

# MEZCLAS, DISOLUCIONES Y SUSTANCIAS PURAS: SÍNTESIS DEL TEMA

The Strange Doctor

## Resumen

Se resumen los contenidos y conceptos del tema, incluyendo un sencillo formulario y las recomendaciones para el examen, igual que en el tema anterior.

$$\Gamma_{dd} = \frac{k\rho_d\phi_{Pd}}{4\pi\alpha} \sigma_T$$
$$\sigma_T = \int \lambda dE = \int \left( \frac{h^2}{2\pi} |M_{if}|^2 \frac{dN}{dE_0} \right) dE$$
$$|M_{if}|^2 = \sum_{n=1}^{\infty} \left| \int \psi_i^{n*} \Theta_{ER} \psi_i^n d^3r \right|^2$$
$$\Theta_{ER} = 4\pi\zeta \delta(r - r') + \phi_{Pd}\phi_{dd}$$
$$\therefore \Gamma_{dd} = 10^{19} \text{ s}^{-1} \text{ at STP}$$
$$\Rightarrow 1.39 \text{ Megawatt !!}$$

# Índice

<b>1. LA MATERIA Y SUS FORMAS</b>	<b>3</b>
<b>2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN Y ANÁLISIS</b>	<b>5</b>
2.1. Separación de mezclas homogéneas . . . . .	5
2.2. Métodos de separación de mezclas heterogéneas . . . . .	5
<b>3. CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES</b>	<b>5</b>
3.1. Tanto por ciento en masa . . . . .	5
3.2. Tanto por ciento en volumen . . . . .	5
3.3. Gramos por litro (Gramos partido de litro) . . . . .	6
3.4. Molaridad . . . . .	6
3.5. Molalidad . . . . .	6
3.6. Fracción molar . . . . .	6
<b>4. Otros tipos de mezclas</b>	<b>6</b>
<b>5. Solubilidad</b>	<b>6</b>
<b>A. FORMULARIO</b>	<b>9</b>
A.1. Tanto por ciento en masa . . . . .	9
A.2. Tanto por ciento en volumen . . . . .	9
A.3. Gramos por litro (Gramos partido de litro) . . . . .	9
A.4. Molaridad . . . . .	9
A.5. Molalidad . . . . .	9
A.6. Fracción molar . . . . .	9

# 1. LA MATERIA Y SUS FORMAS

En el tema anterior vimos que la materia se puede presentar en diferentes estados de agregación o fases (gaseosa, líquida, sólida, . . .), según las propiedades físicas y químicas que nos señalaba la Teoría Cinética.

Existe otra manera diferente de clasificar las diferentes formas en las que puede presentarse la materia, que son las siguientes *categorías*:

## ■ Sustancias puras 😊.

### Sustancias puras

Son aquellas sustancias que poseen:

- 1°. Una *composición química fija o concreta*.
- 2°. Un *conjunto de propiedades físicas y químicas únicas e inseparables* que las *distingue* de otras sustancias.

Las sustancias puras, además, pueden ser de dos tipos también:

## ● Elementos 😊.

### Elementos

Un elemento es una *sustancia pura* que **no puede subdividirse** en *dos o más sustancias puras* por *medios físicos o químicos convencionales*.

Hay, en el momento de escribir estos apuntes, un total 118 elementos<sup>1</sup> conocidos, de los cuales 92 existen en la naturaleza de nuestro planeta, la Tierra.

Muchos elementos nos resultan familiares y los vemos a diario. El carbón es *carbono* casi puro, los cables eléctricos y las tuberías suelen estar hechos de *cobre*, el *oro* empleado en joyería. Otros elementos como el *aluminio* se usan en muchos utensilios domésticos o la construcción.

En Química, un elemento *se identifica* por su **símbolo**. Este consiste en una o dos letras, normalmente basadas en el nombre del elemento. Así, el símbolo para el carbono es **C** y para el azufre es **S**. A veces el símbolo proviene del nombre en latín del elemento o de uno de sus compuestos. Los elementos cobre y azufre, que se conocen desde la antigüedad, y tienen los símbolos **Cu** ( del latín, *cuprum*) y **S** (del latín, *sulphur*).

**Curiosidad muy interesante:** varios de los elementos que son más conocidos, en realidad son *bastante escasos*. Por ejemplo el mercurio, **Hg** (del griego latinizado, *Hydrargyrum*, “plata líquida”), que se conoce desde el año 500 a.C., aunque su abundancia es sólo del 0,00001% . Se obtiene fácilmente calentando el cinabrio, que es un mineral de color rojo. Por el contrario, el aluminio, con una abundancia del 8,23%, fue una curiosidad química hasta mediados del siglo pasado. Se encuentra de forma combinada en la arcilla y las rocas, de donde es muy difícil de extraer.

## ● Compuestos. 😊.

### Compuestos

Un compuesto es una *sustancia pura* que *está formado* por **más de un elemento**, que aparecen en una proporción *en masa* fija para un mismo compuesto.

<sup>1</sup>¿Qué quiere decir esto? Hoy día, sabemos que los elementos se corresponden con los tipos de átomos, si no contamos los *isótopos* de un mismo elemento como algo “distinto”. Estos átomos, a su vez, se pueden subdividir en partes o partículas con experimentos a “alta energía”, pero esto no es un proceso físico o químico normal en la Naturaleza porque sólo ocurre en aceleradores, en estrellas, o en sitios recónditos del Cosmos. La Física de Altas Energías, que incluye la Física Atómica, la Física Nuclear y la de Partículas, estudia este tipo de procesos que son capaces de subdividir más aún a la materia en condiciones de *elevada energía*, y sus especiales propiedades. Aprenderemos más sobre los átomos y su complejidad en la próxima lección.

Ejemplos: El agua,  $H_2O$ , es un compuesto formado por hidrógeno, **H**, y oxígeno, **O**. El metano,  $CH_4$ , y acetileno,  $C_2H_2$ , son compuestos que contienen carbono e hidrógeno en diferentes proporciones. Una muestra de agua pura contiene exactamente 11,9% de hidrógeno y 88,81% de oxígeno.

Las propiedades de los compuestos y de los elementos que contienen *son* muy diferentes. La sal común (cloruro de sodio, **NaCl**) es un sólido blanco y poco reactivo. Contiene sodio y cloro. El sodio (**Na**) es un metal brillante y extremadamente reactivo. El cloro (**Cl**) es un gas venenoso amarillo-verdoso. Cuando estos dos elementos se combinan para formar cloruro de sodio, tiene lugar una transformación o reacción química importante.

Existen muchos métodos para separar los elementos de un compuesto. A veces, el calor es suficiente. El óxido de mercurio(II), un compuesto formado por mercurio y oxígeno, se descompone en sus elementos cuando se calienta a  $600^\circ C$ . Joseph Priestley, un químico inglés, descubrió el oxígeno hace más de 200 años al exponer una muestra de óxido de mercurio(II) a un intenso haz de luz solar, enfocado con una potente lente. Otra forma de separar los elementos en un compuesto es la electrólisis que consiste en pasar una corriente eléctrica a través del compuesto, normalmente en estado líquido. Mediante electrólisis se puede obtener oxígeno e hidrógeno gaseosos a partir del agua.

## ■ Mezclas 😊.

### Mezclas

Son las sustancias *combinadas* de *dos o más* **sustancias puras** de forma que cada una *conserva* su **identidad química**.

Las mezclas son de dos clases también:

- **Homogéneas**, también llamadas **disoluciones**.

### Mezclas homogéneas o disoluciones

Las mezclas **homogéneas** son aquellas en las que la *composición* de la muestra **NO varía** de un punto a otro y la composición es uniforme, y las componentes no son distinguibles a simple vista debido al tamaño de las partículas.

Las mezclas homogéneas o uniformes son aquellas en las que la composición es la misma en toda la muestra y el tamaño de sus partículas constituyentes es pequeño. La mezcla homogénea o disolución generalmente consta de un *disolvente*, y uno o más solutos.

El disolvente es normalmente la sustancia presente en mayor cantidad. Los tipos de disoluciones se resumen en el siguiente esquema( en **negrita** el disolvente, letra curvada el soluto):

Disoluciones	{	<b>Sólido/Sólido</b> , aleaciones(alloy). Ej.: latón (cobre y cinc;Cu,Zn), acero
		<b>Sólido/Líquido</b> . Ej.: mercurio en oro
		<b>Sólido/Gas</b> . Ej.: hidrógeno en platino
		<b>Líquido/Gas</b> . Ej.: agua carbonatada
		<b>Líquido/Líquido</b> . Ej.: etanol
		<b>Líquido/Sólido</b> . Ej.: amalgama
		<b>Gas/Gas</b> . Ej.: el aire
		<b>Gas/Líquido</b> . Ej.: vapor de agua en aire(niebla)
		<b>Gas/Sólido</b> . Ej.: naftaleno

- **Heterogéneas** 😊.

### Mezclas heterogéneas

Las mezclas **heterogéneas** son aquellas en las que la *composición* de la muestra *varía* de un punto a otro **de forma no uniforme**.

Muchas rocas y minerales pertenecen a esta categoría. En un trozo de granito se pueden distinguir varios componentes, que se diferencian entre ellos por el color.

Como resumen de esta parte tenemos el siguiente esquema:

$$Materia \begin{cases} Mezclas \begin{cases} Homogéneas o disoluciones \\ Heterogéneas \end{cases} \\ Sustancias puras \begin{cases} Elementos \\ Compuestos \end{cases} \end{cases}$$

## 2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN Y ANÁLISIS

### 2.1. Separación de mezclas homogéneas

- **Destilación.** Usa la propiedad de que una mezcla homogénea y sus diferentes partes, si ambas son líquidas, ese vaporizan a diferente temperatura.
- **Cristalización.** Usa la propiedad de que una mezcla con soluto puede solidificarse si se vaporiza todo el disolvente líquido.
- **Cromatografía.** Usa la diferente velocidad entre las diferentes componentes de la mezcla para separar sus componentes.

### 2.2. Métodos de separación de mezclas heterogéneas

- **Extracción.**
- **Decantación.**
- **Separación magnética.**
- **Centrifugación.**
- **Filtración.**
- **Tamizado.**
- **Electroforesis.**
- **Flotación.**

## 3. CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES

La concentración, que simbolizaremos con la letra **C**, de una disolución es una medida de cuánto está mezclada una sustancia con otra. En particular, es una medida muy útil y usada en disoluciones. En este caso, nos interesa saber cuánta cantidad de soluto hay en la disolución total como un todo. Hay varias medidas de concentración sencillas y prácticas. Son las siguientes:

### 3.1. Tanto por ciento en masa

Se define la concentración **C**, en tanto por ciento en masa, a la siguiente expresión:

$$C(\%, m) = \frac{m(g)_{\text{soluto}}}{m(g)_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

**Observación:** la masa de la disolución es la suma de la masa del soluto con la masa del disolvente.

### 3.2. Tanto por ciento en volumen

Se define la concentración **C**, en tanto por ciento en volumen, a la siguiente expresión:

$$C(\%, m) = \frac{V(l)_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

**Observación:** el volumen de la disolución es la suma del volumen del soluto con el volumen del disolvente.

### 3.3. Gramos por litro (Gramos partido de litro)

La concentración  $C$ , en gramos por litro, es la siguiente medida:

$$C(g/l) = \frac{m(g)_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{disolución}}}$$

**Observación:** aunque se dice gramos por litro por un abuso de lenguaje, el nombre preciso de esta medida en castellano es gramos partido de litro, o gramos dividido por litro. No obstante, se dice, por brevedad, gramos por litro.

### 3.4. Molaridad

La concentración molar o molaridad se define como el cociente de moles del soluto entre el volumen en litros de disolución:

$$C(M) = M = \frac{n_s}{V(L)_{\text{dis}}}$$

### 3.5. Molalidad

La concentración molar o molaridad se define como el cociente de moles del soluto entre la masa en kilogramos de DISOLVENTE:

$$C(M) = M = \frac{n_s}{m(kg)_{\text{dise}}}$$

### 3.6. Fracción molar

Se define la fracción molar de soluto (disolvente) de una disolución como el cociente entre el número de moles de soluto (disolvente) entre el número de moles totales:

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{totales}}}$$

$$X_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{totales}}}$$

La suma de las fracciones molares de soluto y disolvente es igual a la unidad:

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{disolvente}} = 1$$

## 4. Otros tipos de mezclas

Existen tipos intermedios de mezclas entre homogéneas y heterogéneas:

- **Coloides** o suspensiones coloidales. Están formadas por una fase dispersa y medio dispersante. Ejemplos: aerosoles, espumas, emulsiones, soles y geles, dependiendo del estado físico de la fase dispersa y el medio dispersante.
- **Suspensiones.** Mezclas heterogéneas con partículas suficientemente grandes para su sedimentación.
- **Dispersiones.** Mezclas en las que un determinado número de partículas se distribuyen en un medio considerado continuo de partículas de otra sustancia material.

## 5. Solubilidad

### Solubilidad

Solubilidad es la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en 100 g de disolvente, a una temperatura (y presión) fija.

La solubilidad depende de:

- Condiciones de presión y temperatura. Generalmente, aunque no siempre, la solubilidad aumenta con la temperatura y la presión.

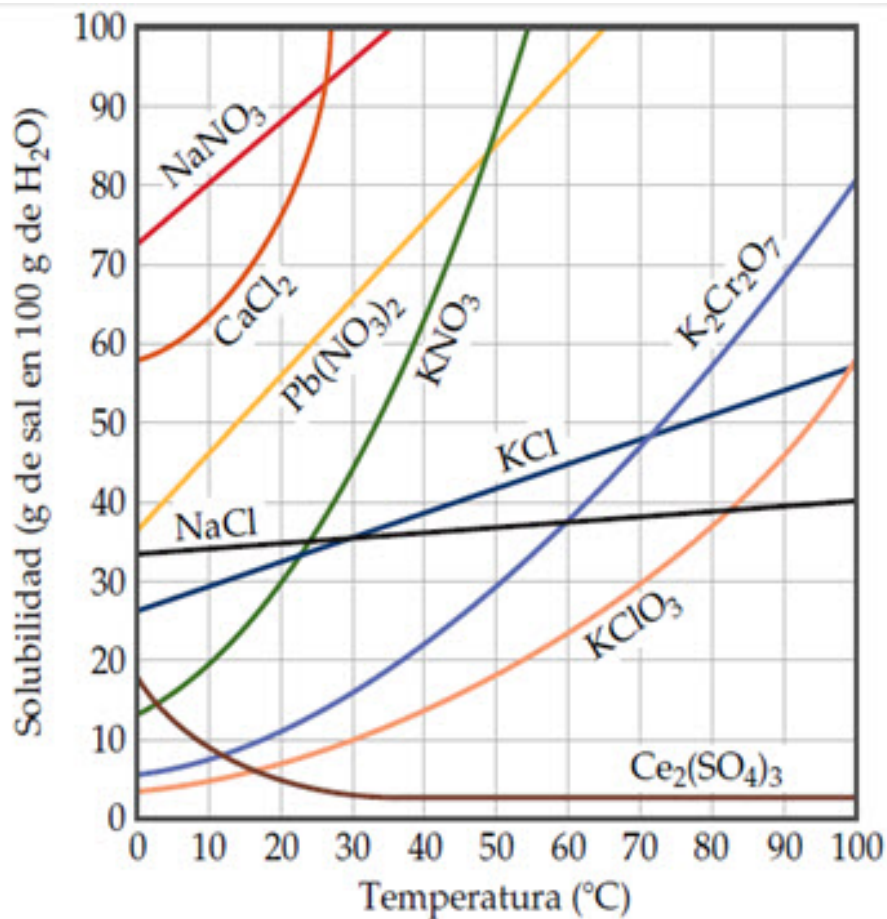


Figura 1: Curvas de solubilidad.

- La naturaleza y composición del soluto y disolvente. Algunas sustancias son solubles en agua y otras no. Y viceversa, el agua puede ser soluble en algunas sustancias y otras no. La solubilidad depende de qué sustancias disolvemos. Esto está relacionado con la naturaleza de las partículas y moléculas que forman soluto y disolvente, y el tipo de interacciones entre ellas, así como del enlace químico.
- Estado físico del soluto y disolvente.
- Presencia de sustancias que favorecen o dificultan la solubilidad.

Según la cantidad de soluto, una disolución puede ser diluida, concentrada, saturada (si no admite más soluto) y sobresaturada. Un criterio, no el único, para diferenciar disoluciones diluidas de concentradas es el criterio del 5%. Por encima del 5% la disolución suele considerarse concentrada, y diluida si es menor de ese porcentaje. Una disolución puede considerarse concentrada a partir del 1M.

La solubilidad suele expresarse mediante curvas y gráficas de solubilidad:





## A. FORMULARIO

### A.1. Tanto por ciento en masa

$$C(\%, m) = \frac{m(g)_{\text{soluto}}}{m(g)_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

### A.2. Tanto por ciento en volumen

$$C(\%, m) = \frac{V(l)_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

### A.3. Gramos por litro (Gramos partido de litro)

$$C(g/l) = \frac{m(g)_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{disolución}}}$$

### A.4. Molaridad

$$C(\text{mol/l}) = M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V(l)_{\text{disolución}}}$$

### A.5. Molalidad

$$C(\text{mol/l}) = M = \frac{n_{\text{soluto}}}{m(\text{kg})_{\text{disolvente}}}$$

### A.6. Fracción molar

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{totales}}}$$

$$X_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{totales}}}$$

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{disolvente}} = 1$$