

Molaridad: concepto y usos

Apellidos, nombre	Fernando Cardona Serrate (fercarse@tal.upv.es)
Departamento	Departamento de Tecnología de Alimentos
Centro	E.T.S. de Ingeniería Agronómica y del Medio Natural Universitat Politècnica de València



1 Resumen de las ideas clave

El mol es una medida de la cantidad de sustancia del sistema internacional, y la molaridad o concentración molar es la concentración expresada en número de moles de soluto por litro de disolución. Es una medida de concentración muy utilizada en química y bioquímica, siendo sus unidades más frecuentemente usadas son mol/dm³ (mol/L). Dado su elevado uso, es necesario conocer cómo cambiar de molaridad a otras unidades de concentración, así como realizar los cálculos de masas, moles o pesos moleculares a partir de la misma, o para preparar disoluciones de una molaridad determinada.

2 Introducción

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional (SI) de unidades. Dada cualquier sustancia (elemento o compuesto químico), se define como un mol la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales (normalmente átomos o moléculas) como átomos hay en doce gramos de C¹². La definición se basa directamente en el Número de Avogadro (NA), que es el número de partículas constituyentes que se encuentran en un mol, y su valor es 6'022 × 10²³. Así pues, el número de unidades elementales existentes en un mol de sustancia es, por definición, una constante (NA) que no depende del material ni del tipo de partícula considerados.

Las disoluciones son una mezcla homogénea (en una sola fase) de varios componentes (más de uno) en cualquier proporción. Normalmente se denomina disolvente al constituyente presente en mayor proporción, y soluto al constituyente en menor proporción. Puede encontrarse en cualquier estado (sólido, líquido o gas), aunque normalmente nos referiremos a disoluciones binarias (dos constituyentes) con el disolvente en estado líquido (acuosas o no acuosas) y el soluto en estado sólido. Según la naturaleza del soluto las disoluciones pueden ser electrolíticas (conducen la corriente eléctrica, por ejemplo sal en agua) o no electrolíticas (por ejemplo azúcar en agua).

Existen diferentes formas de expresar la concentración del soluto en las disoluciones. La molaridad o concentración molar, representada normalmente con la letra M, es la concentración de soluto expresada en número de moles por unidad de volumen (V) de disolución. Dado que tiene unidades de V, y éste varía con la temperatura (T) mediante la expansión y la contracción, la M también va a variar con la T.

Es una medida de concentración muy utilizada en química y bioquímica, expresada como mol/dm³ (mol/L) (ecuación 1), aunque en realidad sus unidades del SI son mol/m³ (milimolar). Todas las unidades en las que puede expresarse la concentración molar se detallan en la tabla 1.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{L \text{ de disolución}}$$

Ecuación 1. Definición de molaridad

	abreviatura	unidades	relación con M
milimolar	mM	milimoles/L	10^{-3} M
micromolar	μ M	micromoles/L	10^{-6} M
nanomolar	nM	nanomoles/L	10^{-9} M
picomolar	pM	picomoles/L	10^{-12} M
femtomolar	fM	femtomoles/L	10^{-15} M
attomolar	aM	attomoles/L	10^{-18} M
zeptomolar	zM	zeptomoles/L	10^{-21} M
yoctomolar	yM	yoctomoles/L	10^{-24} M

Tabla 1. Formas de expresar la concentración relacionadas con la M.

3 Objetivos

Una vez que el alumno se lea con detenimiento este documento, será capaz de:

- Definir lo que es un mol.
- Definir lo que es una disolución.
- Definir la molaridad o concentración molar.
- Utilizar la concentración molar (M) para realizar los cálculos para:
 - cambiar de M a otras formas de expresar la concentración
 - calcular masa, número de moles y peso molecular de los componentes a partir de la M
 - realizar los cálculos para preparar disoluciones de M conocida

4 Desarrollo.

Después de introducir los conceptos de disolución, mol y molaridad, junto a las unidades y la forma de expresar la molaridad, se mostrará, utilizando ejemplos concretos: cómo realizar el cambio a otras unidades de concentración; cómo obtener la masa, el número moles o pesos moleculares a partir de la M; y cómo realizar los cálculos necesarios para la preparación de disoluciones de M conocida.



4.1 Molaridad y conversión a otras unidades de concentración: molalidad, concentración másica y porcentaje en peso.

La **molalidad (m)** de una disolución se define como el número de moles de soluto por kg de disolvente (ecuación 2).

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$$

Ecuación 2. Definición de molalidad

La conversión de las unidades de concentración de M a m, dado que el denominador es común en ambas ecuaciones (compárense las ecuaciones 1 y 2), pasa por que convertir el V de la disolución en masa (kg) de disolvente. Esto puede hacerse mediante dos propiedades de la disolución: la densidad (relaciona masa y volumen) o la fracción másica, que relaciona la masa de la disolución con la masa de soluto, y por lo tanto permite conocer la masa de disolvente. A continuación, veremos ejemplos que ilustran las formas de proceder con cada una de estas propiedades de la disolución:

- Utilizando la **densidad de la disolución**, por ejemplo en una disolución 2M de sacarosa (PM = 342g/mol) en agua. Calcularemos su concentración en molalidad sabiendo que su densidad es 1'2 g/ml.

-Calculamos primero la masa de cada componente de la disolución:

2 mol x 342g/mol = 684g de sacarosa en 1200g (1L) de disolución

1200g-684g=516g de agua en 1L de disolución

Si en 516g de disolvente hay 684g de soluto, en 1000g hay

$$g \text{ sacarosa} = \frac{684 \cdot 1.000}{516} = 1.325g$$

Y por lo tanto,

$$\frac{1.325g}{342g/mol} = 3'874 \text{ moles}$$

Por lo que $m=3'874 \left(\frac{\text{moles sacarosa}}{\text{kg de agua}}\right)$ (3'874 molal de sacarosa)

- Para calcularlo a la inversa (de m a M):

$3'874 \text{ m} = 3'874 \left(\frac{\text{moles sacarosa}}{\text{kg de agua}}\right) = 1.325 \left(\frac{\text{g sacarosa}}{\text{kg de agua}}\right) + 1.000g \text{ de agua} = 2.325g$
disolución

Si la densidad de la disolución es 1'2 g/mL, 2.325g de disolución ocupan un V de 1.937 mL, que son 1,937L

$$\frac{3'874 \text{ moles}}{1'937 \text{ L}} = 2M$$

- Utilizando la **fracción másica (X_m)** para pasar de M a m, con el mismo ejemplo de disolución que antes:

$$X_m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}}$$

Ecuación 3. Definición de fracción másica

Por lo que,

$$X_{m_{\text{sacarosa}}} = \frac{1.325}{1.325 + 1.000} = 0'57$$

Una vez sabemos que $X_m=0'57$, podemos calcular los gramos de una disolución 2M

$$X_{m_{\text{sacarosa}}} = \frac{684g (2 \text{ moles})}{Xg \text{ disolución}} = 0'57$$

Despejando, obtenemos que la disolución (1.000 mL) pesa 1.200g, luego tiene una densidad de 1'2g/mL. A partir de este dato se procedería de la misma forma que en ejemplo anterior (utilizando la densidad).

A partir del dato de $X_m = 0'57$ puede calcularse también la concentración en **porcentaje en peso** multiplicando su valor por 100 (57% en peso de sacarosa).

4.2 Cálculo del número de moles y gramos a partir de la concentración molar. Preparación de disoluciones de molaridad conocida.

Conociendo la M de una disolución podemos conocer de forma sencilla cuantos moles o g de soluto hay en determinado V de la misma. Veamos algunos ejemplos:

- ¿Cuántos moles de sacarosa hay en 125 mL de una disolución 2M de sacarosa?

Si en 1.000 mL tengo 2 moles, en 125 tengo

$$\frac{2}{\left(\frac{1.000}{125}\right)} = 0'25 \text{ moles}$$

También podría hacerse con una regla de tres:

Si en 1.000 mL tengo 2 moles,
en 125 mL tengo x moles

$$x = \frac{125 \cdot 2}{1.000} = 0,25 \text{ moles}$$

- ¿Cuántos g de sacarosa hay en el V de disolución del ejemplo anterior?

Si tengo 0'25 moles, tengo 0'25 mol x 342g/mol = 85'5g de sacarosa

- También puedo calcular el **peso molecular (PM)** de la sacarosa (o de cualquier componente de la disolución) a partir del resto de datos. Por ejemplo ¿Cuál es el PM de la sacarosa si 125 mL de una disolución 2M contiene 85'5g de sacarosa?

125 mL contienen 0'25 moles, por lo que si 0'25 moles pesan 85'5g



$$PM = \frac{85'5}{0,25} = 342g/mol$$

- ¿Cómo prepararías 500 mL de una disolución 0'75M de sacarosa?
Si en 1.000 mL tengo 0'75 moles, en 500 mL tendré 0'375 moles, que son 0'375 moles x 342g/mol = 128'25g
Luego tendré que disolver 128'25g de sacarosa en 500mL de disolución para preparar 500 mL de una disolución 0'75M.

5 Cierre

A lo largo de este artículo docente hemos visto los conceptos de disolución, mol y molaridad, y el uso de la molaridad para expresar la concentración de las disoluciones. Además, se ha planteado con un enfoque práctico como cambiar de molaridad a otras unidades de concentración, así como los cálculos para preparar disoluciones de molaridad conocida, o hallar el número de moles, la masa, o peso molecular a partir de los datos de concentración y otras propiedades de las disoluciones.

6 Bibliografía

Atarés Huerta, L.M. Artículo docente (2011). Molaridad y molalidad. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/1265>

Atarés Huerta, L.M. Artículo docente (2011). Diluciones. Disponible en: <http://hdl.handle.net/10251/12656>

<https://es.wikipedia.org/wiki/Mol>

https://es.wikipedia.org/wiki/Constante_de_Avogadro

<https://es.wikipedia.org/wiki/Molaridad>