

## 1. Fórmulas químicas

- ⇒ Las **fórmulas químicas** son expresiones formadas por símbolos químicos y subíndices que nos informan de la composición de una sustancia.
- ⇒ En el tema anterior hemos visto que las **moléculas** están formadas por un número determinado de átomos, mientras que las **redes cristalinas** están formadas por un número indeterminado de átomos que se disponen constituyendo una red cristalina, pero en la que se mantiene constante la proporción en la que se encuentran los distintos átomos.

Teniendo esto en cuenta podemos considerar dos tipos de formulas:

**Fórmulas moleculares**, en las que los subíndices nos indican el número concreto de átomos de cada elemento presentes en la molécula.

**Fórmulas empíricas**, que indican la proporción en la que aparecen los átomos en una sustancia.

En las sustancias moleculares la fórmula empírica suele coincidir con la fórmula molecular. En cambio, en las sustancias que forman redes cristalinas no tiene sentido hablar de la fórmula molecular y sólo se emplea la fórmula empírica.

## 2. Masa molecular

- ⇒ La masa de un elemento químico viene determinada por su **número másico** o **masa atómica** ( $A$ ), que se obtiene sumando el número de protones ( $Z$ ) y el de neutrones que hay en un núcleo de dicho elemento. Como el número de neutrones que hay en el núcleo es variable, las masas atómicas que figuran en los sistemas periódicos son la media ponderada de las masas de los isótopos del elemento.
- ⇒ Puesto que los átomos son muy pequeños y, por tanto, su masa también lo es, para expresar la masa atómica se emplea, por comodidad, una unidad especial: la **unidad de masa atómica** ( $u$  en el SI, aunque se emplea también *uma*), que equivale a  $1,66054 \cdot 10^{-24}$  g.
- ⇒ La **masa molecular** es la **suma de las masas atómicas** de los átomos que forman una molécula. No hay que olvidar que los subíndices que aparecen en las fórmulas junto a los símbolos de los elementos nos indican el número de átomos de ese elemento que hay en la molécula o la proporción en la que aparecen los átomos en las redes cristalinas. La ausencia de subíndice indica que sólo hay un átomo de dicho elemento. Un subíndice detrás de un paréntesis señala que todo lo contenido dentro del paréntesis está repetido tantas veces como indica el número. Aunque conceptualmente sea incorrecto, también lo aplicaremos a los compuestos que no forman moléculas.

La masa molecular, al igual que las masas atómicas, se expresa en  $u$  (unidades de masa atómica)

## 3. El mol y la masa molar

- ⇒ Los átomos y las moléculas son demasiado pequeños como para poder trabajar con ellos en el laboratorio. Incluso las muestras más pequeñas de una sustancia contienen cantidades ingentes de átomos. Sin embargo, los químicos tienen necesidad de utilizar cantidades de sustancia que guarden las mismas proporciones de masa que los átomos o moléculas individuales.
- ⇒ El **mol** es la **unidad de cantidad de sustancia** en el Sistema Internacional de unidades y se define como la cantidad de sustancia de un sistema que tiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kilogramos (12 g) de carbono 12; su símbolo es el "*mol*".

Cuando se emplea el mol, **las entidades elementales deben ser especificadas** y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, y otras partículas o agrupamientos especificados de tales partículas.

⇒ Experimentalmente se ha determinado que el número de átomos que hay en esa cantidad de  $^{12}\text{C}$  es de  $6,02 \cdot 10^{23}$  (seiscientos dos mil trillones de átomos) y, por lo tanto, un mol de cualquier sustancia contiene ese número de partículas (átomos, iones, moléculas, ...). Por ejemplo:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de átomos de } ^{12}\text{C} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos de } ^{12}\text{C} \\ 1 \text{ mol de moléculas de } \text{H}_2\text{O} &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \\ 1 \text{ mol de iones } \text{NO}_3^- &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ iones } \text{NO}_3^- \end{aligned}$$

Este número se conoce como **número de Avogadro**, en honor al científico italiano Amadeo Avogadro (1776 – 1856).

⇒ El mol es una unidad algo peculiar porque no tiene siempre la misma masa, sino que depende de la sustancia a la que nos estemos refiriendo. Al estar basada en un conteo de átomos o moléculas, la cantidad de masa total dependerá de cuánta masa tenga cada molécula. Así, un mol de hidrógeno molecular ( $\text{H}_2$ ) tiene 2 gramos de masa, mientras que un mol de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) contiene 18 gramos de masa.

La masa de un mol, o **masa molar**, de cualquier sustancia expresada en gramos **coincide numéricamente con la masa molecular** de dicha sustancia expresada en  $u$  (unidades de masa atómica) y **contiene el número de Avogadro de átomos o moléculas**.

⇒ Para calcular el **número de moles (n)** que hay en una determinada masa de una sustancia dividimos esa masa entre la masa de un mol.

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Masa de un mol (g/mol)}}$$

#### 4. Volumen molar

⇒ En el tema 5 estudiamos cómo variaba el volumen de un gas en función de la presión y la temperatura, pero el **volumen de un gas** no sólo depende de estos parámetros, sino que también **depende de la cantidad de gas** (los químicos suelen expresar la cantidad de sustancia como número de moles).

**Hipótesis de Avogadro:** en las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contiene el mismo número de partículas. Experimentalmente se puede comprobar que 22,4 L de cualquier gas a  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm (**condiciones normales** de presión y temperatura) contienen  $6,02 \times 10^{23}$  (**número de Avogadro**) moléculas de gas.

**Ley de Avogadro:** si se mantienen la **presión y la temperatura constantes**, el **volumen** que ocupa un gas es **directamente proporcional al número de moles** del mismo.

$$V \propto n \quad , \text{ o lo que es lo mismo, } V = \text{cte} \cdot n$$

⇒ Las tres leyes estudiadas hasta ahora obtuvieron manteniendo constantes dos variables para ver cómo las otras dos se afectaban mutuamente:

$$\begin{aligned} \text{Ley de Charles:} & \quad V \propto T & \quad (\text{constantes } n \text{ y } P) \\ \text{Ley de Boyle:} & \quad V \propto 1/P & \quad (\text{constantes } n \text{ y } T) \\ \text{Ley de Avogadro:} & \quad V \propto n & \quad (\text{constantes } P \text{ y } T) \end{aligned}$$

Si **combinamos estas tres relaciones** podemos escribir una ley de los gases más general:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Si llamamos  $R$  a la constante de proporcionalidad, obtenemos:

$$V = R \cdot \left( \frac{nT}{P} \right)$$

Reordenando los términos, tenemos esta relación en su forma más conocida

$$\boxed{PV = nRT}$$

Esta ecuación se conoce como **ecuación de los gases ideales**. Un gas ideal es un gas cuyo hipotético comportamiento se describe exactamente con la ecuación del gas ideal. Los gases reales se desvían ligeramente de este comportamiento, pero, en situaciones ordinarias, la diferencia es tan pequeña que podemos hacer caso omiso de ella.

El término  $R$  de la ecuación se conoce como **constante de los gases**. Su valor depende de las unidades de  $P$ ,  $V$  y  $n$  ( $T$  siempre debe expresarse como temperatura absoluta). Expresando la presión en atmósferas, el volumen en litros y la cantidad de gas como número de moles, el valor de la constante es:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

## 5. Composición centesimal

- ⇒ En todo compuesto, forme moléculas o redes cristalinas, la proporción en la que aparece cada átomo permanece constante. Como cada átomo tiene una masa determinada, la proporción de las masas de los elementos también será constante.
- ⇒ La **composición centesimal** de un elemento en un compuesto es el porcentaje de la masa del compuesto que corresponde a dicho elemento.

## 6. Composición de una disolución: la concentración

- ⇒ Una disolución es una **mezcla homogénea y estable** de dos o más sustancias.
- ⇒ En una disolución podemos distinguir dos **componentes**:
  - Suele llamarse **disolvente** (fase dispersante) al componente cuyo estado físico inicial es el mismo que el estado físico de la disolución, y se encuentra en **mayor proporción**.
  - El **soluto** (fase dispersa) es el componente o componentes que se encuentran en **menor proporción** en la disolución.
- ⇒ Las disoluciones se pueden clasificar en función de la **cantidad relativa** (o proporción) **de soluto** que contengan, es decir, en función de su **concentración**. De una forma cualitativa podemos distinguir:
  - Disolución concentrada** es la que tienen gran cantidad relativa de soluto.
  - Disolución diluida** es la que contiene poca cantidad relativa de soluto.
- ⇒ La concentración es una expresión de la **proporción de soluto** en la disolución. Se puede expresar de diversas maneras, entre ellas:
  - ⇒ **Tanto por ciento en masa**

$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$

Las **masas** de soluto y de disolución deben ir expresadas **en la misma unidad**.

- ⇒ **Tanto por ciento en volumen**

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

Los **volúmenes** de soluto y de disolución deben ir expresados **en la misma unidad**.

- ⇒ **Gramos por litro**

$$\text{Concentración (g/l)} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (l)}}$$

⇒ **Molaridad**

Una forma muy habitual de expresar cantidades en química es el mol y, por lo tanto, una forma frecuente de expresar la concentración es indicando el **número de moles que hay en cada litro de disolución**, que es lo que se conoce como molaridad.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{volumen de disolución (l)}}$$

Las unidades de la molaridad son moles/litro, sin embargo se expresa con la letra mayúscula *M*. Una concentración 2 *M* indica que hay 2 moles de soluto en cada litro de disolución.