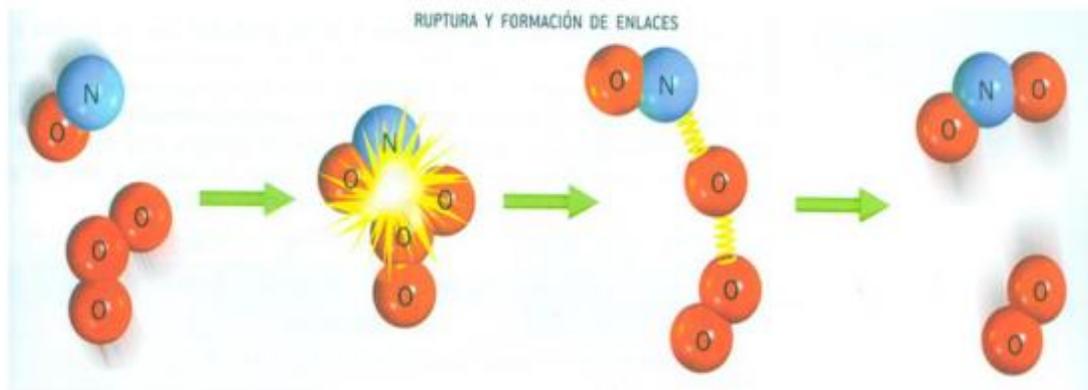


Unidad 6: Reacciones Químicas

1- Introducción

Una reacción química es un proceso por el cual una o varias sustancias iniciales, denominadas reactivos, se transforman en otra u otras finales, denominadas productos, diferentes de las iniciales.

Estos cambios de identidad son consecuencia de la ruptura de unos enlaces químicos y de la formación de otros nuevos.



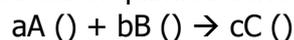
Siempre que se produce la reordenación de átomos, el número y tipo de estos permanece inalterable. Esto corrobora la ley de Lavoisier que dice "En todos los reactivos químicos, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos".

Este hecho es debido a que en una reacción química los átomos de las moléculas de los productos son los mismos en cantidad y clases que los átomos de las moléculas de los reactivos, pero reagrupados de forma diferente. Por tanto, la masa del conjunto debe ser igual.

2- Ecuaciones químicas

Una ecuación química es la representación de las reacciones químicas, en ellas se describen los reactivos y los productos. Los reactivos son las sustancias que reaccionan, mientras que los productos las sustancias que se forman.

Una ecuación química tiene la siguiente forma:



Las letras A, B y C son las sustancias que intervienen la reacción

Las letras a, b y c son los factores estequiométricos (indican la cantidad de sustancia que reacciona o se forma)

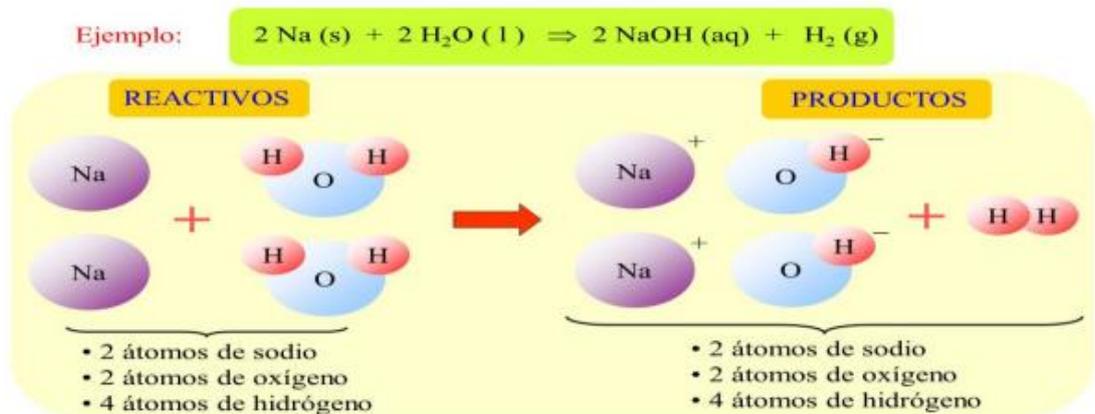
() en el paréntesis se pone el estado físico en el que se encuentra la sustancia: sólido (s), líquido (l), gas (g) o disolución acuosa (aq).



3- Ajuste de reacciones

Para que una ecuación química sea cuantitativamente correcta, debe estar ajustada, es decir, cada lado de la ecuación debe tener el mismo número de átomos de cada elemento.

Para ajustar una reacción química se añaden unos coeficientes delante de las fórmulas de los compuestos. Estos coeficientes indican el número de moléculas que intervienen en dicha reacción.



Procedimiento

Ajustar la ecuación obtenida al quemar propano con oxígeno molecular para dar dióxido de carbono y agua. Dibujar su modelo de esferas.

- Se identifican los reactivos y los productos y se escribe la ecuación química:

$$\text{propano} + \text{oxígeno} \rightarrow \text{dióxido de carbono} + \text{agua}$$

$$\text{C}_3\text{H}_8 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$
- Se comprueba si la ecuación está ajustada. Para ello, contamos los átomos de C, H y O en cada uno de los miembros. En este caso, la ecuación no está ajustada.
- Existen 3 átomos de C a la izquierda y 1 átomo de C a la derecha. Para igualar el número de carbonos se escribe el coeficiente 3 delante de la molécula de CO_2 (este coeficiente también afecta al O):

$$\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + \text{H}_2$$
- Existen 8 átomos de H a la izquierda y 2 átomos de H a la derecha. Para igualar el número de estos átomos se escribe el coeficiente 4 delante de la molécula de H_2O (que también afecta al O):

$$\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$$
- Ahora hay 2 átomos de O a la izquierda y 10 átomos de O a la derecha. Se escribe el coeficiente 5 delante de la molécula de oxígeno para igualarlos:

$$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$$

4- Cálculos estequiométricos

Cálculos con masas

Para averiguar la masa de un reactivo o producto, conocida la masa de otro, se debe tener en cuenta la relación molar entre ambas sustancias, que se deriva de la ecuación ajustada.

Hay que tener en cuenta la ley de conservación de masa: la masa de las sustancias que reaccionan es igual a la masa de las sustancias que se forman.

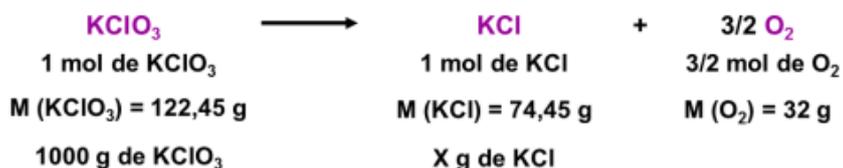
Conocida la masa de uno de los productos se puede calcular la masa de otra de las sustancias que forma parte de la reacción, para ello hay que seguir los siguientes pasos:

1. Calcular los moles de la sustancia dada a partir de su masa.
2. Mediante estequiometría pasar de los moles de la sustancia dada a mol de la sustancia problema.
3. Los moles de la sustancia problema pasarlo a masa

Para pasar de gramos a moles o viceversa se utiliza la masa molecular.

Conocida la masa de un reactivo o de un producto, pueden calcularse el resto de las masas que intervienen en la reacción

Ejemplo: En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno ¿Cuántos gramos de cloruro de potasio se obtienen a partir de 1 kg de clorato?



$$1000 \text{ g } KClO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122,45 \text{ g } KClO_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } KCl}{1 \text{ mol } KClO_3} \cdot \frac{74,45 \text{ g } KCl}{1 \text{ mol } KCl} = 608 \text{ g de } KCl$$

Cálculo de volúmenes

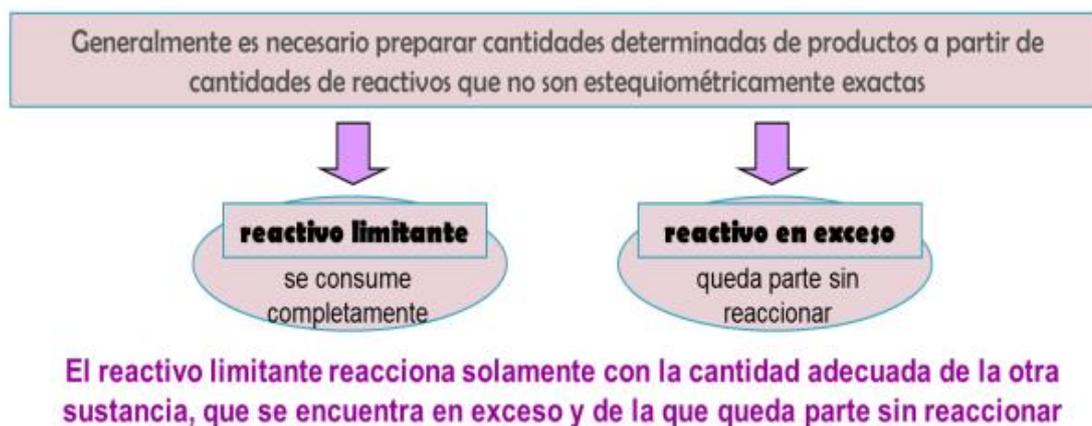
Para calcular el volumen de un gas que interviene en la reacción a partir de la masa de otra sustancia de la reacción conocida, hay que seguir los siguientes pasos:

1. La masa de la sustancia dada pasarla a moles con la masa molecular.
2. Calcular los moles de la sustancia problema mediante factor de conversión de estequiometría, a partir de los moles dados.
3. Pasar los moles del gas problema a volumen mediante la ecuación de los gases ideales ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$)

5- Reactivo limitante

En ocasiones, tanto en el laboratorio como en la industria, se utiliza alguno de los reactivos en exceso. El otro reactivo, que se consume totalmente, se denomina reactivo limitante.

Aunque es frecuente conocer las cantidades de ambos reactivos, todos los cálculos que se lleven a cabo deben tomar como referencia la cantidad inicial de reactivo limitante. Los datos del reactivo en exceso no son significativos, dado que no se consume en su totalidad.



En estos tipos de problemas como dato te dan la masa de dos reactivos de la reacción. Los pasos a seguir son:

1. Calcular los moles de los reactivos a partir de las masas dadas en el problema. Estos moles que calculemos les llamaremos moles que tengo.
2. Mediante factores de conversión de estequiometría se calcularán los moles necesarios de cada reactivo.
3. El reactivo limitante será aquel que el número de moles que tengo sea menor que el necesario y el reactivo en exceso el que tenga más moles que tengo que moles necesarios.
4. A continuación, se sigue el problema según el dato que pidan con la cantidad inicial del reactivo limitante.

6- Cálculos con reactivos en disolución

Relación entre la cantidad de soluto y de disolvente contenidos en una disolución

| | | |
|---------------------------|--|--|
| Porcentaje en masa | Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución | $\% \text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \times 100$ |
| Molaridad | Indica los moles de soluto en 1 litro de disolución | $M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$ |
| Molalidad | Indica los moles de soluto en 1 kg de disolvente | $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$ |
| Normalidad | Indica el nº de eq de soluto en 1 litro de disolución | $N = \frac{\text{eq de soluto}}{\text{litros de disolución}}$ |
| Fracción molar | Relaciona los moles de un componente y los moles totales | $X_i = \frac{n_i}{n_T}$ |

7- Cálculos con reactivos impuros

Reactivos con impurezas

Si existen reactivos con impurezas, es necesario determinar primero las cantidades existentes de sustancia pura

Ejemplo: Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de H₂ desprendida. *Dato:* masa atómica del Zn = 65,38



$$22,75 \text{ g Zn}_{\text{Impuros}} \cdot \frac{92,75 \text{ g Zn}_{\text{Puros}}}{100 \text{ g Zn}_{\text{Impuros}}} = 21,1 \text{ g Zn}_{\text{Puros}}$$

$$21,1 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,64 \text{ g H}_2$$

8- Rendimiento de reacciones químicas

En los procesos químicos no suelen obtenerse el 100% de las cantidades previstas de las sustancias, debido a reacciones simultaneas no deseadas, impurezas de los reactivos, escapes en los hornos, etc...

hay que calcular el RENDIMIENTO
de las reacciones químicas

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \times 100$$