

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

1. LA MATERIA Y SUS FORMAS	3
2. MÉTODOS DE SEPARACIÓN Y ANÁLISIS	5
2.1. Separación de mezclas homogéneas	5
2.2. Métodos de separación de mezclas heterogéneas	5
3. CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES	5
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
4. Otros tipos de mezclas	6
5. Solubilidad	6
A. FORMULARIO	9
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:

- 1º. Una *composición química fija* o **concreta**.
- 2º. 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 elementos¹ 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.

¹¿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 {	Sólido / <i>Sólido</i> , aleaciones(alloy). Ej.: latón (cobre y cinc;Cu,Zn), acero
	Sólido / <i>Líquido</i> . Ej.: mercurio en oro
	Sólido / <i>Gas</i> . Ej.: hidrógeno en platino
	Líquido / <i>Gas</i> . Ej.: agua carbonatada
	Líquido / <i>Líquido</i> . Ej.: etanol
	Líquido / <i>Sólido</i> . Ej.: amalgama
	Gas / <i>Gas</i> . Ej.: el aire
	Gas / <i>Líquido</i> . Ej.: vapor de agua en aire(niebla)
	Gas / <i>Sólido</i> . 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:

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

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:

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

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:

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

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:

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

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:

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

3.5. Molalidad

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

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

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:

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

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

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

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

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.

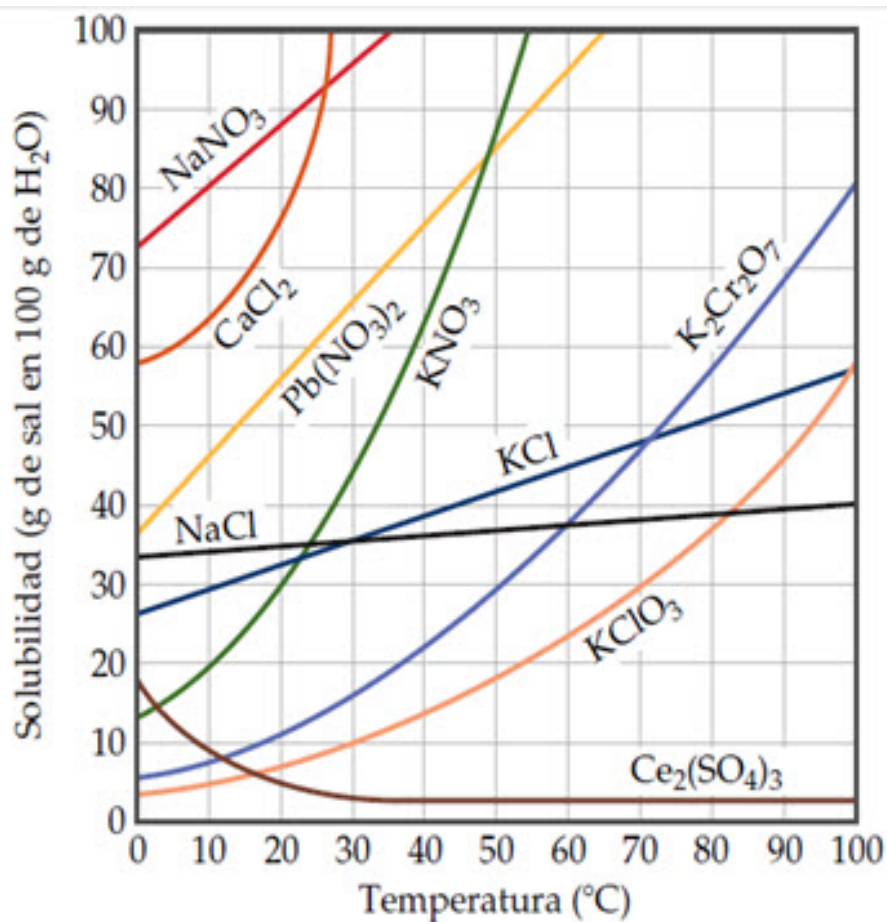


Figura 1: Curvas de solubilidad.

- 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

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

A.6. Fracción molar

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{totales}}}$$
$$X_{\text{disolvente}} = \frac{n_{\text{disolvente}}}{n_{\text{totales}}}$$
$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{disolvente}} = 1$$