

# CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

## 1. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA POR SU ASPECTO

- ⇒ La materia **homogénea** es la que presenta un aspecto **uniforme**, en la cual no se pueden distinguir **a simple vista** sus componentes.
- ⇒ La materia **heterogénea** es aquella en la que **los componentes se distinguen** unos de otros.
- ⇒ Una sustancia que parece homogénea a simple vista puede parecer heterogénea si se utilizan instrumentos de observación.

## 2. CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA POR SU COMPOSICIÓN

- ⇒ Una sustancia es cualquier variedad de materia de composición y características definidas y reconocibles.
- ⇒ Una **sustancia pura** no se puede separar en otras sustancias por procedimientos físicos.

Las sustancias puras son **homogéneas** cuando se encuentran en un estado dado.

Las sustancias puras **pueden ser simples o compuestas**; en el primer caso constituyen un **elemento químico**, y en el segundo, un **compuesto**.

Los **elementos químicos** son sustancias de **composición simple** (están formadas por un solo tipo de átomos) y que **no pueden descomponerse** en otras más sencillas por los medios químicos ordinarios.

Los **compuestos químicos** están formados por **más de un tipo de átomo** y **pueden descomponerse** en distintas sustancias por procedimientos químicos.

- ⇒ Una **mezcla** está compuesta por **dos o más sustancias**, cada una de las cuales conserva su identidad y propiedades específicas.

En una mezcla **se pueden separar los componentes** por procedimientos físicos sencillos.

Las mezclas pueden ser **homogéneas** o **heterogéneas**.

## 3. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS HETEROGÉNEAS

- ⇒ Los diversos métodos **se basan en** las diferentes **propiedades físicas** de cada uno de los componentes de la mezcla. Entre ellos podemos destacar:

### **Tamizado o cribado**

Para separar mezclas de **sólidos** de distintos tamaños.

Se utiliza un **tamiz** o **criba** que solo deje pasar los de menor tamaño.

### **Decantación**

Para separar **líquidos no miscibles** de distinta densidad.

Mediante un **embudo de decantación** (que presenta una llave para controlar la salida de líquido) se deja pasar el líquido más denso.

### **Filtración**

Para separar un **sólido no disuelto** en un líquido.

Se utiliza un **filtro** que el sólido no pueda atravesar.

### **Centrifugación**

Para separar un **sólido no disuelto** en un líquido cuando un filtro no es útil.

Se utiliza una **centrifugadora** que al girar a gran velocidad provoca el desplazamiento del sólido hacia el fondo de un tubo.

### **Disolución selectiva**

Para separar dos **sólidos** cuando uno es soluble y el otro no.

Se emplea un vaso de precipitados y un **embudo con un filtro** en el que se deposita la mezcla.

### **Separación magnética**

Para separar dos **sólidos** cuando uno tiene propiedades magnéticas.

Se emplea un **imán** que atrae al sólido magnético.

⇒ Ninguno de estos procesos altera las propiedades de los componentes separados, por ello se consideran **procesos físicos** (no químicos).

## **4. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS**

⇒ En las mezclas homogéneas los componentes no se distinguen a simple vista. Los procesos empleados para separarlos también son físicos y **se basan en las propiedades físicas** diferentes de las sustancias que se quiere separar. Los métodos son:

### **Cristalización**

**Para separar un sólido disuelto** en un líquido.

Se basa en las diferentes temperaturas de evaporación del sólido y del líquido.

El tamaño de los cristales formados depende de la velocidad de cristalización: cuanto más lenta sea, más grandes serán los cristales.

### **Destilación**

Para separar **líquidos disueltos**.

Se basa en la diferencia en la temperatura de ebullición de los componentes.

Un **destilador** consiste básicamente en un matraz en el que se calienta la mezcla y un refrigerante en el que se condensa el vapor formado.

## 5. MÉTODOS DE IDENTIFICACIÓN DE SUSTANCIAS PURAS

⇒ Las mezclas homogéneas frecuentemente son difíciles de distinguir de las sustancias puras. Para hacerlo se puede recurrir a ciertas **propiedades características de las sustancias puras**. Podemos citar como ejemplos:

En las sustancias puras la **densidad** es siempre la misma, mientras que en las mezclas la densidad depende de la composición (que es variable).

En las sustancias puras la **temperatura de ebullición** no varía; en una mezcla varía al ir cambiando su composición, ya que unos componentes se evaporan antes que otros.

## 6. MEZCLAS HOMOGÉNEAS: DISOLUCIONES

⇒ Una disolución es una **mezcla homogénea y estable** de dos o más sustancias.

Las disoluciones verdaderas son homogéneas tanto en una observación macroscópica como microscópica.

⇒ 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**.

**Disolución concentrada** es la que tienen gran cantidad relativa de soluto.

**Disolución diluida** es la que contiene poca cantidad relativa de soluto.

## 7. EXPRESIÓN CUANTITATIVA DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

⇒ 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

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

## 8. OTRA FORMA DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN: LA MOLARIDAD

- ⇒ Como hemos visto la forma de expresar cuantitativamente la concentración de una disolución es determinando la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolución.
- ⇒ 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.

\*Un **mol** es la cantidad de materia que contiene  **$6,02 \cdot 10^{23}$  partículas** (átomos, iones, moléculas, ...).

Este número,  **$6,02 \cdot 10^{23}$** , es una importante constante química conocida como **número de Avogadro**.

La **masa de un mol** de cualquier sustancia expresada en gramos **coincide numéricamente con la masa molecular** de dicha sustancia.

La **masa molecular** es la **suma de las masas atómicas** de los átomos que forman la 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. 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.

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

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.

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

## ⇒ 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.

## 9. SOLUBILIDAD: DEPENDENCIA DE LA TEMPERATURA Y LA PRESIÓN

- ⇒ Una **disolución** está **saturada** cuando no admite más soluto. Esto puede ocurrir tanto en disoluciones diluidas como concentradas.
- ⇒ La **solubilidad** es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente a una temperatura determinada. Se suele expresar en gramos de soluto por cada 10 cm<sup>3</sup> de disolvente.
- ⇒ Las **curvas de solubilidad** representan la solubilidad de una sustancia (eje de ordenadas) en función de la temperatura (eje de abcisas). Estas curvas son características de cada sustancia.

(gráfica pág. 50)

- ⇒ En la mayoría de los casos, la solubilidad de un sólido aumenta al aumentar la temperatura.
- ⇒ Al contrario que en los sólidos, la solubilidad de un gas en un líquido disminuye al aumentar la temperatura. La presión también influye, pero en sentido inverso, cuanto mayor es la presión, mayor es la solubilidad del gas.