

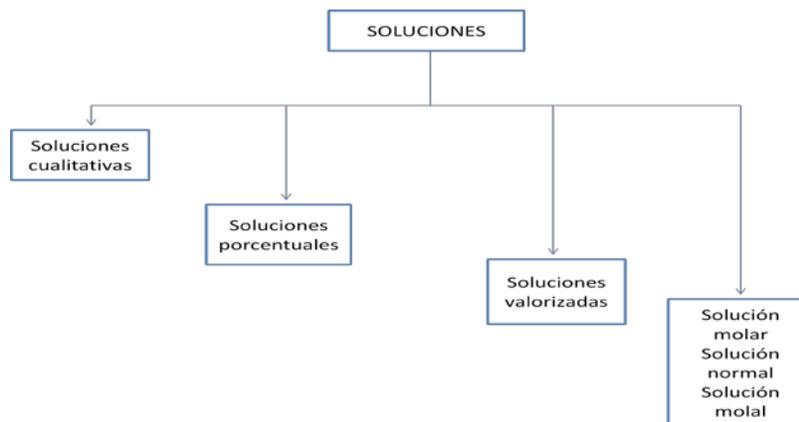
Objetivo de la Clase

Dar las herramientas al alumno para resolver problemas de soluciones y concentraciones.

Introducción

Concentración es la magnitud química que expresa la cantidad de un elemento o un compuesto por unidad de volumen. En el **SI** se emplean las unidades $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$. Cada sustancia tiene una **solubilidad** que es la cantidad máxima de **soluto** que puede disolverse en una **disolución**, y depende de condiciones como la temperatura, presión, y otras sustancias disueltas o en suspensión. En **química**, para expresar cuantitativamente la proporción entre un **soluto** y el **disolvente** en una **disolución** se emplean distintas unidades: *molaridad, normalidad, molalidad, formalidad, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, fracción molar, partes por millón, partes por billón, partes por trillón*, etc. También se puede expresar cualitativamente empleando términos como *diluido*, para bajas concentraciones, o *concentrado*, para altas

Mapa Conceptual



Desarrollo

MOLARIDAD



La molaridad (M) es el número de **moles** de soluto por **litro** de solución. Por ejemplo, si se disuelven 0,5 moles de soluto en 1000 mL de disolución, se tiene una concentración de ese soluto de 0,5 M

(0,5 molar). Para preparar una disolución de esta concentración normalmente se disuelve primero el soluto en un volumen menor, por ejemplo 30 mL, y se traslada esa disolución a un [matraz aforado](#), para después enrasarlo con más disolvente hasta los 1000 mL.

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

Es el método más común de expresar la concentración en química sobre todo cuando se trabaja con [reacciones químicas](#) y relaciones [estequiométricas](#). Sin embargo, tiene el inconveniente de que el volumen cambia con la temperatura.

Se representa también como: $M=n/v$ En donde "n" son los moles de soluto y "v" es el volumen de la solución expresada en litros (l)

La molalidad (m) es el número de [moles](#) de soluto por [kilogramo](#) de solvente. Para preparar soluciones de una determinada molalidad en un disolvente, no se emplea un matraz aforado como en el caso de la molaridad, sino que se puede hacer en un [vaso de precipitados](#) y pesando con una balanza analítica, previo peso del vaso vacío para poderle restar el correspondiente valor.

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

La principal ventaja de este método de medida respecto a la [molaridad](#) es que como el [volumen](#) de una disolución depende de la [temperatura](#) y de la [presión](#), cuando éstas cambian, el volumen cambia con ellas. Gracias a que la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión.

Es menos empleada que la molaridad pero igual de importante.

Masa por volumen

Se pueden usar también las mismas unidades que para medir la [densidad](#) aunque no conviene confundir ambos conceptos. La densidad de la mezcla es la masa de la solución entre el volumen de esta mientras que la concentración en dichas unidades es la masa de soluto entre el volumen de la disolución. Se suelen usar los gramos por litro (g/l) y a veces se expresa como «% m/v».

Porcentaje por masa

Es la masa del soluto por cada cien partes de solución.

El porcentaje en masa se define como los gramos de soluto (sustancia que se disuelve) por cada 100 gramos de disolución:

$$Cw=100 \cdot ms/md$$

Donde cw es el porcentaje en masa, ms la masa de soluto y md la masa de disolución. Ejemplo: Si se disuelven 20 gramos de azúcar en 60 litros de agua, el porcentaje en peso será: $cw=100 \cdot 20/(20+60)=25\%$ ó, para distinguirlo de otros porcentajes: 25%w.

Porcentaje por volumen

Expresa el volumen de soluto por cada cien unidades de volumen. Se suele usar para mezclas gaseosas en las que el volumen es un parámetro importante a tener en cuenta. Es decir, el porcentaje que representa el soluto en el volumen total de la disolución. Suele expresarse como volumen de soluto/100 volúmenes de solución, o simplificado como «% v/v»

El porcentaje en volumen se calcula de forma similar al porcentaje en masa, pero empleando volúmenes en lugar de masas, evidentemente se suele utilizar para líquidos o gases:

$$cv = 100 \cdot vs / vd$$

Donde cv es el porcentaje en volumen, vs el volumen del soluto y vd el volumen de la disolución. Ejemplo: si se tiene una disolución del 20% en volumen (habitualmente 20%v) de alcohol en agua quiere decir que se tienen 20ml de alcohol por cada 100ml de disolución.

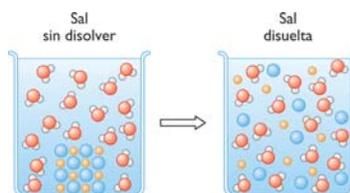
Formalidad:

La formalidad (F) es el número de [peso-fórmula-gramo](#) por [litro](#) de solución.

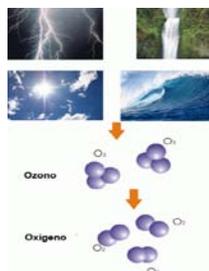
$$F = \# \text{ PFG} / \text{volumen (litro solución)}$$

El número de peso-fórmula-gramo tiene unidad de g / PFG.

Normalidad



La normalidad (N) es el número de equivalentes (n) de soluto (st) por litro de disolución (sc). El número de equivalentes se calcula dividiendo la masa total sobre la masa de un equivalente: $n = m / m_{eq}$. O bien, como el producto de la masa total y la cantidad de equivalentes por mol, dividido sobre la masa molar



Normalidad ácido-base

Es la normalidad de una solución cuando se la utiliza para una reacción como [ácido](#) o [base](#). Por esto suelen [titularse](#) utilizando [indicadores de pH](#).

En este caso, los equivalentes pueden expresarse de la siguiente forma:

$$pKa = pH_{p.E.Q} - \log \left(\frac{b}{c-b} \right)$$

$$pKa = - \log (Ka)$$

$$Ka = \text{anti log} (pKa)$$

Donde:

n : es la cantidad de equivalentes.

$moles$: es la cantidad de [moles](#).

H^+ : Es la cantidad de [protones](#) cedidos por un [mol](#) del ácido.

HO^- : Es la cantidad de hidroxilos cedidos por un mol de la base.

Por esto, podemos decir lo siguiente:

$$pH = - \log H_3O^+ = 1 \times 10^{-7} = 7$$

$$pOH = - \log OH^- = 1 \times 10^{-7} = 7$$

Donde:

▣ N : es la normalidad de la solución.

▣ M : es la [molaridad](#) de la solución.

▣ H^+ : Es la cantidad de [protones](#) cedidos por un [mol](#) del ácido.

▣ HO^- : Es la cantidad de [hidroxilos](#) cedidos por un [mol](#) de la base.

Ejemplos:

▣ Una solución 1 M de [HCl](#) cede 1 M de [H⁺](#), por lo tanto, es igual a 1 N.

▣ Una solución 1 M de [Ca\(OH\)₂](#) cede 2 M de [HO⁻](#), por lo tanto, es igual a 2 N.

En este caso, los equivalentes pueden expresarse de la siguiente forma:

$$N = a/VE$$

$$M = n/v$$

$$n = g/PM$$

Donde:

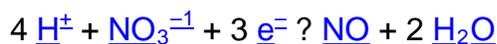
▣ N : es la normalidad de la solución.

▣ M : es la [molaridad](#) de la solución.

▣ e^- : Es la cantidad de electrones intercambiados en la hemireacción de oxidación o reducción.

Ejemplos:

☐ En el siguiente caso vemos que el [anión nitrato](#) en medio ácido (por ejemplo el [ácido nítrico](#), puede actuar como oxidante, donde una solución 1 M, es 3 N_{ox}.



☐ En el siguiente caso vemos que el [anión yoduro](#), puede actuar como reductor, donde una solución 1 M, es 1 N_{rd}.



☐ En el siguiente caso vemos que el [catión](#) argéntico, puede actuar como oxidante, donde una solución 1 M, es 1 N_{ox}.



Concentraciones pequeñas

Para expresar concentraciones muy pequeñas, trazas de una sustancia muy diluida en otra, es común emplear las relaciones [partes por millón](#) (ppm), partes por "billón" (ppb) y partes por "trillón" (ppt). El millón equivale a 10⁶, el [billón](#) estadounidense, o [millardo](#), a 10⁹ y el [trillón](#) estadounidense a 10¹².

Es de uso relativamente frecuente en la medición de la composición de la [atmósfera terrestre](#). Así el aumento de dióxido de carbono en el aire debido al [calentamiento global](#) se suele dar en dichas unidades.

Las unidades más comunes en las que se usan son las siguientes:

$$\begin{aligned} \text{ppmm} &= \mu\text{g} \times \text{g}^{-1} \\ \text{ppmv} &= \mu\text{g} \times \text{ml}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{ppbm} &= \text{ng} \times \text{g}^{-1} \\ \text{ppbv} &= \text{ng} \times \text{ml}^{-1} \end{aligned}$$

**Nota: Se pone una m o una v al final según se trate de partes en volumen o en masa.*

Sin embargo, a veces se emplean otras unidades. Por ejemplo, 1 ppm de CO₂ en aire podría ser, en algunos contextos, una molécula de CO₂ en un millón de moléculas de aire. Otro ejemplo sería, cuando hablamos de trazas en disoluciones acuosas, donde 1 ppm corresponde a 1 mg soluto/ kg disolución, o lo que es lo mismo: 1 mg soluto/ L disolución -ya que en estos casos, el volumen del disolvente es despreciable, y la densidad del agua es 1 Kg/L.

También se habla a veces de relaciones más pequeñas, por ejemplo "cuatrillón". Sin embargo son concentraciones excesivamente pequeñas y no se suelen emplear.

La [IUPAC](#) desaconseja el uso de estas relaciones (especialmente en el caso de masa entre volumen) y recomienda usar las unidades correspondientes.

Conversiones útiles]

Molalidad a fracción molar (m?X_{st})

Fracción molar a molalidad (X_{st}?m), y recordando que X_{st} + X_{sv} = 1

Molalidad a molaridad (m?M)

Molaridad a molalidad (M?m)

Porcentaje en peso a porcentaje peso en volumen

Peso en volumen a molaridad

Donde:

P_{sv} = Peso molar del solvente (g/mol)

P_{st} = Peso molar del soluto (g/mol)

d = densidad (g/ml)

%P/P = Concentración en g soluto/100 g solución

%P/V = Concentración en g soluto/100 ml solución

Otras formas de indicar la concentración

Para ciertas soluciones muy usadas (por ejemplo [ácido sulfúrico](#), [hidróxido de sodio](#), etc.) se indica la concentración de otras formas:

Densidad

Si bien la [densidad](#) no es una forma de expresar la concentración, ésta es [proporcional](#) a la concentración (en las mismas condiciones de [temperatura](#) y [presión](#)). Por esto en ocasiones se expresa la densidad de la solución a condiciones normales en lugar de indicar la concentración; pero se usa más prácticamente y con soluciones utilizadas muy ampliamente. También hay tablas de conversión de densidad a concentración para estas soluciones; aunque el uso de la densidad para indicar la concentración es una práctica que está cayendo en desuso.

Nombres propios

Algunas soluciones se usan en una concentración determinada para algunas técnicas específicas. Y en estos casos suele usarse un nombre propio.

Ejemplos			
Compuesto	Nombre	Densidad	Concentración
H₂SO₄	Gerber	1,820- 1,825	91,00-92,25 % m/m
Alcohol isoamílico	Gerber	0,810- 0,812	

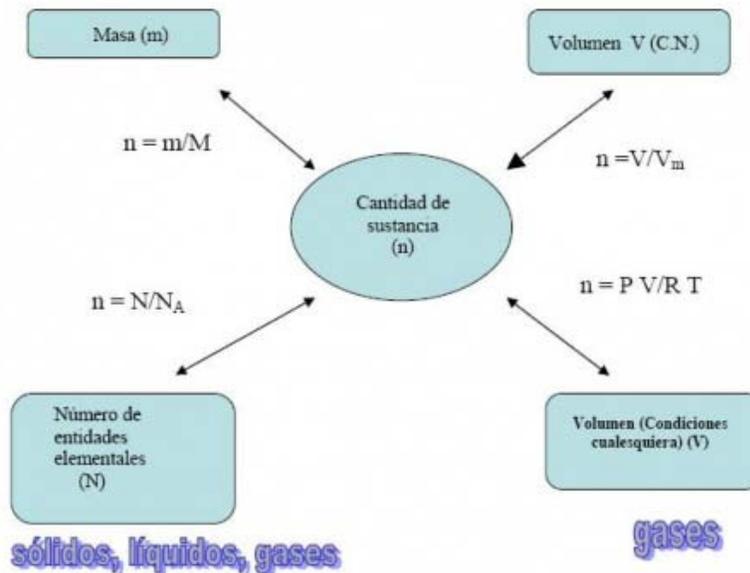
Pesos atómicos

Son los pesos relativos de los átomos en una escala arbitraria en la que se le ha asignado al átomo de carbono el valor de 12.000 unidades.* El peso atómico de un elemento es proporcional al peso real de un átomo de ese elemento. Así, cuando decimos que el peso atómico del bromo es 79.909, estamos señalando que el átomo de bromo es $79.909/12.000$ más pesado que el átomo de carbono-12. Es decir que si necesitamos 12 unidades para igualar el peso del átomo de carbono, para igualar el peso del átomo de bromo, necesitaremos 79.909 de esas unidades (ver en el Apéndice la Tabla de símbolos y pesos atómicos)

Peso atómico-gramo
Representa el peso relativo del átomo de un elemento cuando las unidades son gramos. Numéricamente el número de gramos es igual a la masa de un átomo del elemento en unidades de masa atómica (u.m.a.). En el ejemplo anterior, el *peso atómico* del bromo será 79.909 u.m.a. y su *peso atómico-gramo* será 79.909 gramos.

El *peso atómico del carbono* será 12.000 u.m.a. y su peso atómico-gramo será 12.000 g.

El peso atómico-gramo de un elemento cualquiera, es la suma de los pesos atómicos expresados en gramos de 6.02×10^{23} átomos de ese elemento. Es decir en 79.909 gramos de bromo hay 6.02×10^{23} átomos de bromo y en 12.000 gramos de carbono hay 6.02×10^{23} átomos de carbono. A los 6.02×10^{23} átomos cuyo peso sumado es igual al *peso atómico-gramo* del elemento se llama *número de Avogadro*



Peso molecular-gramo. Peso fórmula-gramo

Toda molécula se representa por un grupo de símbolos de átomos (fórmula) que indican el número de átomos de cada elemento que hay en la molécula. Así la fórmula P_2O_5 , representa un compuesto en el que hay dos átomos de fósforo por cada cinco átomos de oxígeno. Los subíndices que hay al lado de cada símbolo indican el número de átomos que hay de cada elemento.

Una fórmula como la anterior es *empírica* cuando expresa la relación más sencilla (mínima) que hay entre los elementos de un compuesto. Las fórmulas que expresan la relación verdadera entre los átomos de una molécula, se llaman *fórmulas moleculares*. El peso de la fórmula se llama *peso molecular*.

La *fórmula empírica* del acetileno es CH, mostrando que el acetileno sólo tiene átomos de carbono e hidrógeno en la relación de 1 átomo de carbono por 1 átomo de hidrógeno.

La *fórmula molecular* del acetileno es C_2H_2 , indicando que cada molécula está formada por 2 átomos de carbono y 2 átomos de hidrógeno. La suma de los pesos de todos sus átomos es su *peso molecular*.

Un átomo de carbono pesa 12 unidades, un átomo de hidrógeno pesa 1.008 unidades, por lo que el peso molecular será $2 \times 12 + 2 \times 1.008 = 26.016$ u.m.a.

El peso molecular es un múltiplo del peso de la fórmula mínima. Cuando se usan los pesos atómicos-gramo se obtiene el *peso molecular-gramo* o *mol-gramo* o simplemente mol. El número de moléculas en un mol es igual al número de Avogadro: 6.02×10^{23} . Ahora bien, los compuestos iónicos a los que pertenecen la mayoría de los ácidos, álcalis y sales, no forman verdaderas moléculas y por lo tanto no tienen peso molecular verdadero, sino el peso fórmula correspondiente a su fórmula empírica, aunque por conveniencia y tradición se sigue llamando mol a su peso fórmula-gramo.

El peso fórmula del hidrato de sulfato de hierro (III), noahidratado, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, es 562.0 y se obtiene sumando los pesos de 2 átomos gramos de hierro (2×55.85), 21 átomos gramos de oxígeno (21×16), 9 pesos moleculares gramos de agua (9×18) y 3 átomos gramos de azufre (3×32). En disolución libera 2 iones de hierro (Fe^{+++}) y 3 iones de sulfato ($\text{SO}_4^{=}$). Cambiando la unidad gramo por toneladas o libras se puede hablar de mol tonelada o mol libra.

Ejemplo 1

Determinar el peso molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4). Como el *peso molecular* es la suma de los pesos de todos los átomos presentes en la molécula, tenemos:

Ejemplo 2.

Determine el peso fórmula (molecular) del cloruro de bario dihidratado ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

Como cada molécula del cloruro de bario va acompañada de dos moléculas de agua, sumarnos los pesos de todos los átomos indicados en la fórmula para obtener el peso molecular

Ejemplo 3

Determinar el peso molecular y el peso molecular-gramo del nitrato de cobre (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

En esta fórmula observamos el uso que hacen los químicos de símbolos y reglas del álgebra; así, el paréntesis indica que hay dos grupos nitro (NO_3) en la molécula.

El peso molecular en este caso 187.556, expresado en gramos, 187.556 g es el peso molecular-gramo.

Ejemplo 4

¿Cuántos átomos-gramo hay en: (a) 5.00 g de aluminio (Al); (b) 46 g de sodio (Na); (c) 46.465 g de fósforo (P)? (d) ¿Cuántos moles de fósforo hay en 46.465 g de fósforo si la fórmula de la molécula es P_4 ?; (e) ¿Cuántos átomos hay en 46.465 g de fósforo?; (f)

¿Cuántas moléculas hay, en 46.465 g de fósforo?

Respuestas El peso atómico gramo del Al es 26.97 g, el del Na es 23.00 g y el del P es 30.975 g. Por lo que e) Como un átomo-gramo contiene 6.02×10^{23} átomo/-átomo-gramo, 1.5 átomos-gramos de P contendrán:

$1.5 \text{ átomo-gramo de P} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/átomo-gramo} = 9.03 \times 10^{23} \text{ átomos de P.}$

f) Cómo una molécula gramo (mol) contiene 6.02×10^{23} moléculas/molécula-gramo, 0.375 moléculas-gramo

(moles) de P contendrán: $0.375 \text{ moléculas-gramo de P} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas/molécula-gramo} = 2.26$

$\times 10^{23}$ moléculas de P.

Ejemplo 5

a) ¿Cuántos moles (molécula-gramo) y cuántas moléculas hay en 8.00 g de hidróxido de sodio (NaOH)?

Respuesta

Para encontrar el peso molecular gramo del NaOH, buscamos los pesos atómicos gramo de los elementos que lo constituyen. Peso atómico de Na = 23.00; O = 16.00; H = 1.008. Por lo que:
Peso molecular gramo del NaOH = $1 \times 23.00 \text{ g} + 1 \times 16.000 \text{ g} + 1 \times 1.008 \text{ g} = 40.008 \text{ g} = 40.0$
(por tener sólo tres cifras significativas).
1023 moléculas; $0.2 \text{ mol} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$.

Ejemplo 6

Encontrar la fórmula empírica de un hidrocarburo que contiene 85.6% de carbono (C) y 14.4% de hidrógeno (H).

Respuesta

Lo anterior equivale a dividir las razones de átomos por el término más pequeño (7.12).
Así la fórmula empírica será CH₂. La fórmula molecular puede ser la fórmula empírica o un múltiplo de ésta: CH₂, C₂H₄, C₃H₆, (CH₂)_n, ya que todas tendrán la misma composición centesimal.

Ejemplo 7

Por análisis de un compuesto inorgánico se encontró la siguiente composición centesimal: sodio (Na) 21.6%; cloro (Cl), 33.3 % oxígeno, 45.1 % . Determine su fórmula empírica.

Respuesta

100 g de compuesto contienen 21.6 g de Na; 33.3 g de Cl y 45.1 g de O. Los pesos atómicos gramo son Na = 23.00 g, Cl = 35.5 g y O = 16.00 g. Por lo que en 100 g de compuesto hay los siguientes átomos-gramo:

Por lo que la relación de los átomos de Na, Cl, O en el compuesto es 0.937: 0.94: 2.82.

Para expresar esta razón en términos de números enteros, se divide cada término de la razón entre el término

La razón de los átomos de Na, Cl y O es 1:1:3 y la *fórmula empírica* es NaClO₃

EJERCICIO 8

Cuando se quemaron en el aire 2.02 g de zinc (Zn) se obtuvieron 2.514 g de óxido de zinc. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de zinc?

Respuesta

Como la materia no se crea ni se destruye, en 2.514 g de óxido de zinc hay 2.02 g de Zn y $(2.514 \text{ g} - 2.02 \text{ g}) = 0.494 \text{ g}$ de oxígeno.

El peso atómico del Zn es 65.38 y el del O es 16.00

La relación de átomos de zinc a oxígeno es 0.031: 0.031. Dividiendo todas las relaciones entre el menor término (en este caso ambos son iguales) se obtiene la relación expresada en números enteros.

Fórmula empírica del óxido de zinc es ZnO.

Resumen

Cuantitativamente, el estudio de una disolución, requiere que se conozca la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de la misma, es decir, su *concentración*. En química se usan diversos tipos de unidades de concentración.

Bibliografía

<http://es.wikipedia.org/wiki/Concentraci%C3%B3n>

<http://depa.pquim.unam.mx/gg/Apoyo/guia.PDF>