

DIVERSAS FORMAS DE EXPRESION DE LA CONCENTRACION

Existen diversas maneras de expresar la concentración de una solución, entre las más usadas en química y fisiología están la molaridad, normalidad y molaridad. Otras formas de concentración también usadas son las expresadas en porcentaje y las expresadas en partes por millón (ppm). A continuación se describen cada una de las formas antes mencionadas.

MOLARIDAD (M).- Esta forma de expresión de la concentración se refiere al número de moles de soluto contenidos en un litro de solución. Se expresa con una "M" (mayúscula):

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{No. de moles}}{\text{litro de solución}}$$

Para comprender bien esta definición es necesario recordar que un mol de una sustancia es su peso molecular expresado en gramos. Por ejemplo:

Un mol de cloruro de sodio (NaCl) es de 58.5 gr
ya que el peso at. del sodio (Na) es de 23.0 gr
y el peso at. del cloro (Cl) es de 35.5 gr

Peso Molecular (mol) del NaCl = 58.5 gr

por lo tanto, para preparar un litro de una solución de NaCl con una molaridad de 1 (1 M) es necesario

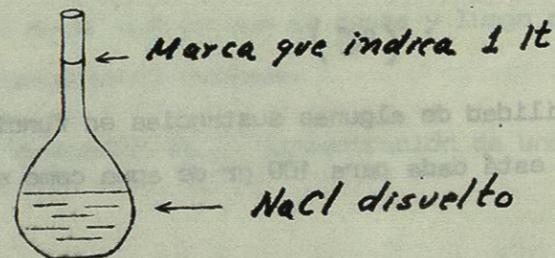
Primero:

Calcular el peso molecular (P.M.) de la sal

Por los datos de arriba sabemos que el P.M. del NaCl = 58.5 gr.

Segundo:

Disolver esta cantidad de sal en un volumen de agua contenido en un - - matraz de aforación* de un litro.



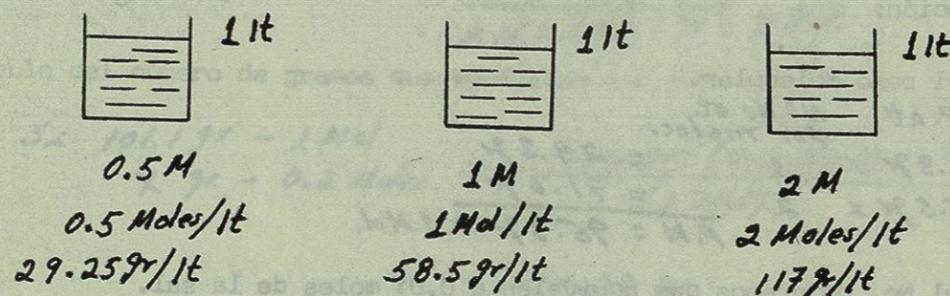
*Matraz de aforación.- Matraz que está calibrado para medir un volumen fijo.

tercero:

Aforar hasta un litro (el término "aforación" implica completar con agua el volumen del matraz de aforación hasta la marca que señala el volumen indicado en el matraz, en este caso hasta un litro).

De esta manera queda preparada la solución de un litro de NaCl 1 M.

Si se desea preparar un litro de la misma solución solo que a una concentración de 2 M se requerirán 2 veces el P.M. por litro de solución, preparada exactamente de la misma manera. Si se desea preparar un litro de la misma solución a una concentración de 0.5 M se necesitará entonces solo la mitad de un mol por litro de solución, preparada de la misma manera como se ha descrito:



Siempre que se desea preparar un litro de solución a una cierta molaridad, el cálculo de la cantidad de soluto es muy simple y puede efectuarse mediante una "regla de tres simple". Esto se ilustra en los ejemplos siguientes:

Ejemplo 1.- Preparar un litro de solución de sulfato de sodio (Na₂SO₄) 0.3 M.

Solución:

Ya que la Molaridad = No. de moles/lit. de solución, debemos preparar una solución que contenga 0.3 moles de soluto por litro de solución. Como nos piden un volumen de un litro, lo único que necesitamos saber es a cuántos gramos equivalen 0.3 moles de la sal, y para esto es necesario conocer su peso molecular.

a) Cálculo del peso molecular del Na₂SO₄

	P.at	Nº de at. por molec.	
Na	23 gr x	2	= 46.0 gr
S	32 " x	1	= 32.0
O	16 " x	4	= 64.0
			<hr/>
			P.M = 142.0 gr = 1 Mol

b) Cálculo del No. de gramos que equivalen a 0.3 moles.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 142 \text{ gr de } \text{Na}_2\text{SO}_4 - 1 \text{ Mol} \\ x \text{ gr " " - } 0.3 \text{ Moles} \end{array} \quad x = \frac{(142 \text{ gr}) (0.3 \text{ Moles})}{1 \text{ Mol}}$$

$$x = 42.6 \text{ gr}$$

c) Disolver los 42.6 gr (0.3 moles) de la sal en un volumen (menor de un litro) de agua contenida en un matraz de aforación de un litro.

d) Aforar con agua hasta completar un litro de solución

Solución preparada.

Ejemplo 2.- Preparar un litro de solución de cloruro de magnesio (MgCl_2) 0.01 M

Solución:

a) Cálculo del peso molecular.

	P. at	Nº de at. por molec.	
Mg	24.3 gr	1	= 24.3 gr
Cl	35.5 gr	2	= 71.0 gr
			<u>P.M. = 95.3 gr = 1 Mol.</u>

b) Cálculo del No. de gramos que equivalen a 0.01 moles de la sal.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 95.3 \text{ gr} - 1 \text{ Mol} \\ x \text{ gr} - 0.01 \text{ Moles} \end{array} \quad x = \frac{(95.3 \text{ gr}) (0.01 \text{ Moles})}{1 \text{ Mol}}$$

$$x = 0.953 \text{ gr} = 0.01 \text{ Moles}$$

c) Disolver los 0.953 gr de la sal en agua en un matraz de aforación de un litro.

d) Aforar con agua hasta un litro.

Solución preparada.

Quando la cantidad de solución que se desea preparar no es un litro (en la práctica los volúmenes que se preparan son generalmente menor de un litro) se puede proceder de la siguiente manera:

A.- Se calcula el número de gramos que equivalen a la molaridad pedida o deseada como si fuera para un volumen de un litro (idéntico como en los ejemplos 2 y 3).

B.- Se efectúa la conversión (también mediante una "regla de tres simple") de la cantidad de gramos para el volumen de solución que se pide o se desea.

Ejemplo 3.- Preparar 200 ml de una solución de nitrato de potasio (KNO_3) 0.2 M.

Solución:

Parte A

a) Cálculo del peso molecular

	P. at	Nº de at. por molec.	
K	39.1 gr	1	= 39.1 gr
N	14.0 "	1	= 14.0 "
O	16.0 "	3	= 48.0 "
			<u>P.M. = 101.1 gr = 1 Mol.</u>

b) Cálculo del número de gramos que equivalen a 0.2 M

$$\begin{array}{l} \text{Si } 101.1 \text{ gr} - 1 \text{ Mol} \\ x \text{ gr} - 0.2 \text{ Moles} \end{array} \quad x = \frac{(101.1 \text{ gr}) (0.2 \text{ Moles})}{(1 \text{ Mol})}$$

$$x = 20.22 \text{ gr}$$

Si quisiéramos prepara un litro de solución lo único que nos faltaría - sería disolver los 20.22 gr de la sal y aforar hasta un litro. Pero se quiere preparar solo 200 ml, por lo tanto debemos proceder a la parte B:

c) Conversión a los gramos que se necesitan para solo 200 ml.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 20.22 \text{ gr} \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\ x \text{ gr} \text{ --- } 200 \text{ ml} \end{array} \quad x = \frac{(20.22 \text{ gr}) (200 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})}$$

$$x = 4.044 \text{ gr}$$

d) Disolver los 4.044 gr de la sal en agua en un matraz de aforación de 200 ml y aforar hasta 200 ml

Solución preparada.

Ejemplo 4.- Preparar 100 ml de una solución de cloruro de calcio (CaCl_2) 0.1 M

Solución:

a) Cálculo del peso molecular.

	P.at	Nº de at por molec.	=	
Ca	40.08%	x 1		= 40.08%
Cl	35.50%	x 2		= 71.00%
				<u>P.M = 111.08% = 1 Mol</u>

b) Cálculo del número de gramos de la sal que equivalen a 0.1 moles.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 111.08\% \text{ ————— } 1 \text{ Mol} \\ \quad \times \% \text{ ————— } 0.1 \text{ Mole} \end{array} \quad X = \frac{(111.08\%) (0.1 \text{ Mol})}{(1 \text{ Mol})}$$

$$X = 11.108\%$$

c) Conversión para conocer los gramos que se necesitan para solo 100 ml.

$$\begin{array}{l} \text{Si } 11.108\% \text{ ————— } 1000 \text{ ml} \\ \quad \times \% \text{ ————— } 100 \text{ ml} \end{array} \quad X = \frac{(11.108\%) (100 \text{ ml})}{(1000 \text{ ml})}$$

$$X = 1.11\%$$

d) Disolver los 1.11 gr de la sal en un matríz de aforación de 100 ml y luego — aforar hasta 100 ml.

Solución preparada.

NORMALIDAD (N).- La normalidad se define como el número de pesos equivalentes de soluto disueltos en un litro de solución. Se expresa con una "N" (mayúscula):

$$\text{NORMALIDAD (N)} = \frac{\text{No. de pesos equivalentes de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

La definición de normalidad presenta un nuevo concepto, el de "peso equivalente". El peso equivalente de una sustancia puede ser definido como el número de gramos necesarios para combinarse o desplazar a 1 gr de hidrógeno u 8 gr de oxígeno, y puede calcularse dividiendo el peso molecular de la sustancia entre el estado de oxidación de la molécula:

(8)

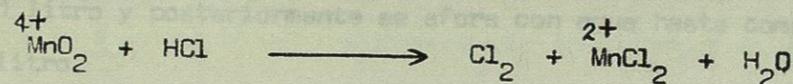
$$\text{Peso Equivalente (P. Eq.)} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Estado de Oxidación}}$$

El "estado de oxidación" es igual al número total de valencias positivas (o negativas) de la molécula. Por ejemplo:

Compuesto	Edo. de oxidación	Peso molecular	Peso Equivalente
HCl	+1	36.5%	$\frac{36.5}{1} = 36.5\%$
BaCl ₂	+2	208.34%	$\frac{208.34}{2} = 104.17\%$
AlCl ₃	+3	133.48%	$\frac{133.48}{3} = 44.49\%$
Mg(OH) ₂	+2	58.31%	$\frac{58.31}{2} = 29.1\%$
Na ₂ SO ₄	+2	142.0%	$\frac{142}{2} = 71.0\%$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	+6	310.24%	$\frac{310.24}{6} = 51.71\%$

El peso equivalente de un elemento es igual a su peso atómico dividido entre su valencia.

En el caso de reacciones de Oxido-Reducción, el peso equivalente de un elemento se obtiene dividiendo su peso atómico entre el cambio de valencia del elemento en la reacción. Por ejemplo:



el peso equivalente del manganeso (Mn) es:

$$\text{Peso Equivalente} = \frac{\text{Peso Atómico}}{\text{Cambio de Valencia}} = \frac{54.94}{2} = 27.47 \text{ gr}$$

(9)