



LICEO FEMENINO MERCEDES NARIÑO IED
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y ED. AMBIENTAL- QUÍMICA
GRADO 10°



DISOLUCIONES

DOCENTES: VERONICA PINZÓN - JUAN GABRIEL PERILLA

Propósito General: Reconocer la presencia, comportamiento, importancia y aplicaciones de las disoluciones en la vida diaria.

¿QUÉ SON LAS DISOLUCIONES?

Son mezclas homogéneas constituidas por dos o más componentes que no tienen una proporción definida, sino que ésta puede variar.

Componentes de una disolución.

Disolvente: Es la sustancia que actúa como medio de dispersión, es decir, la sustancia que disuelve el soluto.

Soluto: Es la sustancia que se disuelve el soluto(s).

Tipos de Soluciones

- **Según su estado:** Pueden ser disoluciones líquidas, sólidas y gaseosas.
- **Según su concentración.** pueden ser: Diluidas, saturadas y sobresaturadas que indican de manera cualitativa la relación del soluto respecto al disolvente.

Diluidas o insaturadas: Son las que tienen una pequeña cantidad de soluto en un determinado volumen de disolución por lo que se podría disolver más soluto en el solvente, es decir, menos de la cantidad que se requiere para ser saturada.

Concentradas o saturadas: Son aquellas en las que existe un equilibrio dinámico entre soluto y disolvente, es decir, la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en el solvente, correspondiente al valor de solubilidad de acuerdo con la temperatura.

Sobresaturadas o Supersaturadas: Son las que contienen más soluto que el presente en las disoluciones saturadas por lo cual queda una parte sin disolver.

SOLUBILIDAD Y FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

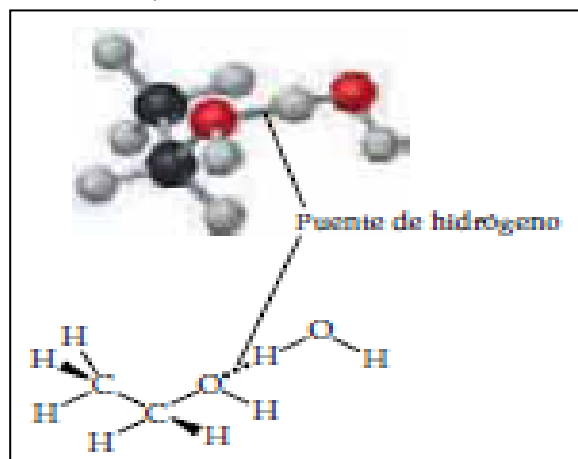
¿Qué es la solubilidad?

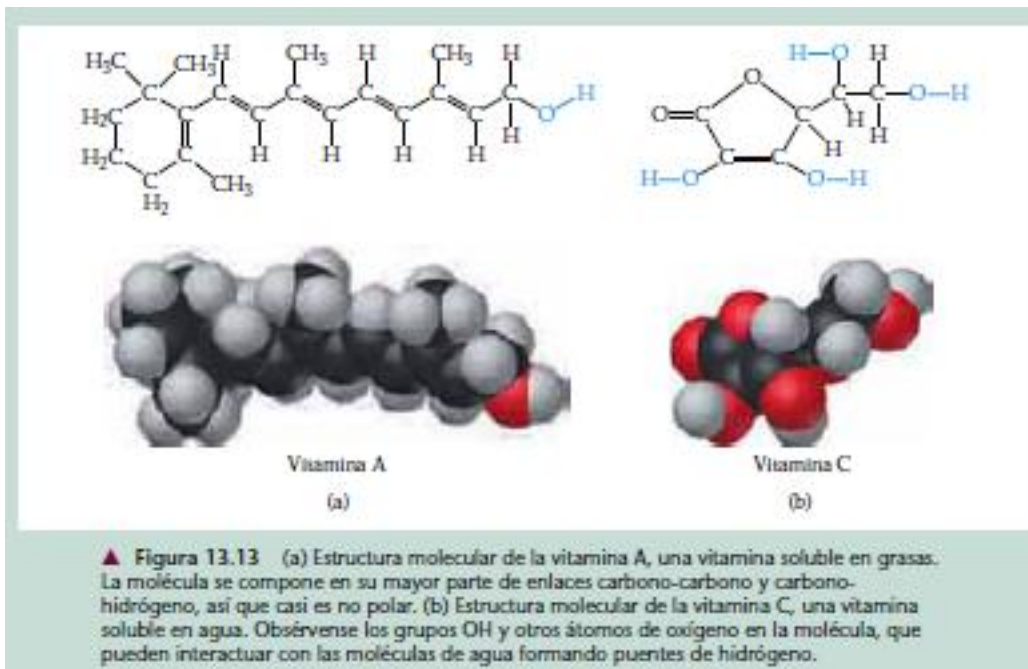
Se entiende como la cantidad de soluto que se disuelve por cada 100 g de solvente. Según Brown (2000), la solubilidad es la "cantidad de sustancia que se disuelve en una cantidad de disolvente a una temperatura dada para formar una disolución saturada" (p.491)

Factores que afectan la solubilidad

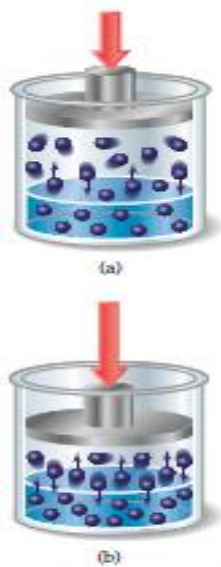
Naturaleza del soluto y el solvente (interacciones entre soluto y disolvente): Sustancias semejantes son miscibles entre sí. Un soluto polar se disuelve en un solvente polar; un soluto apolar se disuelve en un disolvente apolar.

La gráfica muestra la interacción entre la molécula de etanol y la de agua debido a los puentes de hidrógeno, lo cual permite que el etanol sea miscible en el agua.





Presión: Los gases aumentan su solubilidad en el agua al aumentar la presión como sucede con el CO_2 en las gaseosas.

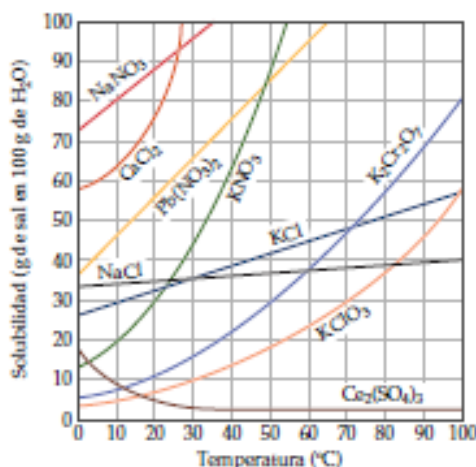


▲ **Figura 13.14** Efecto de la presión sobre la solubilidad de un gas. Cuando se aumenta la presión, como en (b), aumenta la rapidez con que las moléculas de gas entran en la disolución. La concentración de las moléculas de soluto en equilibrio aumenta proporcionalmente con la presión.

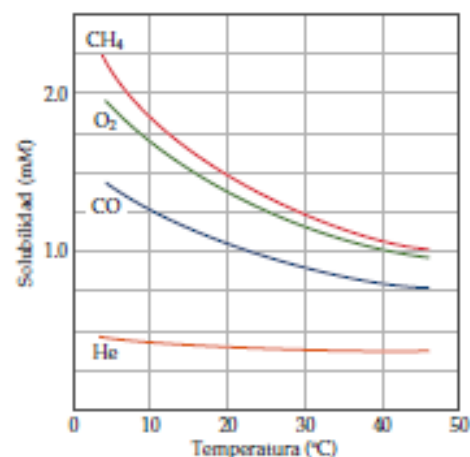


▲ **Figura 13.15** Cuando abrimos una bebida carbonatada, salen burbujas de CO_2 de la disolución porque se reduce la presión parcial de CO_2 sobre la disolución.

Temperatura: La solubilidad de la mayor parte de los solutos sólidos en agua aumenta al incrementar la temperatura de la disolución. Lo cual no sucede con los gases disueltos en agua.



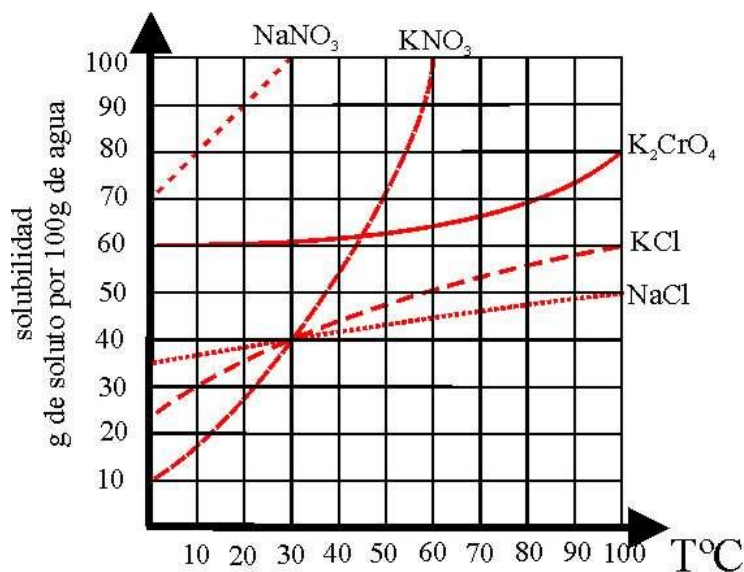
▲ **Figura 13.17** Solubilidades de varios compuestos iónicos en agua en función de la temperatura.



▲ **Figura 13.18** Solubilidades de varios gases en agua en función de la temperatura. Observe que las solubilidades se dan en milimoles por litro (mmol/L) para una presión total constante de 1 atm en la fase gaseosa.

ACTIVIDAD N° 1

- Consulte en qué consisten los factores que afectan la solubilidad, de un ejemplo y represente con dibujos cada uno. Y Revise el siguiente link e indique las ideas principales:
http://168.176.60.11/cursos/ciencias/mtria_ensenanza/mezclas/html/home.html
- Plantee 5 ejemplos de sustancias que se disuelvan en el agua (miscibles) y 5 ejemplos de sustancias que no se disuelvan en el agua (inmiscibles)
- Realice la lectura "vitaminas solubles en grasas y en agua" de la pag . 494 de la Química Brown y realice un mapa conceptual a partir de ella.
- Analice la siguiente gráfica de solubilidad de algunas sales y responda las preguntas



- ¿Qué sustancia presenta mayor y menor solubilidad a 20 °C?
 - ¿Qué sustancia(s) disminuye(n) la solubilidad al aumentar la temperatura?
 - Si se mezclan 40g de KNO₃ con agua a 40 °C, la disolución que se obtiene es insaturada, saturada o sobresaturada?
 - Plantee 3 preguntas a partir de la gráfica y resuélvalas
- Realice en papel milimetrado la gráfica correspondiente a la solubilidad del KI y del KBr, teniendo en cuenta los siguientes datos.

Cantidad de soluto (g) que se disuelven por cada 100 g de Agua		Temperatura (°C)
KBr	KI	
65	145	20
80	160	40
90	175	60
100	190	80
110	210	100

- Indique si cada una de las siguientes disoluciones será insaturada, saturada o sobresaturada.
 - 70g de KBr en 100g de H₂O a 40 °C
 - 185g de KI en 100g de H₂O a 60 °C
 - 65g de KBr en 100g de H₂O a 20 °C
 - 180g de KI en 100g de H₂O a 80 °C
 - 110g de KBr en 100g de H₂O a 100 °C
- En la siguiente tabla se observa el efecto de la temperatura en la solubilidad de algunas sales en agua

SAL	Solubilidad g/100ml		
	20°C	40°C	80°C
KCl	33	39	50
KNO ₃	33	65	168
KClO ₃	8	15	40
NaCl	37	37	38
NaNO ₃	88	106	147

¿Cuál de las sales posee mayor solubilidad a 20 °C y cuál menor a 80°C, respectivamente?

- KCl y KClO₃
- KNO₃ y NaNO₃
- KClO₃ y KNO₃
- NaCl y KCl
- NaNO₃ y NaCl

CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES: Es la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolución o disolvente. Se expresa cuantitativamente en Unidades Físicas y Unidades Químicas.

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

Porcentaje en masa
Porcentaje masa/masa
 (ó porcentaje peso/peso)



Es la masa de soluto que esta contenida en 100 g de disolución.

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de disolución}} \times 100$$

Porcentaje por volumen
% volumen/volumen
 (% v/v)



Es el volumen de soluto que se encuentra en 100 ml de disolución.

$$\% \text{ v/v} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$$

Porcentaje masa/ volumen
ó porcentaje peso/volumen
 (% m/v) ó (% p/v)



Es la masa de soluto que se encuentra en 100 ml de disolución.

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \times 100$$

Partes por millón
ó (ppm)



Es la masa de soluto que se encuentra por cada millón de gramos de disolución

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg de soluto}}{\text{Kg de disolución}}$$

% masa- masa (% m/m): Indica el número de g de soluto en 100g de solución ejemplo una solución al 3% en masa significa que por cada 100 g de solución hay 3 g de soluto disuelto.

Ejemplo: Se disuelven en 40g de agua 15 g de NaCl ¿Cuál es la concentración (%m/m) de la solución?

% en masa - volumen (% m/v): Indica el número de gramos de soluto en 100 mL de solución Ejemplo. Si decimos una solución al 7% en m/v significa que por cada 100 mL de solución hay 7 gramos de soluto disueltos

Ejemplo: Se desea preparar 50mL de solución de NaCl, cuya concentración sea 5% m/v ¿Qué cantidad de sal (soluto) debe medirse en una balanza?

% volumen - volumen: (% v/ v): Indica el número de mL de soluto en 100 mL de solución, se utiliza específicamente en aquellas soluciones en las cuales tanto el soluto como el solvente son líquidos. Por ejemplo una solución de 70% de alcohol significa que por cada 100mL de solución 70mL son de alcohol.

Ejemplo. Se disuelven 28 mL de alcohol en 120 mL de agua. Calcular la concentración de la solución sabiendo que el volumen de la solución es igual a la suma de los volúmenes componentes.

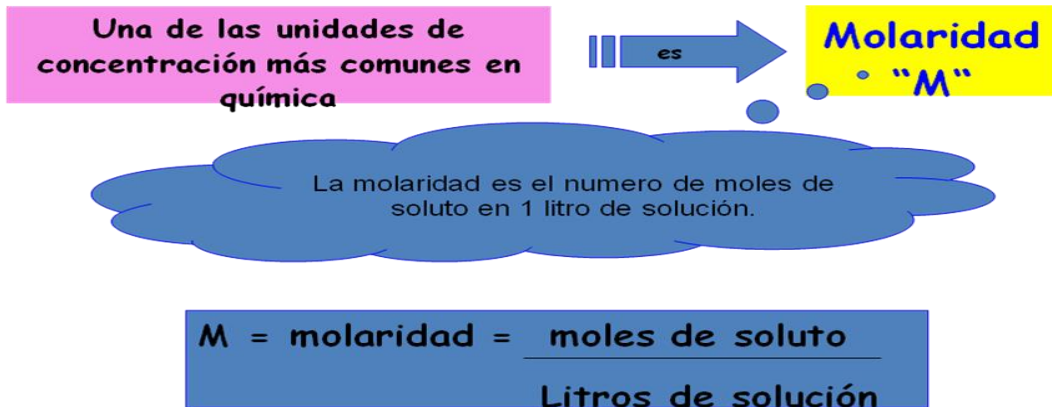
Partes por millón (ppm): Indica la concentración de una disolución muy diluida, ya que una disolución cuya concentración es de 1 ppm, contiene 1g de soluto por cada millón (10^6) de gramos de disolución, lo que es equivalente a 1mg de soluto por Kg de disolución. **Ejemplo:** La concentración máxima permitida de Arsénico en agua potable en Estados Unidos es de 1,010 ppm. ¿Cuántos miligramos de arsénico habrá en 1500 l de agua potable si se cumple la norma?

ACTIVIDAD N° 2: Resuelva los siguientes ejercicios con los procedimientos correspondientes

1. Si a 2,5 g de sal común se la añade agua hasta completar 125 mL de solución ¿Cuál será la concentración % m/v de la solución R= 2% m/v
2. Se requieren 250mL de solución de alcohol cuya concentración sea al 30% v/v ¿qué volumen de alcohol (soluto) debe medirse? R= 75mL
3. ¿Qué cantidad de soluto se necesitará para preparar 90g de solución de KMnO_4 al 40% en m/m R0 36g.
4. ¿Qué cantidad de solvente se necesita para preparar 180g de una solución al 15% en m/m R= 153g.
5. ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico al 70% en v/v se necesitará para preparar 200mL de una solución para limpiar pocetas? R= 140mL
6. ¿Cuántos gramos de agua deberán usarse para disolver 150 g de NaOH y producir una solución al 20% p/p?
 - a. 600 g de H_2O
 - b. 750 g de H_2O
 - c. 13.3 g de H_2O
 - d. 10.66 g de H_2O
 - e. Ninguna de las anteriores
7. ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ están contenidos en 175 mL de solución al 18.5 % p/v?
 - a. 105 g
 - b. 323.7 g
 - c. 39.8 g
 - d. 10.5 g
 - e. 32.3 g
8. ¿Cuántos mL de acetona se debe agregar a 250 mL de agua para que la solución resulte al 15 % v/v?
 - a. 60.5 mL
 - b. 27.7 mL
 - c. 37.5 mL
 - d. 2.77 mL
 - e. falta datos para resolver el problema.
9. mezclan 25 mL de propanol con 55 mL de CCl_4 . calcular el % v/v
 - a. 4.45 % v/v
 - b. 31.25 % v/v
 - c. 45.45 % v/v
 - d. 20% v/v
 - e. Ninguna de las anteriores
10. ¿Cuál es la cantidad de AgNO_3 necesaria para preparar 30 mL de solución al 3 % p/v
 - a. 0.9 g

- b. 3 g
- c. 10 g
- d. 0.8 g
- e. Ninguna de las anteriores

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS



MOLALIDAD (m): Es el número de moles de soluto por kilogramo de disolvente.

$$m = \text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}} \longrightarrow m = n / \text{kg}$$

NORMALIDAD (N): Número de equivalentes-gramo de soluto por litro de disolución.

$$N = \text{Normalidad} = \frac{\text{n}^\circ \text{ Eq-g}}{\text{litros de disolución}} \longrightarrow \text{n}^\circ \text{ Eq} = \frac{\text{masa}}{\text{mEq}}$$

FRACCIÓN MOLAR (Xi): Indica la relación entre la cantidad de moles de un componente de la disolución y el total de moles de la disolución. La suma de las fracciones molares de los componentes es 1.

$$X_i = \text{Fracción molar} = \frac{\text{n componente}}{\text{n totales}}$$

ACTIVIDAD N° 3: Resuelva los siguientes ejercicios con los procedimientos correspondientes.

1. ¿Cuál es la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 120 gramos de urea (PM= 60g/mol) en suficiente agua hasta completar 750 mL de solución? R = 2,66M
2. ¿Cuál será la molaridad de una solución que contiene 20 gramos de cloruro de sodio NaCl en 5 litros de solución? R = 0.068 M
3. ¿Cuál será la Normalidad de una solución que contiene 28 gramos de NaOH disuelto en 300 mL de solución Pesos atómicos (Na: 23, H : 1, O: 16)
4. Calcular la fracción molar de la siguiente mezcla 70 gramos de agua oxigenada H₂O₂ en 700 gramos de agua H₂O
5. 29 gramos de H₂SO₄ se disuelven en 450mL de agua ¿Cuál será la Normalidad de la solución?
6. Determine la Normalidad de una solución de HCl que contiene 0,2 equivalente del ácido en 2 litros de solución.
7. Una solución fue preparada disolviendo 20 gramos de cloruro de potasio en 60 gramos de agua determinar la fracción molar de cada componente.
8. Calcule la Molaridad y molalidad de una solución de K₂CO₃, que contiene 22% en peso de la sal y tiene una densidad de 1,24 g/mL
9. ¿Cuál es la normalidad de una solución que contiene 250 g de CaCl₂ en 1500 mL de solución?

10. Calcular la fracción molar de la siguiente mezcla 30gramos de HNO_3 en 120gramos de H_2O peso atómico H= 1g , NO 14g, O = 16 g.
11. ¿Cuántos gramos de NaCl hay en 250 mL de una solución 2,5 N?
12. ¿Qué volumen de solución 0,75N podría prepararse con 500 g de Na_2SO_4 ?
13. ¿Cuántos gr de BaCl_2 se necesita para preparar 1500 mL de una solución 1,5 N?
14. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 25.0 g de K_2CrO_4 disueltos en cantidad de agua suficiente para tener 300 mL de solución?
15. Una disolución de alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; en agua es de 1.54 molal. ¿Cuántos gramos de alcohol etílico estarán disueltos en 2.5 kg de agua?
16. Se forma una solución de 150 mL de volumen, disolviendo 6.0 g de la sal $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en suficiente cantidad de agua, calcular la normalidad de la solución.
17. ¿Cuántos gramos de CaCO_3 se halla disuelto en 250 mL de una solución 2M de éste?
18. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que contiene 20.0 g de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) disueltos en 125 g de agua?
19. ¿Cuál es la concentración de cada una de las siguientes soluciones en términos de N:
 - a. HCl 6.00 M
 - b. BaCl_2 0.75 M
 - c. H_2S 0.20 M
20. Realice los ejercicios 13.23 a 13.42 de la pag 519 de la Química Brown.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Algunas propiedades físicas de las disoluciones presentan diferencias importantes respecto a las del disolvente puro. Por ejemplo, el agua pura se congela a 0°C , pero las disoluciones acuosas se congelan a temperaturas más bajas. Añadimos etilenglicol al agua del radiador de los automóviles como anticongelante, para bajar el punto de congelación de la disolución. Esto también hace que el punto de ebullición de la disolución se eleve por encima del agua pura, lo que permite el funcionamiento del motor a temperaturas más altas.

El abatimiento del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición son ejemplos de propiedades físicas de las disoluciones que dependen de la *cantidad* (concentración) pero no del *tipo* o la *identidad* de las partículas de soluto. Tales propiedades se denominan propiedades coligativas. (*Coligativo* significa "que depende de la colección"; las propiedades coligativas dependen del efecto colectivo del número de partículas de soluto.) Además del abatimiento del punto de fusión y la elevación del punto de ebullición, hay otras dos propiedades coligativas: la reducción de la presión de vapor y la presión osmótica. Al examinar cada una, fijémonos en cómo la concentración del soluto afecta la propiedad en comparación con el disolvente puro.

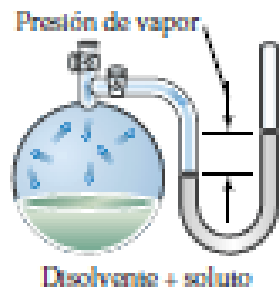
Presión de vapor y presión osmótica:

Un líquido en un recipiente cerrado establece un equilibrio con su vapor. Cuando se llega a ese equilibrio, la presión que el vapor ejerce se denomina *presión de vapor*. Si comparamos las presiones de vapor de diversos disolventes con las de sus disoluciones, vemos que la adición de un soluto no volátil a un disolvente siempre baja la presión de vapor. Este efecto se ilustra en la figura 13.20

Ciertos materiales, incluidas muchas membranas de sistemas biológicos y sustancias sintéticas como el celofán, son *semipermeables*. Al entrar en contacto con una disolución, estos materiales permiten el paso de algunas moléculas a través de su red de poros diminutos, pero no de otras. Es común que moléculas pequeñas de disolventes como el agua sí puedan pasar, no así moléculas o iones de soluto más grandes. El movimiento de moléculas de disolvente de una disolución menos concentrada hacia la más concentrada se denomina **ósmosis**. La presión necesaria para evitar la ósmosis es la **presión osmótica**. La ósmosis desempeña un papel muy importante en los sistemas vivos. Por ejemplo, las membranas de los glóbulos rojos de la sangre son semipermeables. (figuras 13.23; 13.24; 13.25)

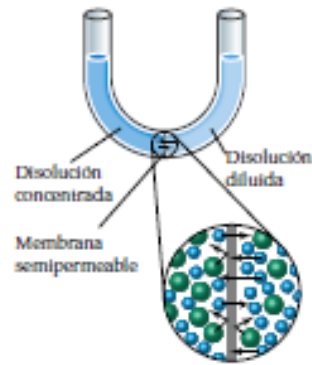


(a)

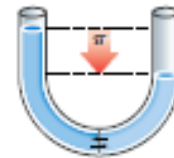


(b)

▲ **Figura 13.20** La presión de vapor sobre una disolución formada por un disolvente volátil y un soluto no volátil (b) es más baja que la del disolvente solo (a). El grado de abatimiento de la presión de vapor al agregar soluto depende de la concentración del soluto.



(a)

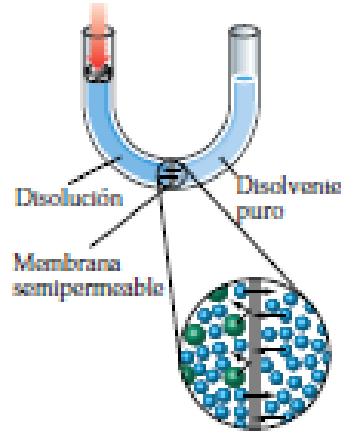


(b)

▲ **Figura 13.23** Ósmosis: (a) movimiento neto de un disolvente del disolvente puro o de una disolución con baja concentración de soluto a una disolución con alta concentración de soluto; (b) la ósmosis se detiene cuando la columna de disolución de la izquierda alcanza la altura necesaria para ejercer una presión sobre la membrana suficiente para contrarrestar el movimiento neto del disolvente. En este punto, la disolución de la izquierda está más diluida, pero aún existe una diferencia de concentración entre las dos disoluciones.

► **Figura 13.24** La presión aplicada en la rama izquierda del aparato detiene el movimiento neto del disolvente desde el lado derecho de la membrana semipermeable. Esta presión aplicada se denomina presión osmótica de la disolución.

La presión aplicada, π , detiene el movimiento neto del disolvente.



► **Figura 13.25** Ósmosis a través de la membrana semipermeable de un glóbulo rojo: (a) crenación causada por el movimiento de agua hacia afuera de la célula; (b) hemólisis causada por movimiento del agua hacia la célula.



(a)



(b)

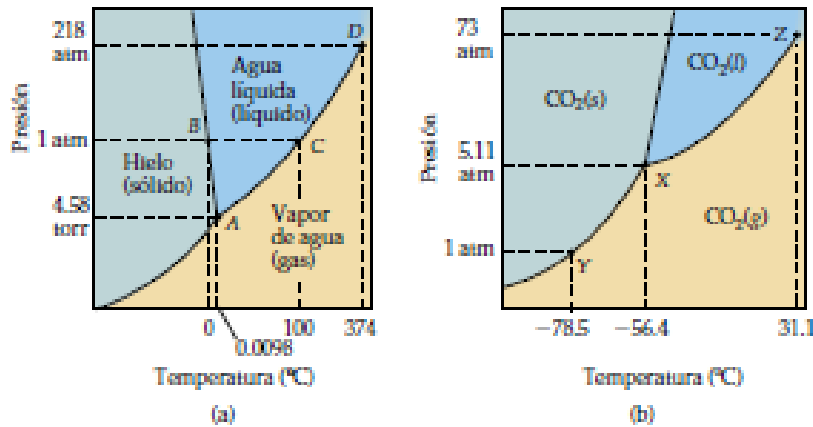
Punto de ebullición y punto de congelación: El punto normal de ebullición del líquido puro, la presión de vapor de la disolución es menor que 1 atm (Figura 13.22). Por tanto, se requiere una temperatura más alta para alcanzar una presión de vapor de 1 atm. Entonces, *el punto de ebullición de la disolución es más alto que el del líquido puro*. El aumento en el punto de ebullición respecto al del disolvente puro, ΔT_b , es directamente proporcional al número de partículas de soluto por mol de moléculas de disolvente. Dado que la temperatura de punto triple de la disolución es más baja que la del líquido puro, *el punto de congelación de la disolución también es más bajo que el del líquido puro*.

¿Qué es un diagrama de fases?: "Es una forma gráfica de resumir las condiciones en las que existen equilibrios entre los diferentes estados de la materia que permite predecir la fase de una sustancia a una temperatura y presión determinada". (Brown, 2004)



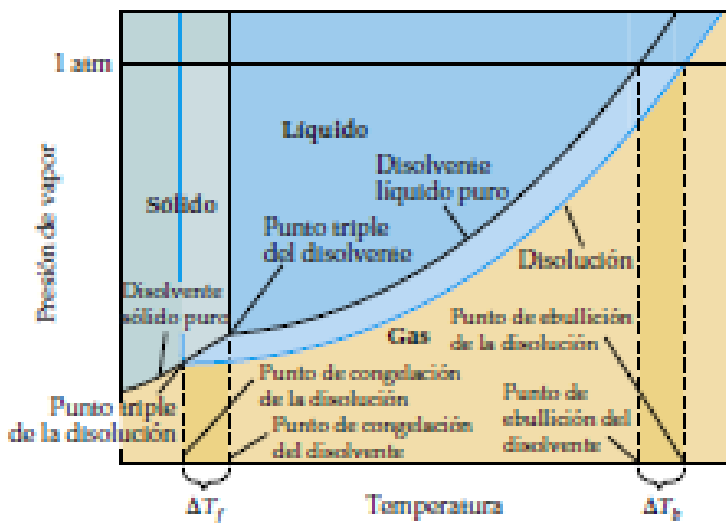
▲ Figura 11.26 Forma general de un diagrama de fases de un sistema que exhibe tres fases: gas, líquido y sólido.

Diagramas de fase del agua y el dióxido de carbono



◀ Figura 11.27 Diagrama de fases de (a) H₂O y (b) CO₂. Los ejes no están a escala en ningún caso. En (a), para el agua, observe el punto triple A (0.0098°C, 4.58 torr), el punto de fusión (o de congelación) normal B (0°C, 1 atm), el punto normal de ebullición C (100°C, 1 atm) y el punto crítico D (374.4°C, 217.7 atm). En (b), para el dióxido de carbono, observe el punto triple X (-56.4°C, 5.11 atm), el punto normal de sublimación Y (-78.5°C, 1 atm) y el punto crítico Z (31.1°C, 73.0 atm).

Diagrama de fases de una disolución Vs una sustancia pura



◀ Figura 13.22 Diagramas de fase para un disolvente puro y para una disolución de un soluto no volátil. La presión de vapor del disolvente sólido no se altera por la presencia del soluto si el sólido se separa al congelarse y no contiene una concentración significativa de soluto, como suele suceder.

REFERENCIAS

Brown, LeMay, Bursten (2004) Química la ciencias central. Pearson.

WEBGRAFÍA

- http://www.rmm.cl/index_sub.php?id_contenido=9813&id_seccion=6497&id_portal=796
- http://www.virtual.unal.edu.co/cursos/ciencias/mtria_ensenanza/mezclas/html/home.html
- <http://ww2.educarchile.cl/psu/Estudiantes/Facsimiles.aspx?sector=4&test=447&quid=c9c5be0e-0dbe-4bc3-a771-023c5ce1f65f>
- <http://www.fullquimica.com/2012/11/factores-que-afectan-la-solubilidad.html>