



## **SOLUCIONES**

El agua potable, el agua azucarada, la nafta, son sistemas homogéneos constituidos por dos o más sustancias miscibles entre sí, que se denominan **soluciones**.

El agua potable está constituida por agua, sales y gases; el agua azucarada por agua y azúcar; la nafta por distintos hidrocarburos. Entonces estos sistemas son fraccionables.

En las soluciones, la sustancia que se encuentra en mayor proporción se llama **solvente** o disolvente, mientras que la otra u otras sustancias que se encuentran en menor proporción se denominan **solutos**.

Así, al disolver cinco gramos de cloruro de sodio en cien gramos de agua, se tiene un sistema homogéneo fraccionable formado por dos sustancias, donde el cloruro de sodio es el soluto y el agua el solvente.

En algunos casos, en que hay cantidades iguales de los componentes de la solución, por ejemplo, cincuenta mililitros de etanol y cincuenta mililitros de agua, no se puede diferenciar el solvente del soluto. En realidad, son muy pocos estos casos en que las sustancias son solubles entre sí en cualquier proporción.

En las soluciones, el diámetro de las partículas del soluto no debe ser mayor a un nanómetro (nm).

El estado de agregación de una solución corresponde al estado del solvente. Así, al disolver 10 g de azúcar en 100 ml de agua, se obtiene una solución líquida, es decir, que la solución presenta el estado físico del agua, que es el solvente.

En consecuencia se puede establecer que:

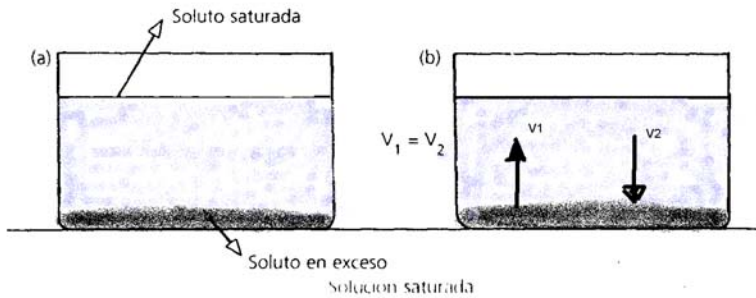
**SOLUCIÓN:** es un sistema homogéneo fraccionable compuesto por dos o más sustancias miscibles entre sí.

Las soluciones tienen gran importancia en diversos procesos. En los seres vivos, las sustancias nutritivas sólo llegan disueltas hasta la intimidad de las células, donde sufren diferentes transformaciones. Luego, los productos de desecho son transportados, también disueltos, hasta los órganos de excreción.

Muchas sustancias no reaccionan entre sí en estado sólido, pero si lo hacen cuando están disueltas en solventes apropiados.

## SOLUCIONES DILUIDAS, SATURADAS Y SOBRESATURADAS

- **SOLUCIÓN SATURADA:** Al colocar una pequeña porción de una sal, por ejemplo  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en agua, a una determinada temperatura, se observa que se disuelve. Al agregar más sal, llega un momento en que no se disuelve más a esa misma temperatura, y parte de la sal queda depositada en el fondo del recipiente (ver figura). Se dice que la solución está **saturada**.



Entre la solución y el soluto en exceso, hay un **EQUILIBRIO ESTABLE y DINÁMICO**.

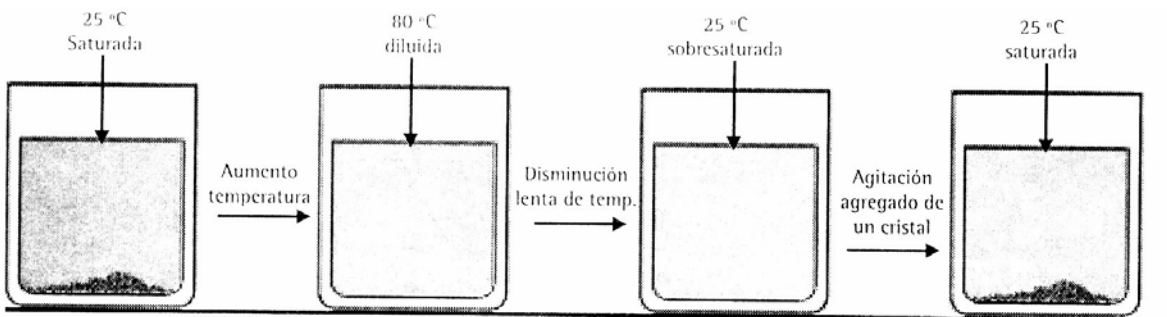
**Estable**, porque la masa del soluto disuelto es constante, y **dinámico**, porque las moléculas del soluto disueltas no son siempre las

mismas, pues constantemente pasan de la solución al soluto en exceso y, en igual cantidad y velocidad, del soluto en exceso a la solución.

- **SOLUCIÓN DILUIDA o NO SATURADA:** Es aquella que posee menor cantidad de soluto que la que corresponde a la saturación, a esa temperatura. En general al aumentar la temperatura en la solución saturada, parte o todo del soluto en exceso se disuelve.

Si se parte de una solución saturada, por ejemplo, a  $25\text{ }^\circ\text{C}$  (véase figura) y se calienta hasta que todo el soluto en exceso se disuelva, por ejemplo a  $80\text{ }^\circ\text{C}$ , se tiene una solución **no saturada**. Si se deja enfriar lentamente esta solución, sin agitar, puede ocurrir que al llegar a la temperatura inicial de  $25\text{ }^\circ\text{C}$ , no precipite el soluto en exceso. Se dice que la solución obtenida está **sobresaturada** a esa temperatura.

- **SOLUCIÓN SOBRESATURADA:** Es la que tiene mayor cantidad de soluto disuelto, que lo que corresponde para esa temperatura.



Preparación de una solución sobresaturada.

Las soluciones sobresaturadas son inestables, y basta con agregar un pequeño cristal de soluto, o agitar, para que el soluto en exceso precipite.

## DISOLVENTES MÁS COMUNES

El disolvente por excelencia es el agua. La notable capacidad que tiene el agua para disolver sustancias hace que sea muy difícil encontrarla químicamente pura en la Naturaleza. Se puede afirmar que cualquier hilo de agua, charco, laguna, lago o mares una solución acuosa de diversas sales. Puede disolver ácidos, bases, sales, azúcares, alcoholes, amoníaco, jabones, dióxido de carbono, etc. Si bien no disuelve a todas las sustancias se la denomina "*solvente universal*".

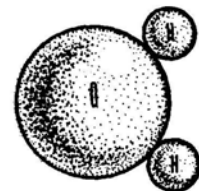
Otros disolventes de uso frecuente son el alcohol, la nafta, la acetona, el sulfuro de carbono, el Éter, el cloroformo, etcétera, especialmente para disolver aquellas sustancias que no son solubles en agua, como los aceites y las grasas.

En el siguiente cuadro se exponen los disolventes más comunes y las sustancias que pueden disolver:

DISOLVENTES	SUSTANCIA QUE PUEDEN DISOLVER
Agua	Ácidos, bases, sales, azúcares, alcoholes, amoníaco, CO <sub>2</sub> , etc.
Alcohol etílico	Esencias, colorantes, medicamentos, barnices, yodo, etc.
Acetona	Ceras, resinas, celulosa, grasas, aceites, etc.
Éter etílico	Grasas, ceras, resinas, aceites, etc.
Kerosene	Pinturas, barnices, aceites, grasas, etc.
Nafta	Pinturas, barnices, aceites, grasas, etc.
Sulfuro de carbono	Azufre, etc.

## EL CASO DEL AGUA

El agua es un solvente polar, pues la molécula de agua es un dipolo: el oxígeno (muy electronegativo) atrae más que el hidrógeno los pares de electrones que comparten, originando una distribución desigual de las cargas eléctricas. Los electrones compartidos permanecen más tiempo cerca del núcleo del oxígeno que del núcleo del hidrógeno. En consecuencia, el oxígeno adquiere cierta carga eléctrica negativa (-) y el hidrógeno carga positiva (+). Por eso la denominación de molécula dipolo, que puede representarse así:



Molécula de agua

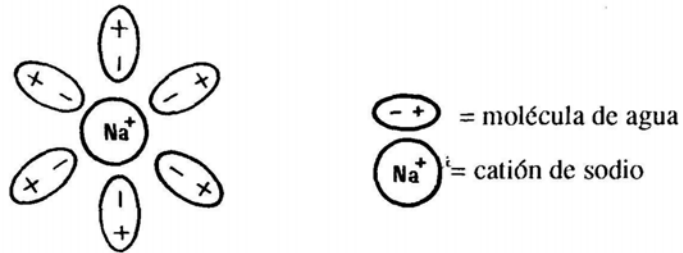


## SOLUCIONES IÓNICAS

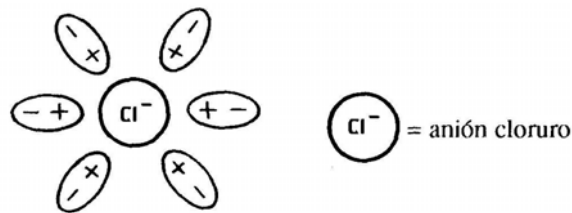
La estructura polar de la molécula de agua explica que disuelva con relativa facilidad a muchos compuestos iónicos, como el cloruro de sodio (NaCl).

Las moléculas polares del agua atraen fuertemente a los iones que forman el cloruro de sodio (Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup>).

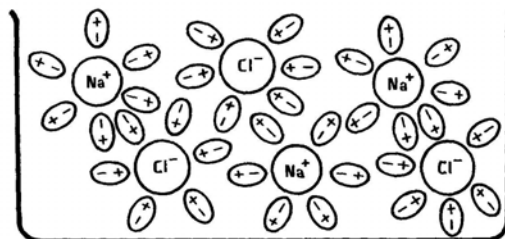
Los cationes de sodio ( $\text{Na}^+$ ) quedan rodeados por la parte negativa de las moléculas de agua formando los denominados **IONES HIDRATADOS**:



Por su parte, los aniones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) son atraídos por la parte positiva de las moléculas de agua, originando también iones hidratados:



De esta forma los iones que constituyen la sal se van intercalando entre las moléculas de agua formando una solución, que podemos esquematizar así:



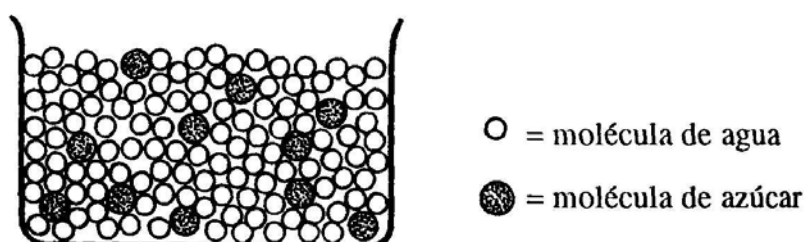
Las soluciones iónicas son eléctricamente neutras, porque tienen igual número de cationes y aniones hidratados.

Este tipo de soluciones que presentan iones y conducen la corriente eléctrica reciben la denominación de **SOLUCIONES IÓNICAS**. Las sales minerales, por ser compuestos iónicos; generalmente son solubles en agua.

## **SOLUCIONES MOLECULARES**

Ciertas sustancias, como el azúcar, cuyas moléculas son covalentes polares, no se disocian en iones al disolverse en agua, sino que conservan su estructura molecular.

En forma esquemática:



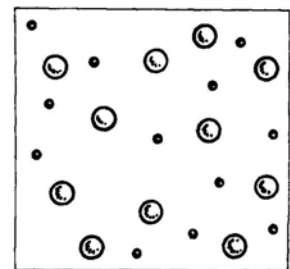
Estas soluciones, en que el soluto se divide hasta el nivel de moléculas y que no conducen la corriente eléctrica se denominan **SOLUCIONES MOLECULARES**.

En consecuencia las soluciones se pueden clasificar en:

- Soluciones iónicas: son aquellas en que el soluto está dissociado en iones.
- Soluciones moleculares: son aquellas en que las moléculas del soluto se dispersan en el seno del disolvente, sin experimentar disociación iónica.

Al hacer referencia a las soluciones, generalmente, se piensa en una sustancia sólida que está disuelta en otra líquida, como azúcar en agua. Sin embargo, tanto el soluto como el solvente pueden encontrarse en cualquiera de sus estados de agregación, observándose diferentes tipos de soluciones.

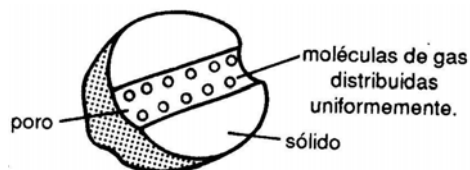
- SOLUCIÓN DE GAS EN GAS:** Las moléculas de los gases están en continuo movimiento de traslación. Al ponerse en contacto dos gases, que no reaccionan entre sí, las moléculas de uno de ellos se difunden entre las moléculas del otro hasta formar un sistema homogéneo. Esto lo podemos observar cuando el humo se difunde en el aire formando una sola fase.



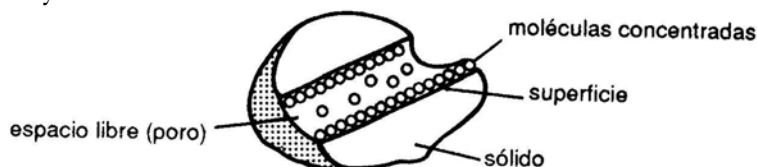
● = molécula de hidrógeno  
⊙ = molécula de oxígeno.  
Solución de gas en gas.

- SOLUCIÓN DE GAS EN LÍQUIDO:** Cuando se pone en contacto un gas con un líquido, las moléculas del gas difunden entre las del líquido, originando una solución. Así, los gases que constituyen el aire se disuelven en el agua. (El sabor del agua potable se debe en buena parte al  $\text{CO}_2$  que hay disuelto en ella.)
- SOLUCIÓN DE GAS EN SÓLIDO:** Las moléculas de los gases al ponerse en contacto con un sólido poroso (carbón, alúmina, gel de sílice) pueden distribuirse de dos maneras diferentes:

- Uniformemente dentro de los poros del sólido, lo cual se denomina **absorción**:



- Más concentradas en la superficie del sólido que en el espacio libre de los poros, en cuyo caso se llama **adsorción**:



Las máscaras antiguas tienen carbón activado que adsorbe los gases tóxicos que hay en el aire.

La cantidad de gas adsorbido depende de la naturaleza de dicho gas y del sólido. Así, el platino, cobre y níquel, convenientemente preparados, adsorben cantidades apreciables de hidrógeno.

- d) **SOLUCIÓN DE LÍQUIDO EN LÍQUIDO**: Las moléculas de los líquidos presentan movimientos de traslación más limitados que los gases, por lo cual disminuyen sus posibilidades de difusión.

En la solubilidad de los líquidos se presentan tres casos diferentes:

- **Líquidos miscibles en todas las proporciones**: Esto sucede entre líquidos químicamente similares, como alcohol y agua, clorobenceno y bromobenceno, etcétera.
  - **Líquidos parcialmente miscibles**: Sólo presentan una solubilidad reducida, como ocurre con el éter y el agua.
  - **Líquidos no miscibles o inmiscibles**: Ninguna de las moléculas de uno de los líquidos difunde en el otro, como es el caso del mercurio y el agua.
- e) **SOLUCIÓN DE SÓLIDO EN LÍQUIDO**: Al ponerse en contacto un sólido soluble en un determinado líquido, las fuerzas de cohesión intermoleculares de dicho sólido se debilitan y el cristal, capa a capa, va desapareciendo en el seno del líquido. Al mismo tiempo, crecen las fuerzas de expansión de sus moléculas, determinando movimientos de traslación que permiten que se distribuya uniformemente en el disolvente. Este fenómeno de difusión es similar al que ocurre entre líquidos miscibles y entre gases, aunque más lento.

Dentro del solvente, el sólido llega al límite de su división física, que puede ser: la molécula, en el caso de sustancias covalentes, o los iones, cuando se trata de compuestos iónicos. Así, se originan soluciones moleculares o iónicas, respectivamente.

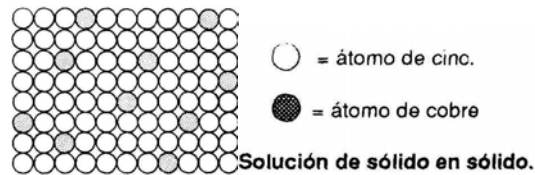
Se ha observado que cuando el soluto está más finamente dividido, más rápidamente se disuelve porque es mucho mayor la superficie de contacto con el disolvente. Asimismo, el hecho de revolverlo acelera el proceso de disolución y generalmente ocurre lo mismo si además se aumenta la temperatura. Entonces:

La rapidez de disolución de un sólido en un líquido depende:

- *de su grado de división*
- *la agitación*
- *la temperatura.*

**SOLUCIÓN DE SÓLIDO EN SÓLIDO**: Cuando dos metales se funden se forma una solución que recibe el nombre de aleación. Así, se obtiene el bronce (cobre, estaño, cinc), latón (cobre, zinc), etcétera.

- g) **SOLUCIÓN DE LÍQUIDO EN SÓLIDO:** No son frecuentes, pero algunas soluciones de líquidos en sólidos son muy importantes, como en las amalgamas. Resultan de la disolución de mercurio en otros metales: plata, oro, cobre, cinc, potasio, magnesio.  
Las amalgamas son aleaciones en las que interviene el mercurio.



Las soluciones acuosas de sulfato de cobre son utilizadas en las piletas de natación por sus propiedades fungicidas y germicidas.

## CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Las soluciones pueden estar constituidas por diferentes cantidades de soluto con relación a una determinada masa de solvente o de solución. Así, podemos tener disueltos 1, 5, 10, 20, 30 hasta 36 g de cloruro de sodio en 100 g de agua a 20 °C. Esto se conoce como concentración de la solución y se puede definir del siguiente modo:

**La concentración de una solución es la cantidad de soluto que está disuelto en una determinada masa o volumen de solvente o de solución.**



### EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

Para expresar la concentración de una solución existen diferentes formas, siendo las más comunes:

- Porcentaje en masa (% m/m):** Establece la relación entre la masa de soluto por cada 100 gramos de solución. Así, si se disuelven 5 g de cloruro de potasio en 95 g de agua, se obtiene una solución de KCl en agua al 5% m/m.
- Porcentaje en masa/Volumen (% m/V):** Indica la masa de soluto por cada 100 ml de solución (volumen). Es muy usada en soluciones de sólidos en líquidos.  
Por ejemplo, una solución de azúcar en agua al 8% m/V, es aquella que contiene 8 g de azúcar por cada 100 ml de solución.
- Porcentaje en Volumen (% V/V):** Expresa los mililitros de soluto (volumen) contenidos en 100 ml de solución (volumen). Así, si se tienen 12 ml de etanol en 100 ml de solución acuosa, es una solución de etanol en agua al 12% V/V.
- Molaridad (M):** Señala el número de moles de soluto contenidos en un litro de

solución. La masa de un mol de ácido sulfúrico es de 98g; luego, si se disuelve esa masa de ácido con agua hasta completar 1000 ml de solución, se obtiene una solución uno molar (1 M). Si la masa de ácido sulfúrico por cada litro de solución es de 196g, la solución es dos molar (2 M), si la masa es de 49g (medio mol) es una solución 0,5 M.

- e) **Molalidad (m)**: Señala el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente.
- f) **Normalidad (N)**: Establece el número de equivalentes gramos disueltos en un litro de solución. Así, una solución 1 N de hidróxido de sodio en agua es aquella que contiene 1 Equivalente-gramo de Na(OH) en un litro de solución acuosa.

**Equivalente-gramo de una base** es la masa, en gramos, que resulta de dividir la masa de un mol de moléculas por el número de oxhidrilos que se liberan al ionizarse completamente.

En el caso del Na(OH), el Equivalente-gramo es:

$$\text{Eq \{Na OH\} = } \frac{40\text{g}}{1} = 40 \text{ g}$$

En el hidróxido de calcio:

$$\text{Eq \{Ca (OH)}_2\} = \frac{74}{4} = 37 \text{ g.}$$

**Equivalente-gramo de un ácido** es la masa, en gramos, de ácido que resulta de dividir la masa de un mol de moléculas por el número de cationes H<sup>+</sup> que se liberan al ionizarse completamente.

En el ácido nítrico:

$$\text{Eq \{HNO}_3\} = \frac{63\text{g}}{1} = 63\text{g}$$

$$\text{Eq \{H}_2\text{SO}_4\} = \frac{98\text{g}}{2} = 49\text{g.}$$

En el ácido sulfúrico:

**Equivalente-gramo de una sal** es la masa de sal que resulta de dividir la masa, en gramos, de un mol de moléculas por el número de cargas positivas que forman dicha sal. La masa de un mol de moléculas de CaSO<sub>4</sub> es de 136 g y el número de cargas positivas es de 2 (Ca<sup>2+</sup>),

Luego :

$$\text{Eq \{CaSO}_4\} = \frac{136 \text{ g}}{2} = 68 \text{ g.}$$

En el caso del Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> la masa de un mol es de 142 g y el número de cargas positivas es también de dos (2 Na<sup>+</sup>), entonces:

$$\text{Eq \{Na}_2\text{SO}_4\} = \frac{142\text{g}}{2} = 71 \text{ g.}$$

## ***PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES***

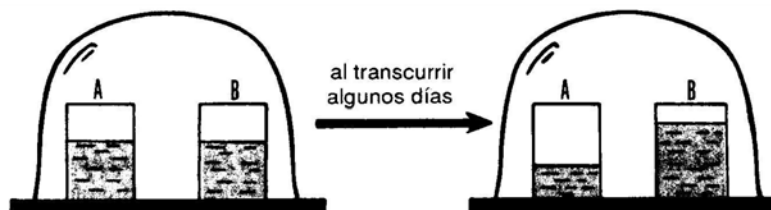
- a) Si se preparan una serie de soluciones de  $\text{CuSO}_4$  de diferente concentración y luego se miden sus densidades con un densímetro, se observa que la densidad aumenta a medida que se incrementa la concentración del soluto. Por lo tanto, se llega a la conclusión de que:

**La densidad de una solución es proporcional a la concentración del soluto.**

- b) Si se observa la intensidad del color en las soluciones antes preparadas, se ve claramente que el color azul se incrementa a medida que aumenta la cantidad de sulfato de cobre disuelto en un mismo volumen de agua. Esto permite afirmar que:

**La intensidad de color de una solución es proporcional a la concentración del soluto**

- c) Si se coloca un vaso de precipitado (A), con 100 ml de agua destilada, al lado de otro vaso (B) que contiene 100 ml de solución saturada de azúcar en agua y ambos se cubren con una campana de vidrio, después que transcurren algunos días, se observa que disminuye la cantidad de agua destilada y aumenta el volumen de agua azucarada.

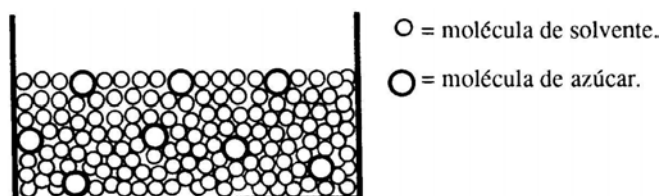


Esto indica que hay un pasaje de agua (en estado de vapor) desde el vaso A al vaso B. Este fenómeno se produce porque la tendencia de las moléculas a evaporarse (presión de vapor) es mayor en el agua pura que en la solución acuosa. Se ha comprobado que:

**Cuanto mayor es la concentración de partículas de soluto en una solución, mayor es la reducción de la presión de vapor.**

## **LEY DE RAULT**

En las soluciones, las moléculas de un soluto no volátil, como el azúcar, se dispersan por toda la masa líquida, incluyendo también parte de la superficie libre:



**La disminución de la presión de vapor es proporcional al número de**

partículas del soluto.

En consecuencia, el número de moléculas que se evaporan es menor que el disolvente puro y, por lo tanto, la presión de vapor de la solución también disminuye.

En 1887, el científico francés **Francois Marie Raoult** estableció la siguiente ley:

**El descenso relativo de la presión de vapor de una solución, con respecto a la del disolvente puro, es igual a la fracción molar de soluto disuelto.**

La expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = X_s$$

solución.

$P_0$  = Presión de vapor del disolvente puro.

$P$  = Presión parcial del disolvente en la

$X_s$  = Fracción molar del soluto.

De donde se deduce:

$$\Delta P = P_0 \cdot X_s$$

$\Delta P$  = Descenso de la presión de vapor ( $P_0 - P$ ).

**Fracción molar del soluto ( $X_s$ ):** es el número de moles de soluto dividido el número total de moles de la solución.

$$X_s = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$n_1$ : número de moles de soluto

$n_2$ : número de moles de solvente

## **CONSECUENCIAS DE LA LEY DE RAOULT**

La disminución de la presión de vapor produce variaciones en el punto de ebullición y en el punto de solidificación:

a) En las soluciones, la presión de vapor es menor que en el solvente puro y, por lo tanto, es necesario elevar más la temperatura para que la presión de vapor iguale a la presión externa (presión atmosférica). Así, el agua pura hierve a 100°C a la presión normal (1.013 hPa), pero si se disuelve un mol de azúcar en un kilogramo de agua, el punto de ebullición aumenta a 100,52 °C. Este fenómeno se denomina **ASCENSO EBULLOSCÓPICO ( $\Delta e$ )**.

Igual incremento del punto de ebullición del agua se observa si, en un kilogramo de la misma, se disuelve un mol de moléculas o de iones de cualquier sustancia.

Entonces, se ha establecido que:

**El aumento de la temperatura de ebullición de una solución es proporcional al número de moles de partículas (moléculas o iones) de soluto disueltos.**

El incremento del punto de ebullición varía de un solvente a otro. En el agua es de 0,52 °C por cada mol de partículas de soluto disueltas en un kilogramo; en la acetona es de 1,73 °C . kg/mol; en la anilina de 3,69 °C . kg/mol. Por lo tanto:

**El ascenso ebulloscópico depende de la naturaleza del disolvente.**

b) El punto de congelación del agua pura es de 0 °C.

Sin embargo, si se disuelve azúcar, dicho punto de solidificación está por debajo de 0 °C. Este fenómeno ocurre en todas las soluciones, cualesquiera sean el solvente y el soluto no volátil que las formen, y se denomina **DESCENSO CRIOSCÓPICO** ( $\Delta c$ ).

*Raoult* dedujo que:

**El descenso de la temperatura de solidificación de una solución es proporcional al número de moles de partículas de soluto disueltos.**

Si se disuelve un mol de sacarosa en un kilogramo de agua, el punto de congelación disminuye a -1,856°C. En el caso del benceno, el descenso de la temperatura de solidificación es de 5,07 °C por cada mol de partículas de soluto disueltas en un kilogramo. En consecuencia:

**El descenso crioscópico depende de la naturaleza del solvente.**

En suma:

Un kilogramo de agua, en el que hay disueltas  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas (moléculas o iones) de soluto, tiene un punto de ebullición 0,52 °C más alto que el agua pura y un punto de congelación 1,86 °C más bajo que ésta. Si en la misma cantidad de agua se disuelven el doble de partículas ( $12,04 \cdot 10^{23}$ ), también se duplican el ascenso ebulloscópico (1,04 °C) y el descenso crioscópico (3,72 °C).

El hecho de que el soluto esté formado por moléculas neutras (azúcar) o iones cargados eléctricamente (sal) prácticamente no influye en las variaciones, porque el efecto principal de esas partículas es disminuir la concentración de las moléculas de agua.

Entonces, las modificaciones de los puntos de ebullición y de solidificación no dependen de la naturaleza del soluto sino de su concentración.

**Tanto el descenso crioscópico como el aumento ebulloscópico dependen de la naturaleza del solvente y de la concentración de las partículas del soluto.**

En las conservadoras de hielo se suelen colocar sachets congelados de agua salada para producir frío, aprovechando el descenso crioscópico.

## **PROPIEDADES COLIGATIVAS**

Entre las propiedades de las soluciones se pueden distinguir:

- a) Algunas que están relacionadas con la naturaleza y la cantidad de soluto que presentan, tales como densidad, conductividad eléctrica, viscosidad, etc.
- b) Otras que sólo dependen del número de partículas de soluto disueltas en una determinada masa de solvente, tales como disminución de la presión de vapor, descenso crioscópico, aumento ebulloscópico. Estas propiedades se denominan **COLIGATIVAS**.

**PROPIEDADES COLIGATIVAS**

- Disminución de la presión de vapor
- Ascenso ebulloscópico
- Descenso crioscópico