

# Molaridad y ajustes de reacciones

### Concepto de mol

En primer lugar tenemos que entender el concepto de **mol**. Un mol no es una medida de masa ni de volumen, sino de cantidad. Esto quiere decir que moles de sustancias distintas pueden pesar distinto, del mismo modo que no pesa lo mismo una docena de huevos que una docena de árboles. En concreto, un mol son  **$6,02 \cdot 10^{23}$**  cosas (este número se llama número de Avogadro)

Así, un mol de agua serán  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua, y un mol de átomos de hidrógeno serán ese mismo número de átomos.

Tienes que saber que el peso en gramos de cualquier sustancia, compuesto o átomo de elemento químico coincide con la suma de los pesos atómicos de los elementos que lo componen. Un mol de agua pesará 18g (2 átomos de hidrógeno con peso atómico 1 y uno de oxígeno con peso atómico de 16).

Esto nos permite pasar de gramos a moles o viceversa mediante la siguiente fórmula:

$$n = m/Pm$$

Donde  $n$  es el número de moles,  $m$  es la masa que tenemos del compuesto o elemento, y  $Pm$  el peso molecular de dicha sustancia.

### Molaridad

La molaridad es el número de moles de soluto que hay en una disolución, dividido entre el volumen en litros de esta disolución.

$$M = n/V$$

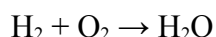
Como ves, es un concepto muy fácil de entender y de calcular, porque ya hemos visto cómo pueden calcularse los moles, y en cuanto al volumen es cuestión de acordarse de que debe ir en litros.

# Cajón de Ciencias

## Ajuste de reacciones

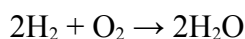
Cuando un problema nos da una reacción química, es **muy importante** ajustarla, porque cualquier cálculo que hagamos a partir de ella estará mal si partimos de una reacción sin ajustar o mal ajustada.

Pero ¿qué es ajustar una reacción? Observa la siguiente, que es la reacción química mediante la que se forma el agua:



Si echas cuentas, verás que la cosa no cuadra. A la izquierda de la reacción (el lado de los *reactivos*) hay 2 átomos de hidrógeno y 2 de oxígeno, mientras que a la derecha (el lado de los *productos*) hay 2 átomos de hidrógeno y **sólo uno de oxígeno**.

Ajustar una reacción es colocar una serie de números (coeficientes) para las sustancias que lo necesiten, de tal forma que las cantidades de cada átomo a la izquierda y la derecha cuadren.



**OJO:** puedes colocar todos los coeficientes que sea necesario, pero **NO** cambiar o añadir números que hacen de subíndice en cada compuesto. No puedes poner  $\text{H}_4$  por ejemplo, porque eso sería una sustancia totalmente distinta (y que además no existe).

No hay una fórmula matemática para ajustar reacciones químicas (bueno, sí la hay, pero se reserva para el ajuste de reacciones de oxidación-reducción, un poco más difíciles). Es cuestión de tantear y revisar al final que las cuentas para cada átomo cuadren.

## Estequiometría básica

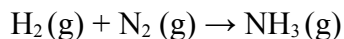
Se llama estequiometría a aquellos problemas en los que, sabiendo la cantidad de uno de las sustancias de una reacción, debemos calcular cuánto de otra de las sustancias se produce o se ha utilizado. Para ello debes recordar unos pocos puntos básicos:

- Ajustar la reacción (¡imprescindible!)
- Comprobar que la reacción está bien ajustada (ya sé que es ser pesado, pero si la reacción está mal ajustada, todo lo demás va a estar mal)
- Los coeficientes de una reacción se refieren a moles. La reacción ajustada del agua se leería: “dos moles de  $\text{H}_2$  más un mol de  $\text{O}_2$  forman 2 moles de agua”.
- En el caso de los gases (Y SÓLO DE LOS GASES) se puede trabajar con litros como si fueran moles, porque resulta que un mol de gas ocupa siempre el mismo volumen sea del gas que sea.

## Cajón de Ciencias

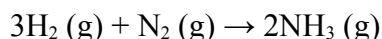
Vamos a verlo con un ejemplo:

*En la reacción de formación del amoníaco se utilizan 12l de hidrógeno. ¿Cuántos litros de amoníaco se formarán?*



(Las g entre paréntesis no influyen para nada en el ejercicio, sólo informan que los compuestos están en estado gaseoso).

Lo primero es (lo has adivinado) AJUSTAR LA REACCIÓN.



Ahora es una simple regla de tres. Si (según la reacción) 3 moles (o litros, porque son gases) de  $\text{H}_2$  nos darán 2 moles (o litros) de  $\text{NH}_3$ , 12 litros de hidrógeno nos darán x litros de amoníaco.

3 litros de hidrógeno	→	2 litros de amoníaco
12 litros de hidrógeno	→	x

x = 8 litros de amoníaco

Date cuenta de que las sustancias que no son mencionadas en el problema no intervienen en los cálculos (a no ser que nos pidan que hallemos algo sobre ellas). Puedes ignorarlas, salvo en el momento de ajustar la reacción.

Si en lugar de litros nos hubieran dado gramos de  $\text{H}_2$ , primero tendríamos que pasarlos a moles (ya sabes cómo se hace), luego hacer la regla de tres para hallar los moles de  $\text{NH}_3$ , y finalmente transformar los moles de amoníaco en gramos de amoníaco.