



UNIVERSIDAD
POLITECNICA
DE VALENCIA

Molaridad y molalidad

Apellidos, nombre	Atarés Huerta, Lorena (loathue@tal.upv.es)
Departamento	Departamento de Tecnología de Alimentos
Centro	ETSIAMN (Universidad Politécnica de Valencia)



1 Resumen de las ideas clave

Existen modos muy diversos de expresar la concentración de las disoluciones [1]. Entre ellos se encuentran la molaridad (M) y la molalidad (m). En este artículo docente se va a definir ambas variables y a describir el procedimiento de preparación de una disolución partiendo bien de su molaridad o bien de su molalidad. Por último se expondrá el modo de convertir ambas variables entre sí, sabiendo la densidad de la disolución.

2 Introducción

En Química General es muy habitual estudiar reacciones que ocurren en el seno de una disolución (equilibrios ácido-base,...). Normalmente estas disoluciones tienen como disolvente el agua.

Existe una gran variedad de modos de expresar la composición de las disoluciones, entre los cuales se encuentran la molaridad (M) y la molalidad (m). La siguiente tabla ofrece un resumen de los mismos.

Magnitud	Abreviatura
Concentración másica	C
Fracción másica	X_i
Porcentaje en peso	%
Fracción molar	X_i
Molaridad	M
Molalidad	m

Tabla 1: Expresiones de la concentración de disoluciones.

La molaridad y la molalidad son cocientes en los que el número de moles de soluto presente en la disolución se refiere a diferentes bases de cálculo. El procedimiento de preparación de una disolución variará en función de las unidades de concentración de partida que se nos den.

3 Objetivos

Con la redacción de este artículo docente se persigue que los alumnos adquieran la capacidad de:

- Comprender los conceptos de molaridad y molalidad de una disolución.
- Preparar correctamente disoluciones de una determinada molaridad o molalidad.



- Realizar correctamente los cálculos necesarios para convertir la molaridad en molalidad y viceversa

4 Desarrollo

Para comenzar, se van a exponer las definiciones de molaridad y molalidad (apartado 4.1.). A continuación se describirá el procedimiento experimental que es necesario completar para preparar una disolución de una determinada molaridad o molalidad (apartado 4.2.). Por último se tratarán las conversiones de unidades entre ambas variables y en ambos sentidos (apartado 4.3.).

4.1 Definiciones de molaridad y molalidad

La molaridad (M) de una disolución se define como el número de moles de soluto presentes en un litro de disolución [2].

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{l disolución}}$$

Así pues, se dice que una disolución es 3M (3 molar) cuando contiene 3 moles de soluto por cada litro de disolución.

La molalidad (m) de una disolución se define como el número de moles de soluto presentes por cada kg de disolvente [3].

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

Por lo tanto, se dice que una disolución es 2.4m (2.4 molal) cuando contiene 2.4 moles de soluto por cada kg de disolvente.

4.2 Preparación de disoluciones de una molaridad conocida

Supongamos que se nos encarga preparar una disolución de etanol (PM=46g/mol) 2.06M. En otras palabras, cada litro de disolución que preparemos deberá contener 2.06 moles de etanol. Transformemos estos moles en masa.

$$2.06\text{mol} \frac{46\text{g}}{\text{mol}} = 94.76\text{g}$$

Como vemos, cada litro de disolución tendrá que contener 94.76g de etanol.

Se nos tendrá que decir también qué volumen de disolución habrá que preparar. Supongamos que éste sea 200ml. En ese supuesto, tomaríamos un matraz aforado de ese volumen, y calcularíamos la masa de etanol necesaria para preparar dicho volumen.



$$200\text{ml disolución} \frac{1\text{l}}{1000\text{ml}} \frac{94.76\text{g etanol}}{1\text{l disolución}} = 18.952\text{g}$$

Un inciso antes de continuar: los cálculos que hemos realizado hasta ahora se podrían realizar también en un único paso.

$$200\text{ml disolución} \frac{1\text{l}}{1000\text{ml}} \frac{2.06\text{mol etanol}}{1\text{l disolución}} \frac{46\text{g etanol}}{\text{mol etanol}} = 18.952\text{g etanol}$$

Continuemos. Puesto que los 200ml de disolución tienen que contener 18.952g de etanol, tendríamos que pesar esa masa de soluto. A continuación trasvasaríamos el soluto al matraz aforado, realizaríamos varios lavados del vaso de precipitados con agua destilada, y finalmente tendríamos que enrasar el matraz aforado.

4.3 Preparación de disoluciones de una molalidad conocida

Supongamos que se nos encarga preparar una disolución de etanol (PM=46g/mol) 1.3m. En otras palabras, la disolución que preparemos deberá contener 1.3 moles de etanol por cada kg de agua. La figura 1 es un esquema de la disolución.

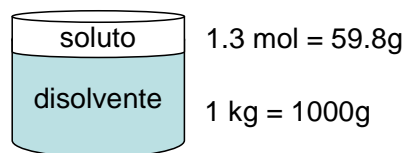


Figura 1: esquema de la disolución 1.3m de etanol en agua.

Como se muestra en la figura 1, por cada kg de disolvente (por cada 1000g de agua) en la disolución hay 1.3 moles de etanol, o lo que es lo mismo, 59.8g de etanol. Este esquema nos permite también visualizar la relación másica entre soluto y disolución: por cada 1000g de disolvente tendremos 59.8g de soluto y por lo tanto 1059.8g de disolución. Cuando se manejan molalidades es altamente recomendable realizar un esquema de este tipo, ya que la relación másica entre soluto y disolución (fracción másica) será necesaria para calcular las masas de soluto y disolvente.

Se nos tendrá que decir también cuánta disolución habrá que preparar. Lo habitual en estos casos es que se nos diga la masa (y no el volumen) de disolución necesaria. Supongamos que se nos pidiera preparar 300g de disolución, y calculemos las masas de soluto y disolvente que habría que pesar y mezclar.

$$300\text{g disolución} \frac{59.8\text{g soluto}}{1059.8\text{g disolución}} = 16.928\text{g soluto}$$

$$300\text{g disolución} - 16.928\text{g soluto} = 283.072\text{g disolvente}$$



En conclusión, para preparar 300g de disolución 1.3m de etanol en agua habría que pesar 16.928g de etanol y mezclarlos con 283.072g de agua.

Comprobemos que el cálculo ha sido correcto calculando la molalidad de una disolución preparada mezclando ambas masas.

$$m = \frac{16.928g \text{ etanol} \frac{\text{mol etanol}}{46g \text{ etanol}}}{0.283072kg \text{ agua}} = 1.3m$$

Como vemos, se pondría el número de moles de etanol en el numerador y la masa de agua, en kg, en el denominador. Volvemos a obtener la molalidad de partida, por lo tanto concluimos que nuestro cálculo era correcto.

Como conclusión de este apartado: cuando se nos encarga preparar una disolución de una cierta molalidad, esta variable deberá transformarse en fracción másica. De este modo se podrán hallar las masas de disolvente y soluto necesarias.

4.4 Conversión de unidades entre M y m

Veamos en este apartado cómo se puede obtener la molalidad de una disolución conociendo su molaridad y viceversa. Comparemos ambas variables:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{l disolución}}$$

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

Como puede verse, en ambos casos tenemos el mismo numerador, pero el denominador es diferente. Consecuentemente, la transformación de una variable en otra radica en transformar el volumen de disolución en masa de disolvente o viceversa.

Para poder relacionar el volumen de disolución con la masa de disolvente es necesario conocer dos propiedades de la disolución:

- Densidad: relaciona el volumen de disolución con la masa de disolución
- Fracción másica: relaciona la masa de disolución con la masa de soluto (y por tanto también con la de disolvente, que será la masa de la disolución menos la de soluto). En realidad cuando se conoce M o m de una disolución, su fracción másica es sencilla de obtener.

Veamos un ejemplo de **conversión de molaridad en molalidad**.

Se parte de una disolución 2.3M de sacarosa (PM = 342g/mol) en agua. Hallemos su molalidad sabiendo que su densidad es 1.3g/ml. El esquema de la figura 2 te ayudará a comprender la situación de partida:

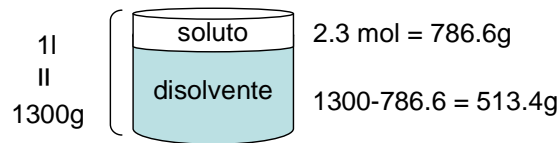


Figura 2: esquema de la disolución 2.3M de sacarosa en agua.

Puesto que la disolución es 2.3M, 1 litro de disolución contiene 2.3 moles de sacarosa (o lo que es lo mismo, 786.6g, calculados multiplicando las moles por el PM). Por otro lado sabemos la densidad de la disolución (1.3g/ml), y por lo tanto sabemos que ese litro de disolución tiene una masa de 1300g. Sabiendo la masa de la disolución y la masa de soluto se puede hallar la masa de disolvente por diferencia. En este caso en particular, la disolución es tan concentrada en sacarosa que la masa de soluto es superior a la de disolvente. Sin embargo, por tratarse de una disolución líquida se sigue considerando como disolvente el agua.

Es importante darse cuenta de que toda esta deducción se puede hacer sabiendo solamente dos datos de la disolución: su molaridad y su densidad. Para hallar la molalidad se realizaría este cálculo.

$$2.3 \frac{\text{mol sacarosa}}{\text{l disolución}} \frac{\text{l disolución}}{1000\text{ml disolución}} \frac{\text{ml disolución}}{1.3\text{g disolución}} \frac{1300\text{g disolución}}{513.4\text{g disolvente}} \frac{1000\text{g disolvente}}{1\text{kg disolvente}} = 4.48\text{m}$$

Para comprobar que este cálculo es correcto, y además practicar la conversión contraria, vamos a partir de una disolución 4.48molal de sacarosa en agua para hallar su molaridad.

Esta situación de partida está descrita en la figura 3.

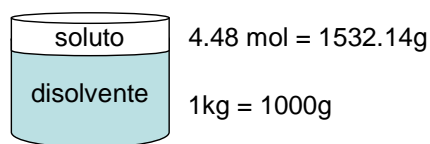


Figura 3: esquema de la disolución 4.48m de sacarosa en agua.

Pasemos ahora **de molalidad a molaridad** con el siguiente cálculo.

$$4.48 \frac{\text{mol sacarosa}}{\text{kg disolvente}} \frac{1\text{kg disolvente}}{2532.14\text{g disolución}} \frac{1.3\text{g disolución}}{\text{ml disolución}} \frac{1000\text{ml disolución}}{1\text{l disolución}} = 2.3\text{M}$$

Puesto que hemos obtenido la molaridad de partida, concluimos que ambas conversiones están bien realizadas.



5 Cierre

A lo largo de este objeto de aprendizaje se han expuesto las definiciones de molaridad y molalidad, y se ha descrito el método de preparación de disoluciones de una molaridad o molalidad conocida. Además se han realizado conversiones de unidades entre ambas variables conociendo la densidad de la disolución.

6 Bibliografía

[1] <http://es.wikipedia.org/wiki/Concentracion>

[2] <http://es.wikipedia.org/wiki/Molaridad>

[3] <http://es.wikipedia.org/wiki/Molalidad>