

Debido a que no es probable que las moléculas polares del agua sean atraídas por moléculas no polares o débilmente polares de los sólidos moleculares,  $E_3$  debe ser pequeña. También, para el agua polar,  $E_2$  debe ser grande. El resultado es que la suma de  $E_1$  y una  $E_2$  grande es mayor que una  $E_3$  pequeña, por tanto, un sólido molecular tiene una baja solubilidad en el agua.

Los sólidos iónicos son solubles en agua, incluso si  $E_1$  y  $E_2$  son altas. Por otra parte,  $E_3$  para sólidos iónicos debe ser muy alta. En la tabla 7-2 se presentan los efectos de la energía que determinan la solubilidad.

TABLA 7-2. Efectos de energía y solubilidad relativas de los compuestos.

| Soluto           | Disolvente       | $E_1$    |
|------------------|------------------|----------|
| Sólido iónico    | Agua             | Elevada  |
| Sólido molecular | Agua             | Moderada |
| Sólido iónico    | Líquido no polar | Elevada  |
| Sólido molecular | Líquido no polar | Moderada |

| $E_2$    | $E_3$       | Solubilidad relativa |
|----------|-------------|----------------------|
| Elevada  | Muy elevada | Moderada a elevada   |
| Elevada  | Baja        | Baja                 |
| Moderada | Baja        | Baja                 |
| Moderada | Moderada    | Moderada a elevada.  |

Existen enérgicas fuerzas de atracción entre los iones y las moléculas polares del agua. Un número (que depende de la carga y tamaño del ion) de moléculas de agua, forma una *capa de hidratación* alrededor del ion. Este proceso de hidratación es altamente exotérmico. La energía de hidratación fundamentalmente, suministra la elevada  $E_3$  necesaria para la disolución de los sólidos iónicos.

### 7-3 MOLARIDAD.

Como las soluciones son mezclas, los componentes que comprenden una solución pueden estar presentes en cantidades variables. Por ejemplo, dos soluciones del mismo volumen pueden contener el mismo soluto disuelto en el mismo solvente pero pueden diferir en la cantidad de soluto que está presente. Una solución puede describirse cualitativamente, indicando simplemente qué componentes están presentes.

Sin embargo, con frecuencia puede desearse expresar la composición cuantitativa de una solución en términos de la cantidad de cada componente presente en una cantidad específica de solución, se llama *concentración* del soluto. La concentración de un soluto en una solución puede expresarse en varias maneras diferentes.

Una expresión común y útil de la concentración de un soluto es la que se conoce como *molaridad*. La molaridad expresa el número de moles de un soluto por litro de solución. La molaridad, la cual se representa por el símbolo M, puede definirse como:

$$\text{Molaridad (M)} = \left( \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{litro de solución}} \right)$$

Puede determinarse la molaridad de un soluto si se conoce la cantidad de soluto disuelto en solvente suficiente para producir un volumen específico de solución. Puede convertirse la masa de soluto al número de moles de soluto y, a continuación, puede dividirse el número de moles de soluto entre el volumen de solución en litros para expresar la molaridad. Hay que tener presente que la molaridad es independiente de la cantidad de solución y simplemente sirve como una expresión conveniente de la cantidad de soluto por unidad de volumen de solución. Por ejemplo, puede tenerse una muestra de 10 mililitros de una solución y una muestra de 5 litros de otra, pero ambas soluciones podrían tener la misma concentración de número de moles por litro.

Ejemplo 1. Preparar 1 litro de 0.20 M de NaOH.

1.- Tendremos que calcular el número de moles de soluto requerido. 1 lt de 1.0 M de NaOH debe contener un mol de NaOH; por lo tanto, 1 lt de 0.20 M de NaOH contendrá 0.20 mol de NaOH.

2.- Calcular el número de gramos de soluto requerido.

$$0.20 \text{ mol} \times 40 \text{ gr/mol} = 8.0 \text{ gr}$$

3.- Los 8 gr de NaOH deben ser añadidos al agua y disueltos. Cuando la disolución es completa, se agrega al agua necesaria para tener 1 lt de disolución.

Ejemplo 2. ¿Cuántos gramos de oxalato de sodio se necesitarán para preparar 500.0 ml de oxalato de sodio 0.150 M?

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{N^{\circ} \text{ litros solución}}$$

entonces,

$$0.150 = \frac{N^{\circ} \text{ moles soluto}}{0.5000}$$

$$(0.500 \text{ ml} = 0.5000 \text{ litros})$$

$$N^{\circ} \text{ moles soluto} = (0.5000)(0.150)$$

$$= 0.0750 \text{ moles.}$$

Peso fórmula de oxalato de sodio ( $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ):

$$\text{Na}_2: 2 \times 22.99 = 45.98$$

$$\text{C}_2: 2 \times 12.01 = 24.02$$

$$\text{O}_4: 4 \times 16.00 = \frac{64.00}{134.00}$$

Peso del  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  requerido:

$$= \frac{134.0 \text{ gr}}{\text{mol}} \times 0.0750$$

$$= 10.05 \text{ gr}$$

Ejemplo 3. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que contiene 16.0 gr de  $\text{CH}_3\text{OH}$  en 200 ml de disolución?

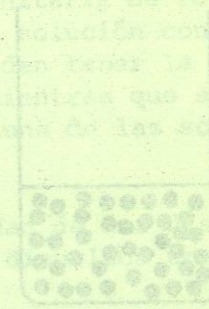
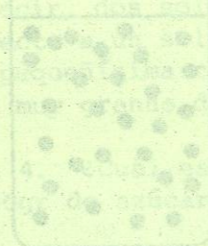
El peso fórmula del  $\text{CH}_3\text{OH} = 32.0$

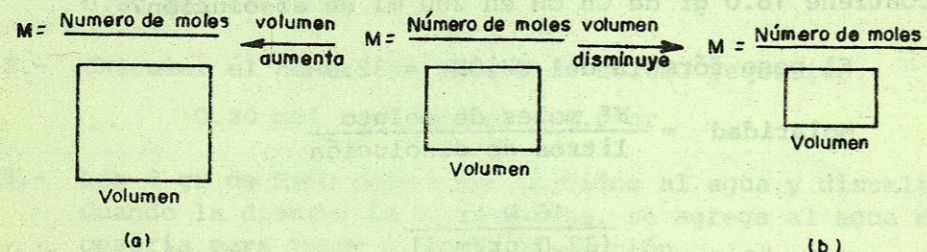
$$\text{Molaridad} = \frac{N^{\circ} \text{ moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\frac{16.0 \text{ gr}}{(32.0 \text{ gr/mol})}}{0.200 \text{ lts}}$$

$$\text{Molaridad} = 2.50 \text{ mol/l}$$

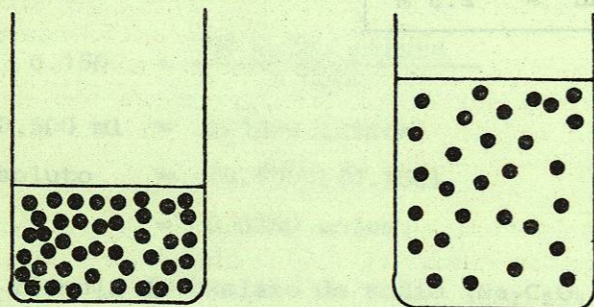
$$\text{Molaridad} = 2.5 \text{ M}$$





(a) Cuando se incrementa el volumen de una solución (la solución se diluye), la molaridad disminuye. Dado que el número de moles es constante, dividiendo entre un volumen mayor da una molaridad menor.

(b) Cuando se disminuye el volumen de una solución (el solvente se evapora), la molaridad aumenta. Dado que el número de moles es constante, dividiendo entre un volumen menor da una molaridad mayor.



(c) Cuando se incrementa el volumen de una solución por dilución, no se cambia el número (moles) de partículas de soluto y el volumen de la solución se hace mayor. Dado que la molaridad se calcula dividiendo el número de moles entre el volumen, la molaridad de la solución disminuye con la dilución.

La molaridad de una solución es inversamente proporcional al volumen.

#### 7-4 MOLALIDAD.

Otra manera en la que puede expresarse la concentración de un soluto es en términos del número de moles de soluto por kilogramo de solvente. Este término de concentración indica el número de moles de soluto por unidad de masa del solvente. La unidad de masa que se usa es el kilogramo. Esta expresión de la concentración se llama *molalidad* y se representa con el símbolo *m*. La molalidad se define como:

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

Puede deducirse la molalidad de un soluto si se conoce la masa del soluto disuelto en una masa dada de solvente. Puede calcularse el número de moles del soluto a partir de la masa, usando el factor del número de gramos por mol, después puede calcularse el número de moles de soluto por kilogramo de solvente, dividiendo el número de moles de soluto entre la masa del solvente. Téngase presente que la molalidad expresa la cantidad de soluto por cantidad unitaria de solvente y es independiente de la cantidad real de solución con la que se trate. Es decir, dos soluciones pueden tener la misma molalidad con respecto a un soluto dado, mientras que solo puede tenerse una pequeñísima cantidad de una de las soluciones y una cantidad muy grande de la otra.

Ejemplo 4. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 20.0gr de azúcar,  $C_{12}H_{22}O_{11}$  disueltos en 125 gr de agua?

Peso molecular del  $C_{12}H_{22}O_{11} = 342$

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de solvente}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{\frac{20.0 \text{ gr}}{342 \text{ gr/mol}}}{\frac{125 \text{ gr disolvente}}{1.000 \text{ gr/Kg}}}$$

$$= 0.468 \text{ moles/Kg}$$

$$= 0.468 \text{ m}$$

Ejemplo 5. Una disolución de alcohol etílico,  $C_2H_5OH$ , en agua es 1.54 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2.500 gr de agua?

$$\text{Peso molecular del } C_2H_5OH = 46.1$$

Como la disolución es 1.54 molal, 1.000 gr de agua disuelven 1.54 moles de alcohol, entonces, 2.500 gr de agua disuelven  $2.500 \times 1.54 = 3.85$  moles de alcohol,

$$\text{Peso del alcohol} = 3.85 \text{ moles} \times 46.1 \text{ g/mol}$$

$$= 177 \text{ gr de alcohol}$$

#### 7-5 EFECTOS DEL SOLUTO EN LAS PROPIEDADES DE LA SOLUCIÓN.

Al estudiar las soluciones vimos que es imposible mezclar soluto y disolvente sin que cambien las propiedades de éste. Al añadir un soluto al agua, baja el punto de congelación ( $P_c$ ). Cuanto más soluto se agrega, mayor es el descenso del punto de congelación. Este efecto ha sido de gran utilidad durante muchos años.

Si 1.00 mol de azúcar glucosa se añaden a 1.00 Kg de agua y se enfría la solución resultante, el  $P_c = -1.86^\circ C$ . Si se hierve esta solución, lo hace a  $100.53^\circ C$ . Una solución de un mol de soluto en un Kg de disolvente como acabamos de ver se llama solución "molal" (m). Por lo tanto,  $1.86^\circ C$  es la depresión del punto de congelación molal para el agua, y  $0.53^\circ C$  es la elevación molal del punto de ebullición ( $P_e$ )

para el agua. La depresión del  $P_c$  y la elevación de  $P_e$  son constantes para cada disolvente.

Las propiedades de una solución, determinadas por el número de partículas de soluto presentes, se llaman *propiedades coligativas*. Comprenden el punto de ebullición, el de congelación o fusión, la presión de vapor y la presión osmótica.

#### 7-6 ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS.

¿Cómo sabemos si una sustancia reaccionará exactamente, ligeramente o no reaccionará en lo absoluto, cuando se disuelve en agua?

Tal comportamiento no puede predecirse con facilidad. Evidentemente, la polaridad es importante pero también intervienen otros factores. No obstante, desde un punto de vista experimental, a menudo puede determinarse cuáles sustancias han formado iones en el proceso de disolución. Para hacerlo, puede aprovecharse el comportamiento de los iones en la fase solución. Dado que los iones están cargados, poseen ciertas propiedades eléctricas. Una de estas propiedades es que entidades de carga opuesta se atraen entre sí. Supóngase que se tiene una solución que contiene cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos) y se coloca en esta solución un trozo de metal inerte (como el platino) que lleva una carga negativa. Este metal cargado negativamente atraería los iones positivos en la solución y, por lo tanto, los cationes, emigrarían hacia el metal y, al final, formarían una capa de iones alrededor de él. ¿Cómo es posible obtener los dos trozos cargados de metal? Esto podría realizarse, conectando los dos trozos de metal mediante alambres metálicos a las dos terminales de una batería o un generador como se muestra en la figura 7-3. La batería o el generador sirve como un aparato para bombardear los electrones de uno de los trozos de metal al otro. Los metales son buenos conductores de la electricidad y, por lo tanto, los electrones pueden moverse