

Estequiométría. Conceptos Teóricos
(Donde todo tiene que ver con todo...)

La estequiométría es la parte de la química que relaciona todos los elementos que participan en una reacción química entre sí, y permite calcular las diferentes cantidades que intervienen en caso de que alguno de ellos se modifique.

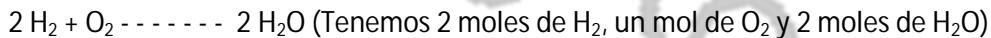
Ante todo, en primer lugar, debemos tener en claro algunos conceptos anteriores:

- 1- Igualación de ecuaciones químicas.

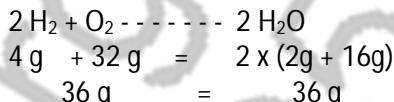
Para igualar ecuaciones químicas solamente podíamos colocar números delante de las moléculas o átomos intervenientes, por ejemplo:



- 2- El número que está siempre adelante del átomo o la molécula formada indica la cantidad de moles que se forman y/o equilibran:



- 3- Las masas de todos los compuestos que intervienen en la ecuación química deben sumar igual de un lado que del otro (si esto ocurre es que la ecuación está bien "balanceada", de lo contrario no...)



- 4- Un gas en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP) ocupa un volumen de 22,4 litros. En este caso si tenemos 2 o más moles CONVIENE MULTIPLICAR LOS MOLES POR EL 6,02 Y DEJAR IGUAL EL 10^{23} ...

Por ejemplo: 1 M tiene $6,02 \times 10^{23}$ 2 M tienen $12,04 \times 10^{23}$ 3 M tienen $18,06 \times 10^{23}$

- 5- Un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ cantidad de partículas elementales. Este número se llama número de Avogadro.
En este caso si tenemos 2 o más moles CONVIENE MULTIPLICAR LOS MOLES POR EL 6,02 Y DEJAR IGUAL EL 10^{23} ...

Por ejemplo: 1 M tiene $6,02 \times 10^{23}$ 2 M tienen $12,04 \times 10^{23}$ 3 M tienen $18,06 \times 10^{23}$

De esta forma:

1 mol de moléculas tiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
1 mol de átomos tiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

Sabiendo entonces todo lo anterior, procedemos entonces a realizar la escritura estequiométrica de una reacción química. Si bien no hay un orden establecido, conviene empezar siempre por los moles, luego las masas, seguidamente el volumen y por último el número de Avogadro.

Por ejemplo:

	2 H ₂	+	O ₂	-----	2 H ₂ O
MOLES	2 M		1 M		2 M
MASAS	4 g		32 g		36 g (la única que debe ser igual sumada a ambos lados...)
VOLUMEN	44,8 l		22,4 l		44,8 l
AVOGADRO	12,06 x 10 ²³		6,02 x 10 ²³		12,06 x 10 ²³

Esa pequeña tablita que hicimos es lo que se llama ESTEQUIOMETRÍA y es lo que permite relacionar TODO CON TODO.

Por ejemplo, de acuerdo con la tabla:

2 M de H₂ producen 36 g de H₂O
44,8 l de H₂ reaccionan con 12,06 x 10²³ átomos de H₂
6,02 x 10²³ moléculas de O₂ producen 2 M de H₂O
36 g de H₂O se hacen con 22,4 l de O₂
1 M de O₂ produce 44,8 l de H₂O
4 g de H₂ reaccionan con 22,4 l de O₂

Y así todas las que se te ocurran...

¿Y para qué sirve esa tablita?

Para que puedas calcular cuánto necesitas de tal o cual producto para producir algo.

Por ejemplo:

Supongamos que en la reacción anterior nos dicen que tenemos 100 l de O₂ y queremos saber cuántos g de H₂O podemos obtener:

Entonces, de acuerdo con la tabla, buscamos la relación entre el volumen del O₂ y los g de H₂O, y simplemente realizamos una regla de tres...

Según la tabla..... 22,4 l de O₂ producen 36 g de H₂O

Entonces:

$$\begin{array}{rcl} 22,4 \text{ l de O}_2 & & 36 \text{ g de H}_2\text{O} \\ \hline 100 \text{ l de O}_2 & & x = \frac{100 \text{ l de O}_2 \times 36 \text{ g de H}_2\text{O}}{22,4 \text{ l de O}_2} \end{array}$$

Resultado: x = 160,71 g de H₂O

Y así se hace con cualquier cálculo de deseas.

REACTIVOS LIMITANTES Y EN EXCESO.

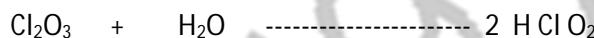
La estequioometria es muy importante para determinar si la cantidad de reactivos que participan en una reacción es la adecuada. Esto es si alcanza para que la reacción se cumple o no.

Si el reactivo que participa en una reacción no alcanza a realizar la misma, entonces se llama REACTIVO LIMITANTE, mientras que si el reactivo que produce una reacción sobre cuando se logra el producto de la reacción se llama en REACTIVO EN EXCESO.

TODOS LOS CÁLCULOS QUE HAGAMOS POSTERIORES A SABER COMO REACCIONÓ TAL ELEMENTO LO DEBEMOS REALIZAR EXCLUSIVAMENTE CON EL REACTIVO LIMITANTE.

Veamos esto mejor con un ejemplo.

Supongamos la siguiente reacción:



(Combinamos óxido cloroso con agua y obtuvimos ácido cloroso...)

Nos dan 150 g de H_2O y 80 l de H Cl O_2 y nos preguntan cuánta masa de Cl_2O_3 se producirá.

Hacemos la estequioometria e la reacción...

Cl_2O_3	+	H_2O	\longrightarrow	2 H Cl O_2
1 M		1 M		2 M
118 g		18 g		136 g (de los lados es igual)
22,4 l		22,4 l		44,8 l
$6,02 \times 10^{23}$		$6,02 \times 10^{23}$		$12,03 \times 10^{23}$

Entonces primero debemos ver cuál de los dos reactivos que nos dieron es el que produce la reacción sin que le sobre nada (obviamente del otro algo sobrará...)

Tenemos que ver qué ocurre entre la masa del H_2O y los litros de H Cl O_2 ...

Entonces, por ejemplo, empezamos por la masa de H_2O y su relación con el volumen de H Cl O_2 :

Según la tabla estequiométrica tenemos que : 18 g de H_2O producen 44,8 l de H Cl O_2
Por lo tanto:

$$\begin{array}{rcl} 18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} & & 44,8 \text{ l de } \text{H Cl O}_2 \\ 150 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} & & x = \frac{150 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \times 44,8 \text{ l de } \text{H Cl O}_2}{18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}} \end{array}$$

Resultado : 150 g de H_2O producen $x = 373,33 \text{ l de } \text{H Cl O}_2$

Pero nosotros teníamos 80 l de HClO_2 , y vemos que esos 150 g de H_2O producen mucho más.

Estamos entonces ante la presencia de mucha cantidad de agua, es decir que el agua **ESTA EN EXCESO**.

Entonces el HClO_2 debería ser el reactivo que no llegase a hacer reaccionar completamente esa cantidad de agua, por lo que sería el **REACTIVO LIMITANTE**.

Veamos si es cierto haciendo el proceso inverso:

Según la tabla estequiométrica tenemos que : 44,8 l de HClO_2 producen 18 g de H_2O

$$\begin{array}{ccc} 44,8 \text{ l de } \text{HClO}_2 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O} \\ 80 \text{ l de } \text{HClO}_2 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & x = \frac{80 \text{ l } \text{HClO}_2 \times 18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{44,8 \text{ l de } \text{HClO}_2} \end{array}$$

Resultado : 80 l de HClO_2 producen $x = 32,14 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$

Tenemos 150 g de H_2O pero los 80 l de HClO_2 solo hacen reaccionar 32,4 g de H_2O .
Es evidente que no alcanzan los 80 l para que reaccione toda el agua

Entonces esos 80 l de HClO_2 son el reactivo limitante.

Y para calcular lo que nos pedían que era la masa de Cl_2O_3 que se producirá utilizaremos entonces el **REACTIVO LIMITANTE**.

Según la tabla sabemos que 44,8 l de HClO_2 producen 118 g de Cl_2O_3

Entonces:

$$\begin{array}{ccc} 44,8 \text{ l de } \text{HClO}_2 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 118 \text{ g de } \text{Cl}_2\text{O}_3 \\ 80 \text{ l de } \text{HClO}_2 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & x = \frac{80 \text{ l } \text{HClO}_2 \times 118 \text{ g } \text{Cl}_2\text{O}_3}{44,8 \text{ l } \text{HClO}_2} \end{array}$$

Resultado : 80 l de HClO_2 producen $x = 210,71 \text{ g de } \text{Cl}_2\text{O}_3$

También nos pueden preguntar cuánto del reactivo en exceso quedó sin haber reaccionado.
Entonces en ese caso restamos el total que tenemos con lo que reaccionó:

Reaccionaron 32,4 g de H_2O y teníamos 150 g de H_2O

Por lo tanto lo que no reaccionó es:

$$150 \text{ g} - 32,4 \text{ g} = 117,6 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$