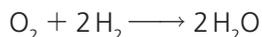




## Cantidad de sustancia: mol y masa molar

En la actividad anterior aprendiste a representar y balancear ecuaciones químicas. En ocasiones, los científicos tienen como objetivo determinar relaciones entre las cantidades de las sustancias que participan en una reacción. Para lograrlo, usan ecuaciones químicas.

Por ejemplo, la ecuación química para la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno es:



Esta ecuación indica que, por cada molécula de oxígeno, se requieren dos de hidrógeno para formar dos moléculas de agua. Así, para que reaccionen cuatro moléculas de oxígeno, se necesitan ocho de hidrógeno y se formarán cuatro de agua. La cantidad de producto que se puede formar depende de la cantidad disponible de reactivos cada vez que se lleva a cabo la reacción, ya sea en la industria, un laboratorio o en la naturaleza.

¿Cuántas moléculas de oxígeno se necesitan para producir medio mililitro de agua? Responder este tipo de preguntas presenta dos problemas importantes:

1. ¿Cómo se puede representar esta cantidad de átomos de manera simple?
2. Ya que no se pueden contar, ¿cómo conocer la cantidad de átomos o moléculas que hay en una muestra?

El italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) propuso una solución al analizar el volumen de distintos gases en reacciones químicas, formulando la conocida Ley de Avogadro, la cual afirma que: “en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gas contienen la misma cantidad de partículas, independientemente de qué sustancia se trate”. (figura 2.13).

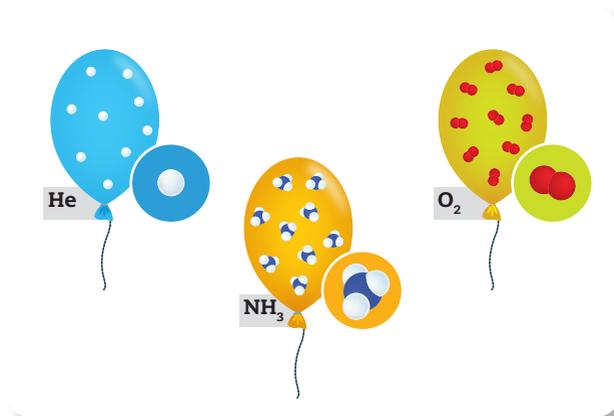


Figura 2.13 Aunque en el mismo volumen de diferentes sustancias gaseosas hay la misma cantidad de partículas, la masa y la densidad son diferentes.

Para conocer más de esta ley revisa el recurso audiovisual [Avogadro: de hipótesis a ley](#).



Años más tarde se determinó que en 22.4 L de gas a 0 °C y 1 atm de presión hay  $6.022 \times 10^{23}$  partículas. A este número se le conoce como *número de Avogadro*, y a esa cantidad de partículas como un *mol*.

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Esta cifra es una aproximación del número exacto definido actualmente, y se usa por practicidad. La cantidad de partículas, expresada en unidades de mol, se denomina *cantidad de sustancia* ( $n$ ), y se usa para representar la cantidad de átomos o moléculas presentes, por ejemplo, en una cucharada de azúcar o en 2 L de agua.



### Todo cambia

En la reacción de electrólisis del agua se midió que en 2 g de  $\text{H}_2$ , es decir, en un mol, hay  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas. Actualmente el mol está definido como la cantidad de sustancia que contiene exactamente  $6.022\,141\,29 \times 10^{23}$  partículas de ésta.





**Figura 2.14** Además de las masas molares, el trabajo de Cannizzaro permitió determinar las fórmulas químicas de las sustancias.

En 1858, Stanislao Cannizzaro (1826-1910) midió la masa de un mol para varios gases. Esta cantidad, diferente para cada gas, es conocida como masa molar ( $M$ ) y sus unidades son g/mol (figura 2.14).

La cantidad de sustancia ( $n$ ) depende tanto de la masa de la muestra ( $m$ ) como de la masa molar de la sustancia ( $M$ ), según la fórmula:

$$n = \frac{m}{M}$$

Por ejemplo, ¿qué cantidad de sustancia hay en 300 g de agua si su masa molar es 18.01 g/mol?

$$n = \frac{300 \text{ g}}{18.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 16.66 \text{ mol}$$

¿Cuántas moléculas de agua hay en 16.66 mol? La Ley de Avogadro relaciona la cantidad de sustancia con el número de partículas; así, es posible conocer ese número:

$$\begin{aligned} \text{Número de moléculas} &= (16.66 \text{ mol}) \left( 6.022 \times 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \right) \\ &= 1 \times 10^{25} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

Entonces, 300 g de agua equivalen a 16.66 mol de agua, o a  $1 \times 10^{25}$  moléculas. En una ecuación química, el coeficiente estequiométrico se puede entender como el número de moléculas o de moles de una sustancia.



Para conocer la importancia de los cálculos estequiométricos, consulta el recurso audiovisual [Cálculos matemáticos en la química](#).

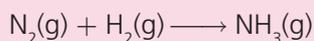
Sesión 9

### Actividad 4

## Cálculos predictivos

Trabajen en parejas.

El amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), fundamental en los fertilizantes, se obtiene a partir de la reacción química:



1. Balanceen la ecuación y anoten el resultado en una hoja aparte.
2. Contesten lo siguiente con ayuda de su maestro:
  - a) Si se considera la ecuación balanceada, ¿cuántos moles de hidrógeno se requieren para que reaccionen dos moles de nitrógeno? ¿Cuántos moles de amoníaco se producen?
3. En grupo, verifiquen sus resultados y expliquen cómo realizaron sus cálculos.



Guarden sus respuestas en su carpeta de trabajo.

