NO se requieren para obtener 50 moles de NO_2 en la reacción fotoquímica del NO_2 con el O_2 ?



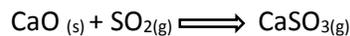
3.- ¿Cuántas moles de SO_3 reaccionan con 100 moles de H_2O en la formación del ácido sulfúrico H_2SO_4 durante la lluvia o con la humedad de la atmósfera?



4.- ¿Cuántas moles de ácido nítrico se obtienen con 80 moles de NO_2 cuando éste gas reacciona con el agua?



5.- ¿Cuántas moles de cal se necesitan para obtener 250 moles de sulfito de calcio?



Nota: un método para eliminar el SO_2 de los gases emitidos por las plantas termoeléctricas es hacerlo reaccionar con cal (CaO), pero el proceso es costoso y el sulfito de calcio, CaSO_3 que se obtiene no se le ha encontrado uso industrial.

El CO_2 es un componente de la atmósfera, se produce de manera natural por la combustión y descomposición de todos los compuestos orgánicos. Los organismos vivos requieren para sus funciones vitales. El desarrollo industrial, la quema de carbono y petróleo ha incrementado su concentración de manera mucho mayor a la de los procesos de formación naturales en el planeta. Este incremento está produciendo efectos importantes en el clima, provoca el calentamiento de la tierra (efecto invernadero) el cual puede producir un derretimiento parcial de los casquetes polares elevando el nivel de los mares que provocaría la desaparición de regiones costeras.