SOLUCIONES: parte 2

CONCENTRACIONES MOLARES:

1.- MOLARIDAD
2.- MOLALIDAD
3.- DILUCIONES
4.- PARTES POR MILLON
5.- FRACCION MOLAR

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. En una disolución, el componente que está en mayor proporción se denomina disolvente, y el que está en menor proporción soluto.
El soluto y el disolvente pueden encontrarse en cualquier estado físico: sólido, líquido o gas.
Las disoluciones líquidas son las más corrientes, y de ellas las disoluciones acuosas. En los laboratorios gran parte de las reacciones rutinarias son en medio acuoso, en este capítulo sólo trataremos disoluciones acuosas.
Para conocer en que proporción se encuentra el soluto y el disolvente en una disolución necesitamos determinar la concentración de ésta. Se puede expresar de diversas maneras.

1.- Molaridad:

$$M = \frac{Moles\ \ (soluto)}{Volumen\ (L\ disolución)}$$

M: molaridad de la solución en M (se lee molar o concentración molar)
n: moles de soluto en [mol]
V: volumen de la solución expresado en litros [L]

Ejemplo: Una solución contiene 8,5 g de $NaNO_3$ por cada 500 mL. Calcule su molaridad. MM ($NaNO_3$)=85 [g/mol]

n° moles = masa (g) = 8,5 (g) = 0,1 (mol) moles presentes en la solución
MM 85 (g/mol)

V= 500 ml: 1000 = 0,5 L

M = n° moles = 0,1 (mol) = 0,2 M (mol/L) , SE LEE 0,2 molar
Vol (L) 0,5 (L)

Ejemplo 2: Se tiene 15 g de HNO_3, en 650 ml de solución. Determine su molaridad (MM= 63 g/mol)

n° moles = masa (g) = 15 (g) = 0,23 (mol) moles presentes en la solución
MM 63 (g/mol)

V= 650 ml: 1000 = 0,65 L

M = n° moles = 0,23 (mol) = 0,35 M (mol/L) , SE LEE 0,35 molar
Vol (L) 0,65 (L)

Ejemplo 3: Se tienen 22 g de NaOH en 700 ml de solución. Determine la concentración molar de ésta solución.
(M. atomicas= H= 1 g/mol; O= 16 g/mol; Na= 23 g/mol).

NaOH
Na = 23 g x 1= 23 g
0 = 16 g x 1 = 16 g
H = 1 g x 1 = 1 g
MM= 40 g/mol

n° moles = masa (g) = 22 (g) = 0,55 (mol) moles presentes en la solución
MM 40 (g/mol)

V= 700 ml: 1000 = 0,7 L

M = n° moles = 0,55 (mol) = 0,78 M (mol/L) , SE LEE 0,78 molar
Vol (L) 0,7 (L)

Ejemplo 4: Se tienen 18 gramos de $Fe(OH)_3$ en 1,3 L de solución. Determine la concentración molar.
(M. atómicas= Fe= 55,8 g/mol; O= 16 g/mol; H= 1 g/mol).

$Fe(OH)_3$
Fe = 55,8 g x 1= 55,8 g
O = 16 g x 3 = 48 g
H = 1 g x 3 = 3 g
MM= 106,8 g/mol

n° moles = masa (g) = 18 (g) = 0,16 (mol) moles presentes en la solución
MM 106,8 (g/mol)

M = n° moles = 0,16 (mol) = 0,12 M (mol/L) , SE LEE 0,12 molar
Vol (L) 1,3 (L)

Ejemplo 5: Se tiene 450 ml de solución de HCl 0,14 M, ¿cuántos moles de sustancia hay en la solución?

M = n° moles
Vol (L)

M x Vol (L) = n° moles v= 450 ml:1000= 0,45 L

0,14 M x 0,45 =n° moles
0,063 moles = n° moles

Ejemplo 6: con 0,24 moles se preparó una solución de concentración 0,15 M, ¿cuánto volumen de solución se preparó?

M = n° moles
Vol (L)

Vol (L) = n° moles = 0,24 moles = 1,6 L
M 0,15 M

Ejercicios propuestos:

1.- Calcular la **Molaridad** de las siguientes soluciones:

a) 3,5 g de NaCl en 750 mL de solución
b) 0,98 g de $AgNO_3$ en 200 mL de solución
c) 400 g de $K_2Cr_2O_7$ en 20,0 L de solución
d) 22,3 g de Li_2SO_4 en 900mL de solución
e) 7,1 g de H_3BO_3 en 0,25 L de solución

2.- Calcular los gramos de sustancia que estarían en las siguientes soluciones:

a) 300 mL de solución de KI al 0,0075 M
b) 1,25 L de solución de $K_2Cr_2O_7$ al $1,9 \times 10^{-3}$ M
c) 250 mL de solución de KOH al 0,065 M
d) 500 mL de solución de NaCl al 0,00034 M

2.- Molalidad:

$$m = \frac{Moles \ \ (soluto)}{Masa \ \ (kg\ disolvente)}$$

Donde:
m : molalidad de la solución medida en m (molal)
n: número de moles de soluto medido en [mol]
m solvente= masa del solvente medida en [Kg]

por ejemplo: Se disuelven 17 [g] de $NaNO_3$ en 400 [mL] de H_2O.

Calcule la molalidad de la solución formada sabiendo que la densidad del solvente es

Dsolvente = 1 [g/mL] ; MM $NaNO_3$= 85 [g/mol]

msolvente = 400 (mL) × 1 (g/mL) = 400 [g]

n° moles = masa (g) = 17 (mol) = 0,2 (mol) moles presentes en la solución
MM 85 (g/mol)

m = n° moles = 0,2 (mol) = 0,5 m
Kg solvente 0,4 (Kg)

Ejercicios propuestos:

1.- Calcular la **molalidad** de las siguientes soluciones:

a) 2,8 kg de solvente y 400 g de NH_4NO_3
b) 600 g de solvente y 0,609 g de $AlCl_3$
c) 22,6 L de solvente y 23,9 g de $CoCl_2$, d solvente = 1,096 g/mL
d) 3,8 L de solvente y 71,9 g de $Ni(NO_3)_2$, d solvente = 0,92 kg/L

3.- Dilución de las disoluciones

Es importante señalar que las disoluciones experimentan procesos de dilución, es decir, teniendo una concentración ya establecida, se agrega mayor cantidad de disolvente para alcanzar menores concentraciones. Esto se calcula aplicando la fórmula:

$$M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$$

Donde $M1$ = molaridad inicial de la disolución.
$V1$ = volumen inicial de la disolución.
$M2$ = molaridad final de la disolución.
$V2$ = volumen final de la disolución.

Ejemplos:

1. A 10 mL de una disolución acuosa de cloruro de sodio (NaCl) 5 M se agregan 10 mL mas de agua. .Cual será la nueva concentración de la disolución?

$M1 = 5$ M

$V1 = 10$ mL $= 0{,}01$ L

$M2 = x$

$V2 = 20$ mL $= 0{,}02$ L

Reemplazando en

$M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$

$5 \text{ M} \cdot 0{,}01 \text{ L} = x \cdot 0{,}02 \text{ L}$

$$x = \frac{5 \text{ M} \cdot 0{,}01 \text{ L}}{0{,}02 \text{ L}} = 2{,}5 \text{ M}$$

2. ¿Cuánta agua se debe agregar a 250 mL de una disolución de jugo de frambuesas 7 M para que alcance una concentración 6,5 M?

$M1 = 7$ M

$V1 = 250$ mL $= 0{,}25$ L

$M2 = 6{,}5$ M

$V2 = x$

Reemplazando en

$M1 \cdot V1 = M2 \cdot V2$

$7 \text{ M} \cdot 0{,}25 \text{ L} = 6{,}5 \text{ M} \cdot x$

$$x = \frac{7 \text{ M} \cdot 0{,}25 \text{ L}}{6{,}5 \text{ M}} = 0{,}269 \text{ L}$$

Ejercicios propuestos:

1) Si se toman 50 ml de una solución NaCl 0,4M y se llevan a un volumen final de 1l ¿Cuál es la concentración final?

2) ¿Qué volumen de HCl 6M debe usarse para preparar 500 ml de una solución de HCl 2,5 M?

3) ¿Cuál sería la concentración final de una solución preparada al diluir 45,0 ml de KOH 4,2 M en un volumen final de 300 ml?

4) ¿qué volumen debes de tomar de una disolución 2 M de ácido nítrico HNO_3 para preparar 200 cm^3 de otra que sea 0,5 M del mismo ácido ?

5) Se prepara 100 mL de una disolución de H_2SO_4 0,15M, a partir del ácido 1,2 M, ¿ Qué volumen de este ácido se debe tomar?.

4.- **PARTES POR MILLÓN (PPM)**

Como su nombre lo indica, es la cantidad de partes que hay en un millón de partes, es decir, la masa de soluto (en gramos) que hay en un millón de gramos (106 gramos) de disolución. Esta unidad se emplea cuando tenemos cantidades muy pequeñas de soluto, como, por ejemplo, las impurezas del agua potable o las partículas en suspensión que se encuentran en el aire. La fórmula para calcular la concentración en ppm de una disolución es la siguiente:

$$ppm = \frac{\text{m soluto (g)}}{\text{m disolución (g)}} \cdot 10^6$$

Como puedes ver, la fórmula para expresar partes por millón es muy parecida a la fórmula de % m/m, así que también es posible expresarla de la siguiente manera:

$$ppm = \%\ m/m \cdot 10^4$$

Por otra parte, también sabemos que 1 kg = 1000 g y 1 g = 1000 mg, por lo tanto, es correcto decir que 1 kg = 10^6 mg. De esto se puede deducir que:

$$ppm = \frac{\text{m soluto (mg)}}{\text{m disolución (kg)}}$$

Y para disoluciones acuosas de muy baja concentración, donde la densidad de la disolución es casi igual que la del agua, una buena aproximación es:

$$ppm = \frac{\text{m soluto (mg)}}{\text{V disolución (L)}}$$

Ejemplo

Calculemos la dureza del agua si después de calentar 1L de agua queda un residuo de 500 mg de sales en el fondo del hervido
V disolución = 1 L

m soluto = 500 mg

Reemplazando en la ecuación anterior obtenemos que:

$$ppm = \frac{500\ mg}{1\ L} = 500\ ppm$$

Es decir, la dureza del agua corresponde a 500 ppm, lo que significa que hay 500 mg por cada kilogramo de disolución.

1. una muestra de agua contiene 3,5 mg de iones (F^-) en 825 mL de solución. Calcular las partes por millón (ppm) del ion fluoruro. Densidad de la solución es 1 g/mL.
2. una muestra de agua contiene 195 mg de NaCl en 300 mL de solución. Calcular las partes por millón (ppm) del soluto.
3. Calcula las ppm de 120mg de Na^+ contenidos en 1500g de agua.
4.- Calcular la concentracion en partes por millon de una sustancia preparada con 740 gramos de sal y 3000 mililitros de agua.
5.- El resultado de análisis de una muestra de agua indica que hay 0.025 mg de cadmio en 500 ml de agua ¿Cuál es la concentración en ppm?
6.- Las normas de salud pública de Estados Unidos permiten un total en concentración en ppm de 500 mg/lt de sólidos disueltos. Si al evaporar una muestra de 500 mil de agua de río queda un residuo de 0.046 gr de sólidos, ¿Está dentro de los límites o excede la concentración máxima permitida?.
7.- Se disuelven 7 g de CuSO4 en 53 g de solución. Calcular la concentración en ppm.
8.- Se tiene una muestra de 1 g de Na_2CO_3 y se agregó agua adicional hasta completar un volumen de 250 mL de solución.

6.- FRACCION MOLAR (χ)

Se expresa en función del soluto y del solvente. Relaciona los moles de cada uno, en función de los moles totales de la solución:

χ soluto = $\frac{\text{n soluto}}{\text{n soluto + n solvente}}$, o también χ soluto = $\frac{\text{n soluto}}{\text{n totales de la mezcla}}$

χsolvente = $\frac{\text{n solvente}}{\text{n soluto + n solvente}}$

donde n corresponde al número de moles

n = $\frac{\text{masa}}{\text{MM}}$

Ejemplo: Calcule la fracción molar de una solución que está formada por 4,5 moles de B y 1,5 moles de A. ¿Quiénes son el soluto y el solvente?

Se suman los moles de A y de B

n_T = 4,5 moles + 1,5 moles = 6 moles

Ahora se saca la fracción molar de cada especie:

a)

χA = $\frac{\text{n solvente}}{n_T}$ = $\frac{1{,}5 \text{ moles}}{6 \text{ moles}}$ = 0,25

b)

χB = $\frac{\text{n solvente}}{n_T}$ = $\frac{4{,}5 \text{ moles}}{6 \text{ moles}}$ = 0,75

1.- Determina la fracción molar de nitrógeno en una mezcla de gases que contiene 0.215 moles de N_2 , 0.345 moles de O_2 , 0.023 moles de CO_2 , 0.014 moles de SO_2 . ¿Cuál es la fracción molar de todas especies?

2.- Determine las fracciones molares de las 2 sustancias en una solución que contiene 36 g de agua (H_2O) y 46 g de glicerina $C_3H_5(OH)_3$. (M. atómicas= C= 12 g/mol; O= 16 g/mol; H= 1 g/mol).

3.- Un collar contiene 4.85 g de oro , 1.25g de plata y 2.40 g de cobre. ¿Cuál es la fracción molar de cada metal?.
(M. atómicas= Au= 197,2 g/mol; Ag= 107,9 g/mol; Cu= 63,5 g/mol).

4.- Sea una disolución de 70 gramos de glicerina ($C_3H_8O_3$), 20 gramos de metanol (CH_3OH) y 250 gramos de agua (H_2O). Calcular la fracción molar de cada uno de los componentes
(M. atómicas= C= 12 g/mol; O= 16 g/mol; H= 1 g/mol).