

TEMA 3. DISOLUCIONES

OBJETIVOS

- **Saber determinar los tipos de mezclas y las unidades de concentración**
- **Conocer los distintos tipos de disoluciones y los procesos que llevan a la disolución (líquido-líquido, gases en líquidos, sólidos en líquidos)**
- **Conocer el concepto de velocidad de disolución, solubilidad y los cambios que las afectan**
- **Dominar las propiedades coligativas de las disoluciones**

3.1. Tipos de mezclas

La mayor parte de los materiales con los que interactuamos en la vida cotidiana son mezclas de sustancias puras.

Los tipos de mezclas son:

Mezclas homogéneas o disoluciones

Mezclas heterogéneas o suspensiones

Mezclas coloidales

3.2. Disoluciones

Una disolución se define como una mezcla homogénea de sustancias puras.

El soluto o solutos se dispersan en forma de pequeñas partículas en el disolvente.

Las proporciones de soluto pueden variar de una disolución a otra.

Una sustancia pura tiene una composición fija.

El disolvente es, normalmente, la especie más abundante presente.

- ❑ En una taza de café soluble, el café y el azúcar son solutos, el agua es el disolvente.
- ❑ Si mezclamos 10 g de alcohol con 90 g de agua el alcohol es el soluto.
- ❑ Si fueran 10 g de agua en 90 g alcohol: el agua sería el soluto.
- ❑ Sin embargo, si la mezcla consiste en 50 g de agua y 50 g de alcohol la terminología sería arbitraria.

3.2.1. Unidades de concentración

- ❑ Una disolución concentrada tiene el soluto presente en altas concentraciones
- ❑ Una disolución diluida tiene el soluto presente en bajas concentraciones
- ❑ Los términos alta y baja son relativos y no dan información precisa sobre la concentración exacta del soluto en la disolución.
- ❑ Por ello, se necesita una definición formal de la concentración de soluto en la disolución.

Porcentaje en Masa

Se refiere a la razón de la masa del soluto con la masa entera de la disolución.

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

Porcentaje en volumen

Hace referencia a disoluciones de líquidos en líquidos. Se define como el número de mililitros de soluto contenidos en 100 ml de disolución.

$$\% \text{ Volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen total de disolución}} \times 100$$

Para disoluciones muy diluidas se puede definir también como el número de gramos de soluto en 100 ml de disolución.

Partes por Millón (ppm)

Para disoluciones muy diluidas se expresa la concentración como "partes por millón"

$$\text{ppm de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de disolución}} \times 10^6$$

Un porcentaje de masa de 1% sería igual a 10000 ppm
1 ppm sería igual a 0.0001%

Para disoluciones acuosas diluídas se puede asumir que la densidad de la disolución es igual a la densidad de agua.

Fracción Molar, Molaridad, Molalidad

Es muy común referir a la concentración de un soluto en términos de su número de moles.

$$\text{fracción molar de soluto (X)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles total de la mezcla}}$$

La molaridad define la concentración de un soluto en términos de número de moles del soluto y el volumen total de la disolución.

$$\text{Molaridad de la disolución (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen total de la disolución en litros}}$$

La molalidad define la concentración de un soluto en términos de número de moles del soluto y la masa del disolvente.

$$\text{Molalidad de la disolución (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del disolvente en kg}}$$

Mezcla y dilución de disoluciones

Cuando una disolución se diluye su concentración varía de una manera inversamente proporcional a la variación de volumen.

Si la concentración de la disolución está expresada en términos de cantidad de soluto por volumen de disolución (g/L, %volumen, molaridad etc.) la cantidad de soluto en cierto volumen se calcula multiplicando el volumen por la concentración.

Dos disoluciones con distintas concentraciones pueden contener la misma cantidad de soluto en diferentes volúmenes de disolución.

$$\text{Volumen}_1 \times \text{concentración}_1 = \text{Volumen}_2 \times \text{concentración}_2$$

Se considera una bebida que contiene 7% en peso de etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$).

7% por peso significa que hay 7 g de etanol en una muestra de 100 g. Entonces hay 93 g de H_2O .

Considerando que la densidad de la disolución es $\approx 1 \text{ g/ml}$ calcular:
Fracción molar, molaridad y molalidad de la disolución:

PM de etanol = 46.1 g/mol

PM de H_2O = 18.0 g/mol

Fracción Molar

$$\text{fracción molar de soluto (X)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles total de la mezcla}}$$

$$\text{moles de etanol (soluto)} = \frac{7 \text{ g}}{46.1 \text{ g/mol}} = 0.152 \text{ moles}$$

$$\text{moles de } \text{H}_2\text{O} \text{ (disolvente)} = \frac{93 \text{ g}}{18.0 \text{ g/mol}} = 5.17 \text{ moles}$$

Total de moles en muestra = $0.152 + 5.17 = 5.32$ moles

$$X_{\text{etanol}} = \frac{0.152 \text{ moles}}{5.32 \text{ moles}} = 0.0286$$

Molaridad

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen total de la disolución en litros}}$$

Considerando que en la muestra 100 g tienen un volumen de 100 ml.

$$\text{Molaridad} = \frac{0.152 \text{ moles}}{0.1 \text{ litros}} = 1.52 \text{ M}$$

Molalidad

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del disolvente en kg}}$$

$$\text{Molalidad} = \frac{0.152 \text{ moles}}{0.093 \text{ kg}} = 1.63 \text{ m}$$

3.2.2 El proceso de disolución

La solubilidad de una sustancia se define como la máxima cantidad de esa sustancia que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura dada para producir una disolución estable.

Una disolución es **saturada** cuando se ha disuelto de forma estable la máxima cantidad de soluto en el disolvente.

En disoluciones saturadas la concentración del soluto es igual a la solubilidad.

Una disolución es **no saturada** cuando la cantidad de soluto es menor que la máxima y **sobresaturada** cuando es mayor.

Una sustancia se puede disolver con o sin reacción con el disolvente.

El sodio metálico se disuelve en agua violentamente con desprendimiento de H_2 y calor. El sodio no se podría recuperar porque ha reaccionado



Sin embargo el NaCl puede recuperarse del disolvente por evaporación de agua, ya que no reacciona con el agua



La facilidad de disolución de un soluto depende de dos factores

Cambio de energía. El proceso es exotérmico si la energía del sistema disminuye.

Cambio en el desorden o entropía del sistema. Un aumento del desorden favorece el proceso de disolución.

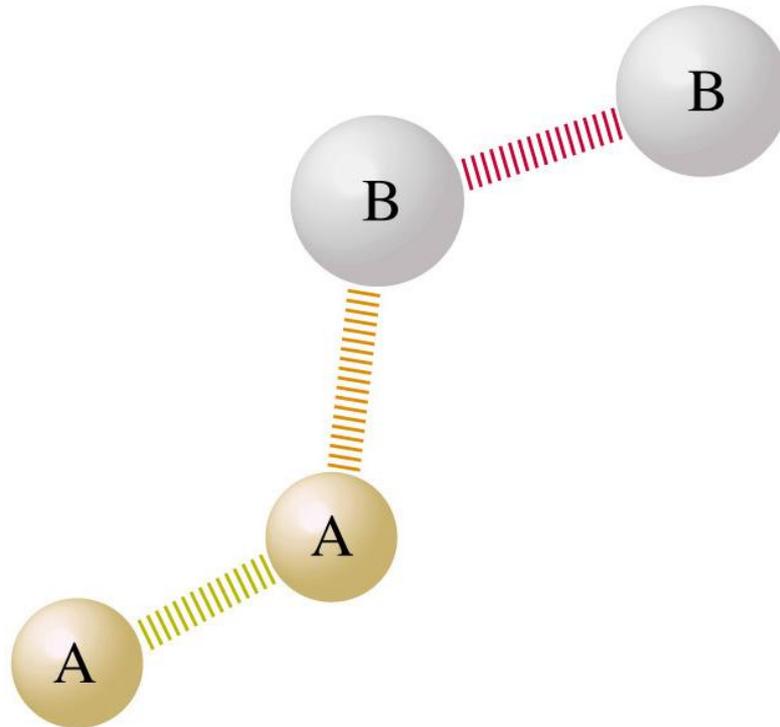
Si la disolución se calienta a medida que la sustancia se disuelve, quiere decir que se está liberando energía en forma de calor.

Este cambio energético se denomina calor de disolución ($\Delta H_{\text{disolución}}$) y depende principalmente de la intensidad con que interaccionan las partículas de soluto y del disolvente.

Las atracciones fuertes soluto-disolvente favorecen la solubilidad

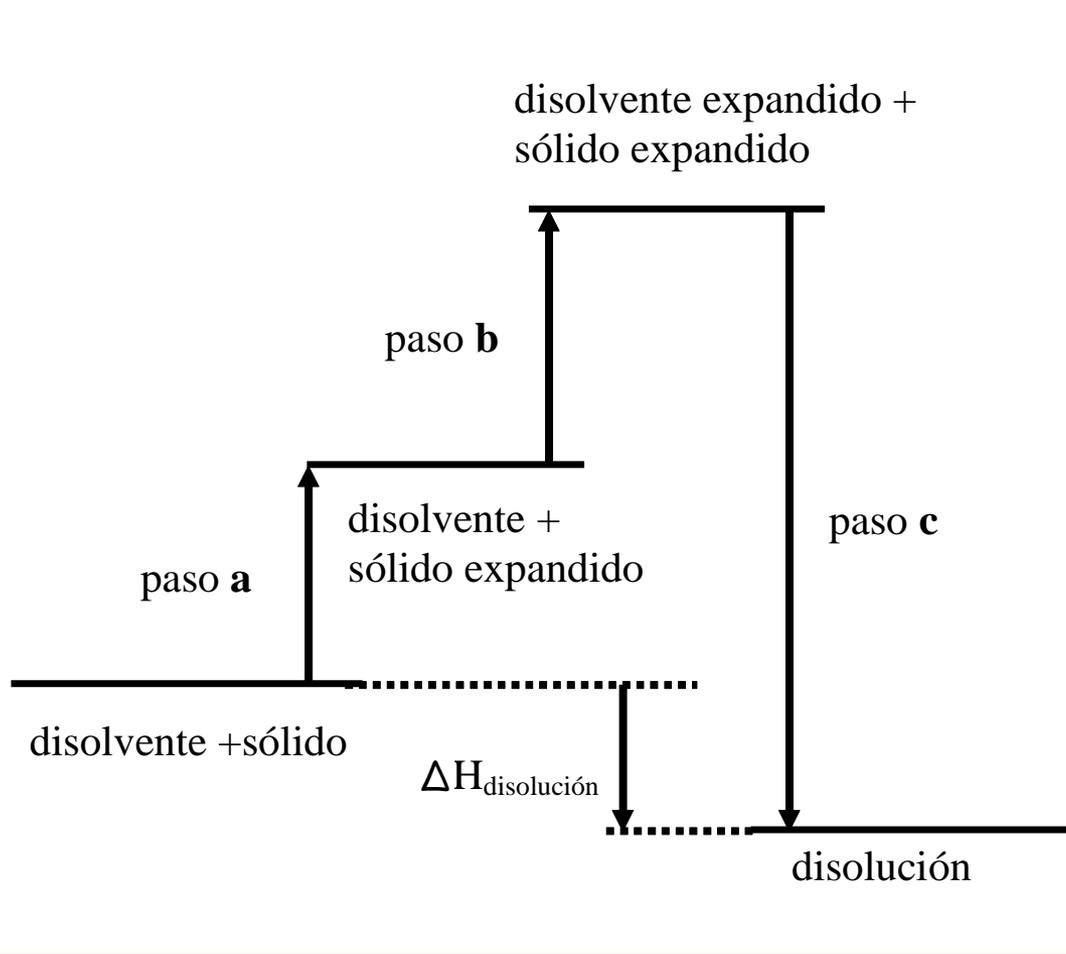
Las atracciones débiles disolvente-disolvente favorecen la solubilidad

Las atracciones débiles soluto-soluto favorecen la solubilidad



La figura representa la interacción de estos factores

Contenido Calórico (H)



La cantidad de calor absorbido en los pasos a y b para superar las fuerzas intermoleculares es menor que la cantidad de calor desprendido en el proceso de disolución en el que interaccionan las partículas de soluto y disolvente.

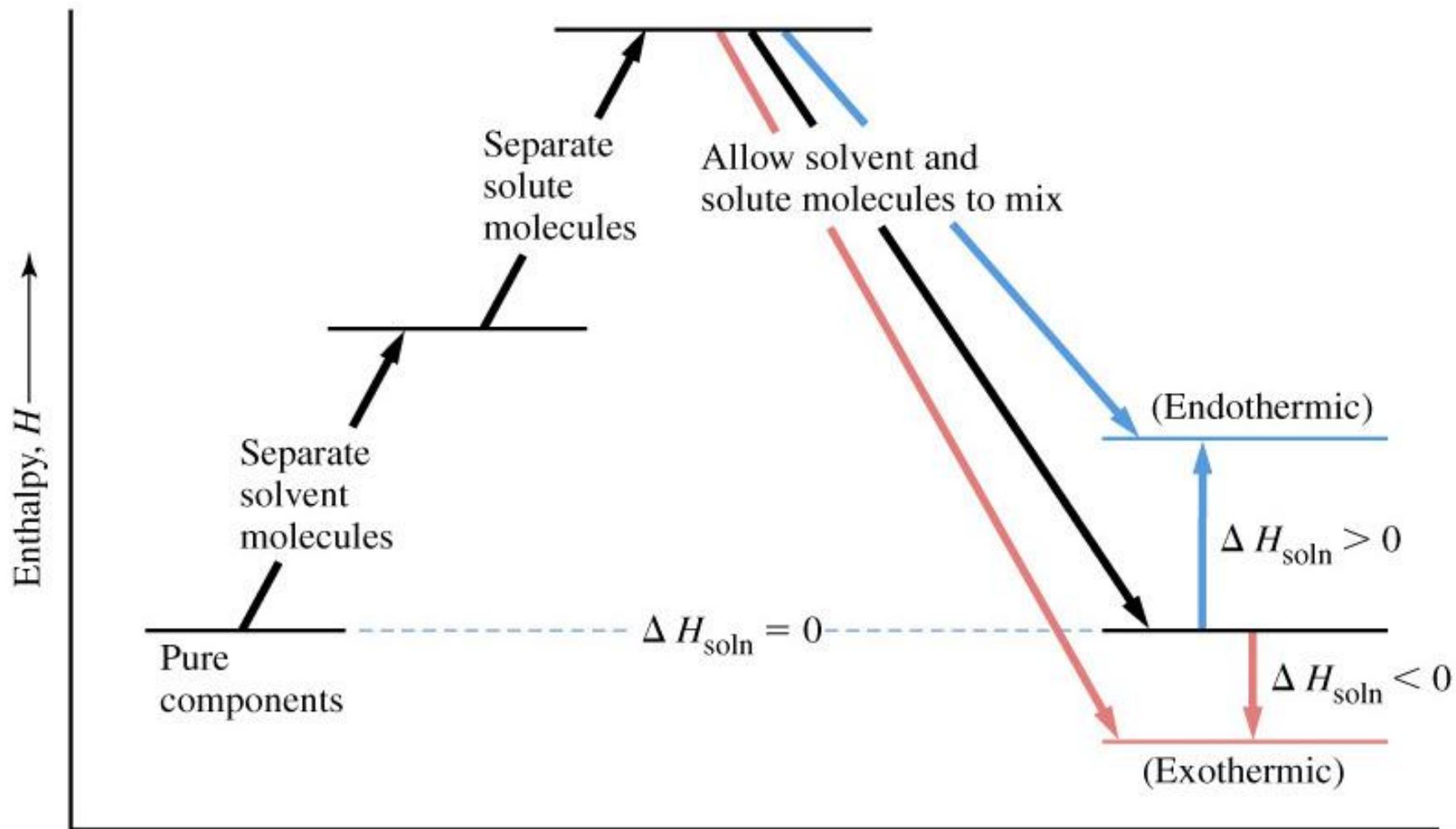
En un proceso endotérmico la cantidad de calor absorbido en a y b es mayor que el desprendido en c.

El proceso de disolución no es favorable.

Sin embargo el factor de desorden es favorable a la solubilidad.

Muchos sólidos se disuelven en líquidos mediante procesos endotérmicos.

La absorción de calor se ve compensada por el aumento de desorden (por el aumento de la entropía).



3.2.3 Tipos de disoluciones

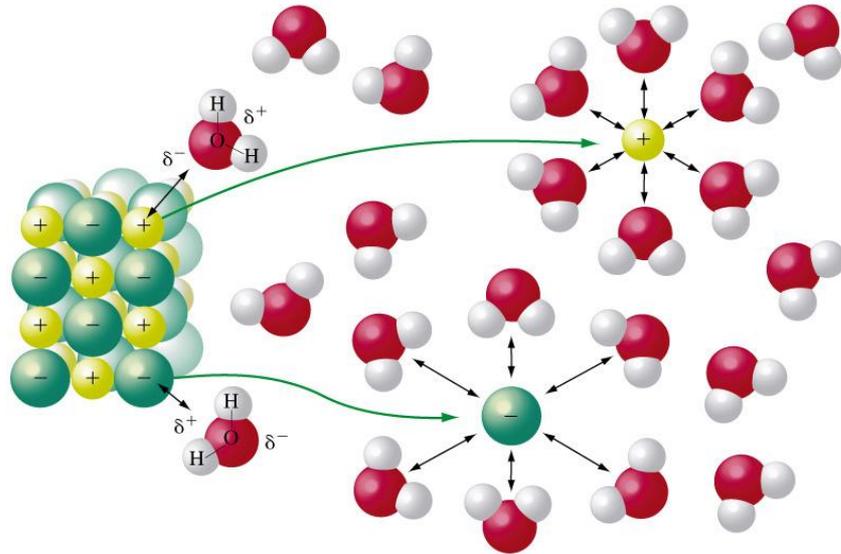
3.2.3.1 Disoluciones de sólidos en líquidos

Las disoluciones más importantes son las de sólidos en líquidos.

La habilidad de un sólido para disolverse depende en primer lugar de la naturaleza del sólido, es decir, si se trata de un sólido iónico o un sólido molecular.

Para un sólido iónico la capacidad de disolverse dependerá directamente del valor de su energía de red. Cuanto menor sea la energía de red cristalina más fácil será disolver el sólido. Además también depende de la entalpía de solvatación o hidratación si el disolvente es agua.

Si el disolvente es agua habrá que suministrar también energía para romper algunos de los puentes de hidrogeno entre las moléculas de agua.



Energía de hidratación se define como el cambio energético implicado en la hidratación de un mol de iones gaseosos.

La magnitud de la entalpía de hidratación dependerá de la densidad de carga de los iones (relación carga / radio), puesto que las atracciones ion-molécula de disolvente son esencialmente fuerzas electrostáticas.

Los iones más pequeños y con mayor carga tendrán por tanto mayor energía de hidratación, sin embargo, estos factores hacen que aumente también la energía de red, dificultando su ruptura.

Entalpía de disolución = Entalpía de hidratación + Entalpía de red

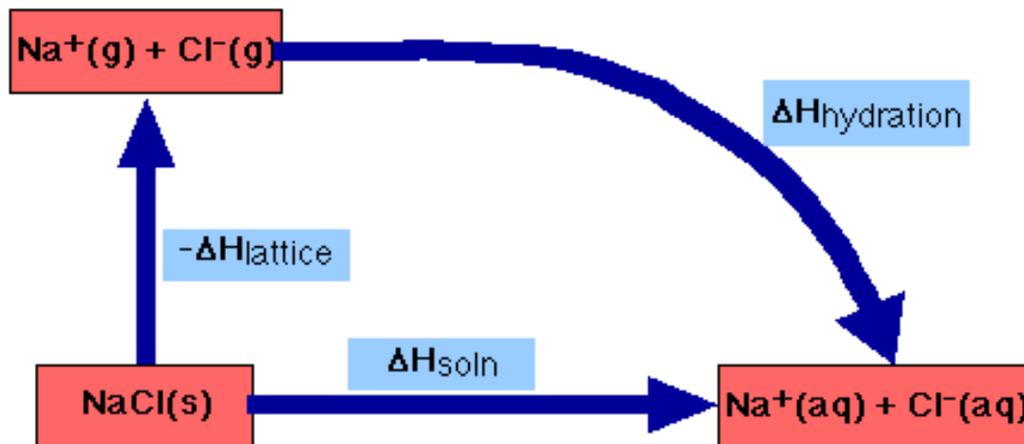
Para el cloruro de sodio

$$\Delta H_{\text{red}} = +786 \text{ kJ / mol}, \text{ y } \Delta H_{\text{hidr}} = -783 \text{ kJ / mol}$$

$$\Delta H_{\text{disol}} = \Delta H_{\text{hidr}} + \Delta H_{\text{red}} =$$
$$(-783.0 \text{ kJ / mol}) + (+786.9 \text{ kJ / mol}) = \underline{+ 3.9 \text{ kJ / mol}}$$

El calor de disolución es positivo, es decir, se absorbe calor cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, la temperatura de la mezcla disminuye ya que el proceso es ligeramente endotérmico.

En este caso el factor que controla la disolución del cloruro de sodio es el aumento de desorden o entropía en la mezcla, que siempre está favorecido



La habilidad para disolverse de los **sólidos moleculares** dependerá del tipo de fuerzas intermoleculares o de atracción entre las partículas.

Los sólidos apolares no se disuelven en disolventes polares como el agua, ya que no existe atracción significativa de soluto-disolvente.

Sin embargo, sí se disuelven en disolventes apolares como el benceno, ya que no hay fuerzas atractivas fuertes entre las moléculas de soluto ni entre las moléculas de disolvente.

Se puede decir que: **semejante disuelve a semejante**

3.2.3.2. Disoluciones de líquidos en líquidos

Miscibilidad se define como la habilidad de un líquido para disolverse en otro.

Deben tenerse en cuenta nuevamente tres tipos de interacciones.

soluto-soluto
disolvente-soluto
disolvente-disolvente

Las atracciones soluto-soluto son menores que en el caso de los sólidos, por lo que normalmente para líquidos miscibles el proceso de mezcla es exotérmico.

Los líquidos polares tienden a disolverse en líquidos polares:
Ej- CH_3OH , CH_3CN , EtOH , H_2SO_4 (*Semejante disuelve a semejante*)

Variación de la solubilidad de alcoholes en agua

<i>Alcohol</i>	<i>Solubilidad en H₂O a 20 °C</i>
CH ₃ OH (metanol)	infinito
CH ₃ CH ₂ OH (etanol)	infinito
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH (propanol)	infinito
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (butanol)	0.11 mol / 100g H ₂ O
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (pentanol)	0.030 mol / 100g H ₂ O
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH (hexanol)	0.0038 mol / 100g H ₂ O

Metanol y agua forman puentes de hidrogeno

Es fácil explicar este comportamiento en termino de fuerzas intermoleculares.

Las moléculas de agua interaccionan entre sí por puentes de hidrógeno.

Puesto que los alcoholes presentan grupos OH polares, van a formar también puentes de hidrógeno con las moléculas de agua.

Sin embargo a medida que aumenta el peso molecular del alcohol, el tamaño de la cadena alquílica apolar, disminuye la solubilidad, ya que las fuerzas predominantes van a ser fuerzas de dispersión de London.

Disolución de ácidos minerales en agua

El sulfúrico es un ejemplo del comportamiento de ácidos minerales.

Al disolverse, el protón o ion hidronio forma puentes de hidrogeno con las moléculas de agua. Se hidrata.

Se trata de un proceso exotérmico. Es fácil que la disolución hierva y produzca salpicaduras.

Si el componente mayoritario es agua, el calor puede ser absorbido con menor incremento de temperatura dado el elevado calor específico del agua.

Por esta razón el la preparación de disoluciones de ácidos, se diluyen siempre adicionando el ácido lentamente sobre el agua, nunca el agua sobre el ácido.

Los líquidos polares serán solubles en disolventes polares.

Los líquidos apolares serán solubles en disolventes apolares.

3.2.3.3 Disolución de gases en líquidos

Las fuerzas de atracción (*fuerzas de dispersión de London*) soluto-soluto son fuerzas muy débiles en el caso de los gases.

Por tanto, las fuerzas de atracción soluto-disolvente serán de la misma naturaleza.

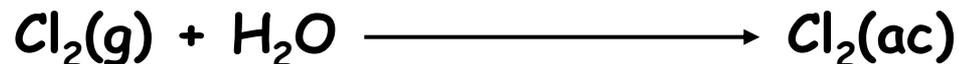
Sabemos que la magnitud de las fuerzas de London aumenta a medida que aumenta el peso molecular y el tamaño de la moléculas.

Por tanto la solubilidad de los gases aumenta a medida que aumenta el tamaño de las moléculas.

El Kr (83,4) es más soluble en agua que el Ar(39,9), más soluble a su vez que el O₂(32).

El Cl_2 sin embargo (70,8) es 50 veces más soluble que el Kr.

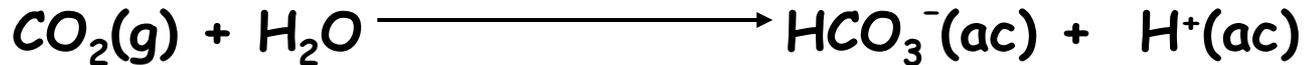
Esto se debe a que el Cl_2 reacciona con el agua para producir ácido hipocloroso.



Esta reacción química retira cloro gas de la disolución y permite la disolución de una mayor cantidad de cloro.

Por tanto, altas solubilidades de los gases pueden ser indicativas de que está teniendo lugar una reacción química además del proceso físico de disolución.

CO_2 y O_2 son ambos gases apolares que se disuelven ligeramente en agua.



Se disuelven 1,45g de CO_2 en 1 L de agua a 25 °C y 1 atm.

El O_2 es menos soluble 0,041 g/L

La mayor solubilidad del CO_2 es debida a su reacción con el agua así como su mayor peso molecular

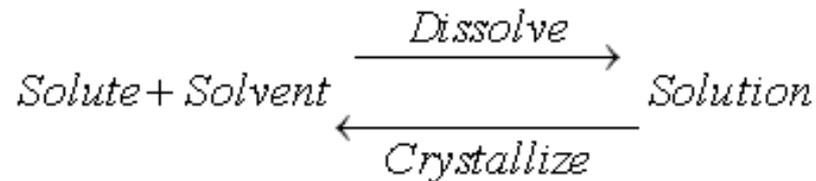
3.2.4 Velocidad de disolución y saturación

Cuando un sólido se introduce en agua algunas de las partículas de la superficie se solvatan y disuelven, llegando con el tiempo a su total disolución

La velocidad de este proceso disminuye con el tiempo porque el área superficial de los cristales se hace más y más pequeña.

Al mismo tiempo el número de partículas de soluto en disolución aumenta de modo que colisionan con el sólido más frecuentemente dando lugar a la cristalización.

Cuando se igualan las velocidades de ambos procesos se produce un equilibrio entre el sólido y sus iones disueltos.



En este punto la disolución está saturada

Se puede conseguir disolver más soluto del que permite este equilibrio. Por ejemplo aumentando la temperatura lo que da lugar a disolventes sobresaturadas en las que el soluto cristaliza con una pequeña perturbación o introduciendo un pequeño cristal de soluto llamado "cristal de siembra".

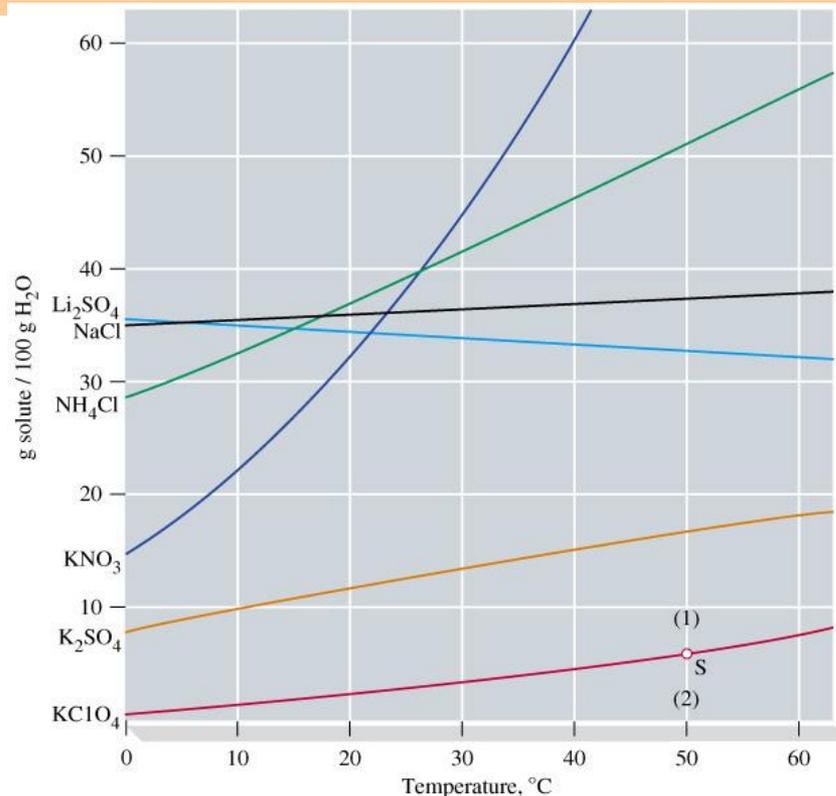
Por supuesto, es también posible disolver menos soluto del necesario para formar una disolución saturada. Estas disoluciones se dicen que están insaturadas.

3.2.5 Efectos de la temperatura y la presión sobre la solubilidad

En el caso de procesos de disoluciones endotérmicas un aumento de la temperatura favorece la disolución.

En el caso de procesos exotérmicos el aumento de la temperatura favorece el aumento de la entropía, favoreciendo así la disolución.

En general, la temperatura aumenta la solubilidad de las disoluciones.



Existen, sin embargo, algunos sólidos y muchos líquidos y gases que se disuelven mediante un proceso exotérmico, el proceso de disolución no cambia demasiado la entropía del sistema por lo que sus solubilidades disminuyen al aumentar la temperatura.

Un ejemplo de este tipo de compuestos cuya solubilidad disminuye con el aumento de la temperatura es el O_2 que disminuye su solubilidad el 22% de 25 °C (0.041 g /L) a 50 °C (0.03 g /L)

El efecto de la disminución de la solubilidad del oxígeno en el medioambiente se observa en la polución térmica, que es un aumento de la temperatura de ríos y lagos por el depósito de residuos calientes procedentes de plantas industriales.

Un ligero aumento en la temperatura del agua provoca un descenso pequeño pero significativo en la concentración del oxígeno disuelto en la misma.

Además, el agua caliente es menos densa que el agua fría y tiende a permanecer en la superficie impidiendo la disolución de oxígeno en capas profundas, resultando en un descenso de oxígeno en las capas más interiores de los ríos o lagos, con lo que los peces mueren por falta de oxígeno.

Otro efecto más conocido por nosotros, aunque menos trascendental es la pérdida de CO_2 en las bebidas carbonatadas a medida que estas se calientan.

3.2.6 Efectos de la presión sobre la solubilidad

Las variaciones de presión no afectan a las solubilidades de sólidos y líquidos. Sin embargo tienen efecto apreciable sobre la solubilidad de gases en líquidos.

La solubilidad aumenta al aumentar las presiones parciales de los gases.

Por ejemplo, en bebidas carbonatadas (disoluciones saturadas de CO_2 en agua), cuando se abre la lata, la presión de la superficie de la bebida se reduce a la presión atmosférica y gran parte del CO_2 sigue burbujeando en la disolución, con el tiempo la cantidad de CO_2 es siempre menor.

La ley de Henry se aplica a los gases que no reaccionan con el disolvente en el que se disuelven.

La presión de un gas sobre la superficie de una disolución es proporcional a la concentración del gas en la disolución.

$$P_g = k \times C_g$$

P_g = presión parcial del gas

C_g = concentración del gas

k = constante de Henry.

Su valor depende del gas y la temperatura.

3.3. Propiedades Coligativas de las disoluciones

Son las propiedades físicas que dependen del número, pero no del tipo de partículas de soluto en la disolución.

Hay 4 propiedades coligativas importantes que son directamente proporcional al número de partículas de soluto presentes.

1. Descenso de la presión de vapor
2. Aumento del punto de ebullición
(aumento ebulloscópico)
3. Descenso del punto de congelación
(descenso crioscópico)
4. Presión Osmótica

3.3.1 Descenso de la presión de vapor y la ley de Raoult

Una disolución que contiene como soluto un líquido no volátil o un sólido tiene menor presión de vapor que el disolvente puro.

La presión de vapor de un líquido depende de la facilidad con que las moléculas escapan de la superficie del líquido.

Cuando un soluto se disuelve en un líquido parte del volumen total se ocupa por moléculas de soluto.

Hay menos moléculas de disolvente por unidad de área en la superficie y las moléculas se evaporan a menor velocidad.

El efecto de desorden (entropía) también influye.

La disolución mezclada está más desordenada que el disolvente puro.

La evaporación del disolvente implica mayor desorden y está por tanto favorecida.

La ley de Raoult resume este efecto:

La presión de vapor de un disolvente en una disolución ideal es menor si contiene un soluto y es directamente proporcional a la fracción molar ($X_{\text{disolvente}}$) del disolvente en la disolución.

$$P_{\text{disolvente}} = X_{\text{disolvente}} \times P^{\circ}_{\text{disolvente}}$$

$P^{\circ}_{\text{disolvente}}$ = presión de vapor de disolvente puro (sin mezcla)

3.3.2 Elevación del punto de ebullición (Aumento ebulloscópico)

El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cuál su presión de vapor se iguala con la presión sobre su superficie. Para líquidos en recipientes abiertos esta es la presión atmosférica.

Hemos visto que la presión de vapor de un disolvente a una temperatura determinada disminuye por la presencia en él de un soluto no volátil.

Así pues, una disolución debe calentarse a una temperatura más elevada que el disolvente puro, para hacer que la presión de vapor del disolvente se iguale con la presión atmosférica.

De acuerdo con la ley de Raoult, la elevación del punto de ebullición es proporcional al número de moles de soluto disueltos en una masa determinada de disolvente

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

$$\text{molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del disolvente en kg}}$$

K_b = constante ebulloscópica o constante de elevación molal del punto de ebullición. Esta constante es diferente para distintos disolventes y no depende del soluto.

disolvente	Pe (°C)	K_b (°C/m)	Pf (°C)	K_f (°C/m)
H ₂ O	100	0.512	0	1.86
C ₆ H ₆	80.1	2.53	5.48	512
EtOH	78.4	1.22	-114.6	199
AcH	118.1	3.07	16.6	3.90
CHCl ₃	61.2	363	-63.5	4.68

disolvente	Pe (°C)	K _b (°C/m)	Pf (°C)	K _f (°C/m)
H ₂ O	100	0.512	0	1.86

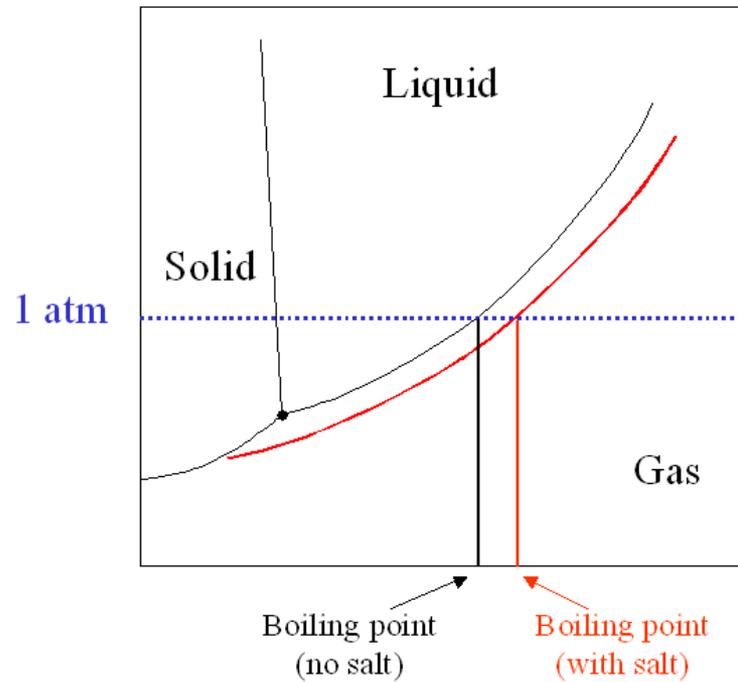
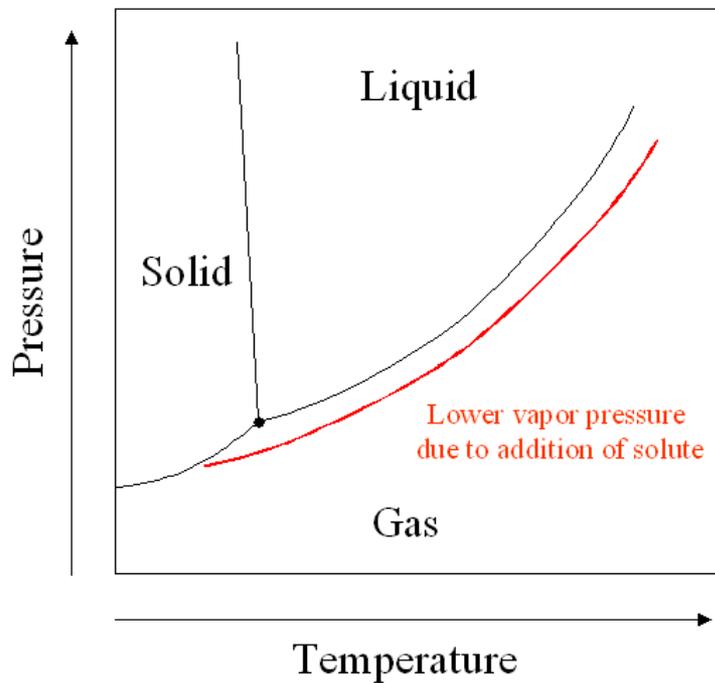
Para el H₂O K_b = 0,512 °C/m

- Una disolución acuosa 1 molal de sacarosa o cualquier disolución acuosa 1 molal en partículas de soluto no volátiles, hervirá a una temperatura 0,52 °C más alta que el agua pura.
- La elevación del punto de ebullición es proporcional al número de partículas de soluto.
- Por ejemplo, cuando NaCl se disuelve se forman 2 moles de partículas de soluto. 1 mol Na⁺ y 1 mol Cl⁻, por cada mol de NaCl disuelto. Por tanto, una disolución 1 molal de NaCl causa una elevación 2 veces mayor que una disolución 1 molal de un *no electrolito* como la sacarosa.

TABLE 14.2 Freezing-Point Depression and Boiling-Point Elevation Constants

Solvent	K_f	K_b
Acetic acid	3.90	3.07
Benzene	5.12	2.53
Nitrobenzene	8.1	5.24
Phenol	7.27	3.56
Water	1.86	0.512

Values correspond to freezing-point depressions and boiling-point elevations, in degrees Celsius, due to 1 mol of solute particles dissolved in 1 kg of solvent in an ideal solution. Units: $^{\circ}\text{C kg solvent (mol solute)}^{-1}$ or $^{\circ}\text{C } m^{-1}$.



Debido a que el soluto hace descender la presión de vapor del disolvente, el punto de ebullición de una disolución es más alto y el punto de fusión más bajo que los puntos correspondientes para el disolvente puro.

La magnitud de la elevación del punto de ebullición ΔT_b es menor que la magnitud del descenso del punto congelación ΔT_f .

3.3.3 Descenso del punto de congelación

El punto de congelación de un líquido es la temperatura a la cual las fuerzas de atracción entre las moléculas son lo suficientemente fuertes para vencer sus energías cinéticas y cambiar de fase líquida a fase sólida.

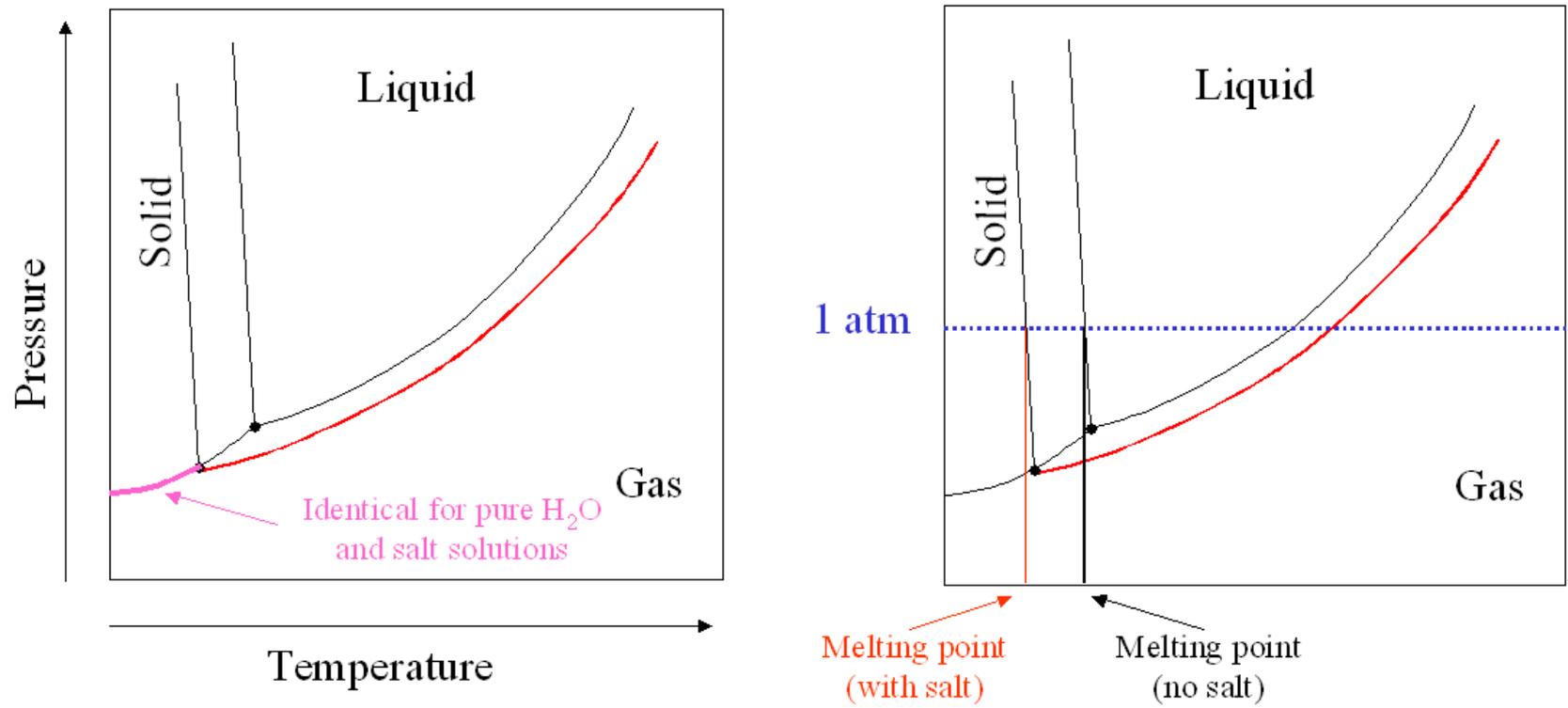
La temperatura a la cual las fases líquidas y sólidas están en equilibrio se denomina punto de fusión o congelación.

Las moléculas de disolvente en una disolución están algo más separadas entre sí que en el disolvente puro.

La temperatura de la disolución debe disminuirse por debajo del punto de congelación del disolvente puro para congelarla.

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

K_f = la constante crioscópica o constante molal del punto de fusión.



El agua de mar no congela en algunos días de mucho frío, mientras que esos mismos días si que lo hace el agua dulce, ya que el agua del mar contiene concentraciones de soluto muy elevadas.

Echar sales solubles como NaCl o CaCl_2 en una carretera helada disminuye el punto de congelación del hielo haciendo que se derrita, ya que existe un descenso del punto de congelación de la disolución agua/NaCl o CaCl_2

La adición de anticongelante, mayormente etilenglicol $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ al agua del radiador del coche, hace descender el punto de congelación del agua y también sirve para aumentar su punto de ebullición. (descenso crioscópico y aumento ebulloscópico)

La disolución permanece en fase líquida un intervalo más amplio de temperatura, protegiendo de la congelación y del sobrecalentamiento.

3.3.4. Propiedades Coligativas y disoluciones de electrolitos

SITUACIONES REALES

Las propiedades coligativas dependen del número de partículas del soluto.

Una disolución acuosa 0,100 molal de un compuesto que no se ionice produce una variación de la temperatura de fusión de:

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

$$\Delta T_f = 1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m \times 0.100 \text{ m} = 0.186 \text{ }^\circ\text{C}$$

Si fuese KBr 0,100 molal y la disociación fuese completa, la molalidad efectiva sería 0,200 molal

$$\Delta T_f = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m} \times 0,100 \text{ m} \times 2 = 0,372 \text{ }^\circ\text{C}$$

En una disolución iónica las interacciones eléctricas hacen que la disolución no se comporte idealmente, ya que algunos iones sufren asociación.

En una disolución más concentrada de KBr 1 molal se podría esperar:

$$\Delta T_f = 2 \times 1,86 = 3,72 \text{ }^\circ\text{C}$$

pero el descenso observado es sólo de 3,29 °C.

Una medida de la extensión de la disociación de un electrolito en agua es el factor van't Hoff.

(i) para la disolución

$$i = \frac{\Delta T_f(\text{real})}{K_f}$$

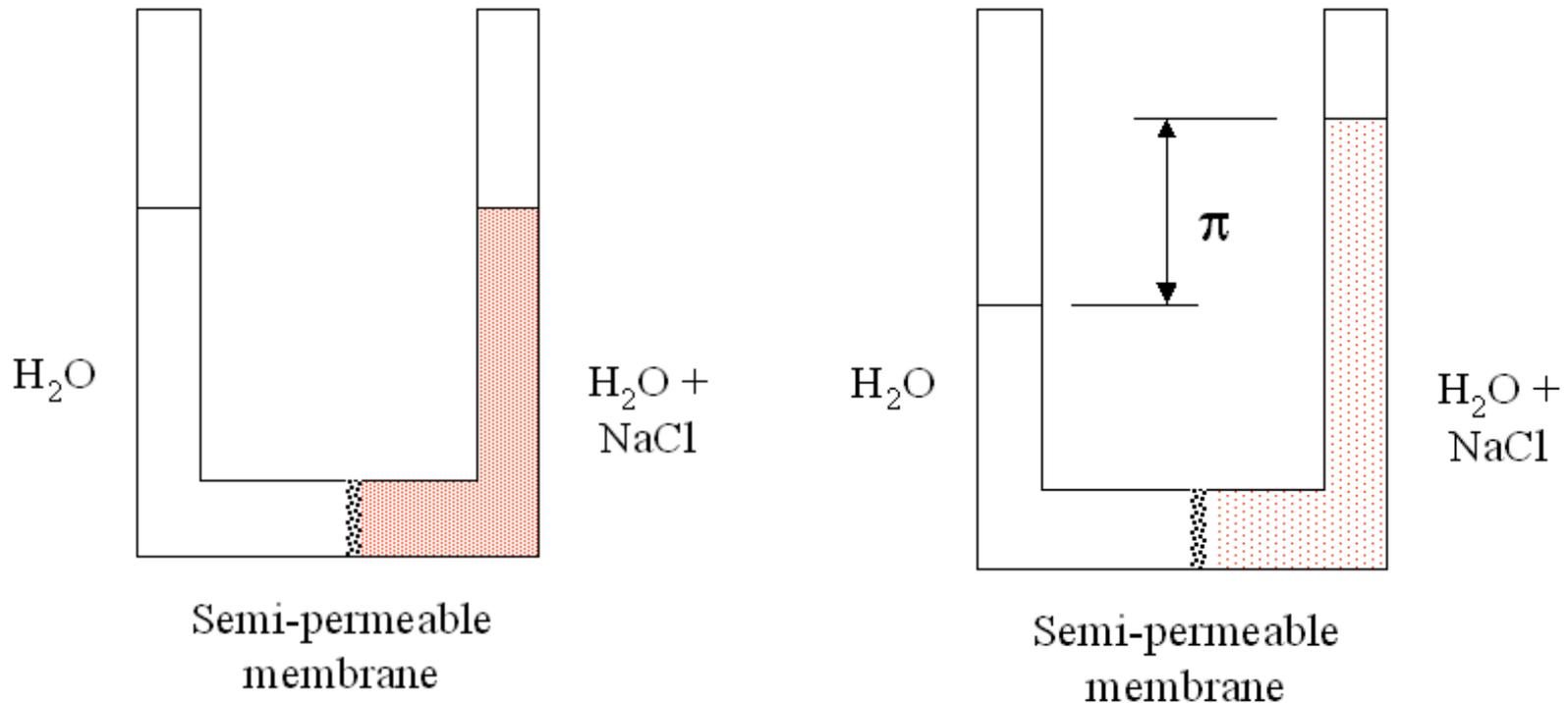
El valor i limite o ideal para KBr sería 2 (para Na_2SO_4 sería 3) para disoluciones de dilución infinita en que no hay ninguna disociación.

Para disoluciones de KBr 0.01 molal y 1.00 molal i es < 2

$$\text{Para } m = 1 \quad i = \frac{3.29}{1.86} = 1.77$$

3.3.5 Presión Osmótica

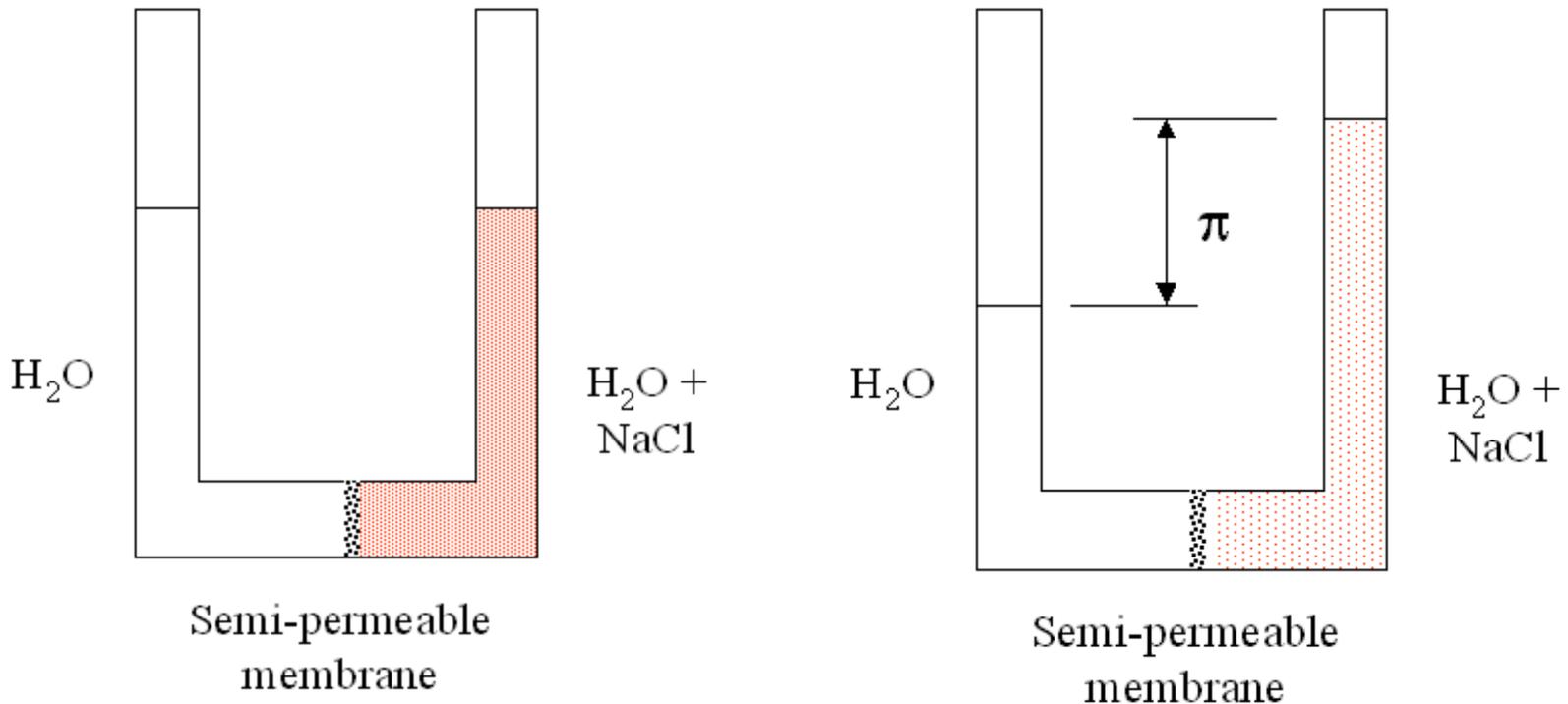
Ósmosis es el proceso espontáneo por el cual las moléculas de disolvente pasan a través de una membrana semipermeable desde una disolución de menor concentración hasta una disolución de mayor concentración de soluto.



Una membrana semipermeable separa las dos disoluciones.

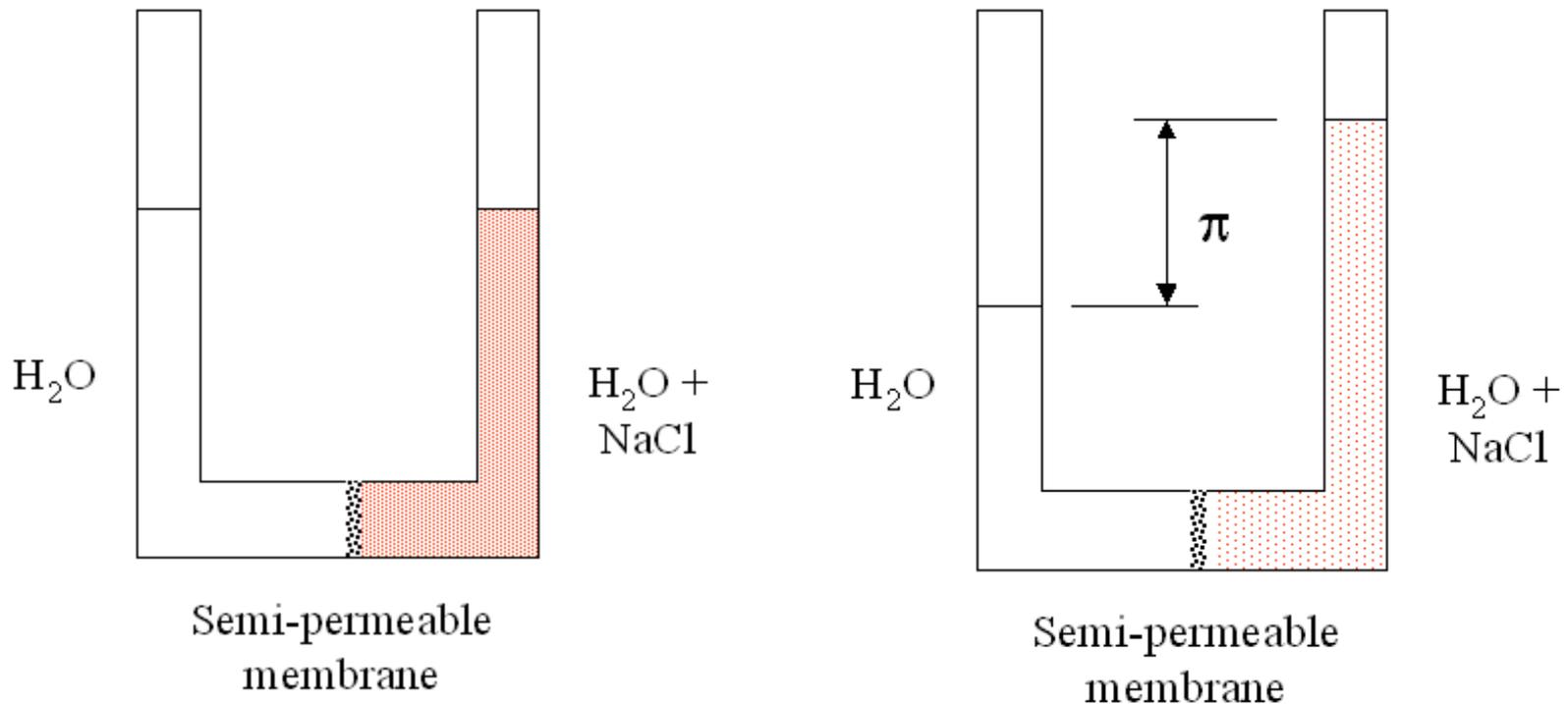
Las moléculas de disolvente pueden pasar a través de la membrana en ambas direcciones

Pero la velocidad a la que pasa hacia la disolución más concentrada es mayor que la velocidad en dirección opuesta.

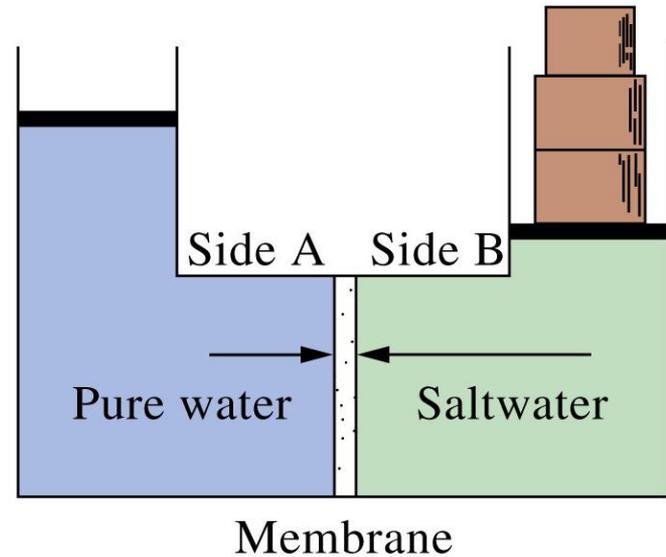


Las moléculas de disolvente continúan pasando a través de la membrana hasta que la presión hidrostática debida al peso de la disolución en la columna es suficiente para forzar a las moléculas de disolvente a volver a través de la membrana a la misma velocidad.

La presión ejercida bajo estas circunstancias se denomina **presión osmótica** de la disolución.



Si sobre la disolución concentrada se ejerce una presión superior a la presión osmótica, es posible hacer pasar moléculas de disolvente a la disolución diluida (osmosis inversa)



Un pepino en salmuera pierde agua por ósmosis y encoge hasta formar un encortido.



Las personas que comen comida muy salada retienen agua en las células y espacios intercelulares, la hinchazón resultante se denominan edema.

El movimiento del agua del suelo a las raíces se debe en parte al proceso de ósmosis.

La conservación de carne en sal o de frutas en azúcar protege contra bacterias.

Una bacteria en carne salada pierde agua, se encoge y muere.

3.4 Coloides

LECTURAS RECOMENDADAS

Coloides y suspensiones coloidales:

- Páginas 587 a 589 del Petrucci, 10ª Edición
- Páginas 541 a 543 del Chang, 10ª Edición

En internet:

- http://www.frbb.utn.edu.ar/carreras/materias/ing_sanitaria/Coloides.pdf
- Mirar en google, los resultados para la búsqueda:
Colloid chemistry and nanotechnology

3.4 Coloides

Una disolución es una mezcla homogénea en la que no tiene lugar sedimentación. Representa un extremo de las mezclas. El otro es la suspensión mezcla heterogénea en las que las partículas de soluto se depositan (precipitan).

Las coloides o dispersiones coloidales representan un tipo intermedio de mezcla en las que las partículas de soluto o fase dispersa se suspenden en el disolvente o fase dispersante.

Las partículas de soluto son pequeñas como para despreciar la precipitación pero lo bastante grande como para hacer que la mezcla aparezca turbia e incluso opaco.

La luz se dispersa al atravesar el coloide.

Phase of Colloidal Dispersion (i.e. "solvent" phase)	Colloidal "Solute" phase	Official Name	Example
Gas	Liquid	Aerosol	Fog
Gas	Solid	Aerosol	Smoke
Liquid	Gas	Foam	Whipped cream
Liquid	Liquid	Emulsion	Homogenized Milk
Liquid	Solid	Sol	Paint
Solid	Gas	Solid foam	Marshmallow
Solid	Liquid	Solid emulsion	Butter
Solid	Solid	Solid Sol	Ruby glass

El tamaño de la partícula dispersa es la propiedad que se usa para clasificar una mezcla como coloide.

Varia entre 10 y 10000 Å.

La dispersión de la luz al atravesar un coloide se conoce como *efecto Tyndall*.



Un ejemplo es la dispersión de las luces de un automóvil por la niebla o bruma.

El fenómeno de la adsorción

Puesto que las partículas coloidales están finamente divididas tienen una alta superficie total con relación a su volumen.

Los átomos en la superficie están enlazados solo a otros átomos de otras partículas.

Interaccionan por tanto con todo lo que entra en contacto con la superficie, adsorben iones formando una capa externa de absorción.

Un sol rojo brillante se forma al mezclar agua caliente con una disolución de FeCl_3



Cada partícula es un cluster de Fe_2O_3 hidratado que atraen iones Fe^{3+} .



3.4.1. Coloides hidrofílicos e hidrofóbicos

Los coloides se clasifican según las características de las partículas superficiales dispersas en hidrofílicos (quieren agua, les gusta el agua) e hidrofóbicos (no quieren agua, no les gusta el agua).

Las proteínas como la hemoglobina (proteína que transporta el oxígeno) forman soles hidrofílicos cuando se suspenden en fluidos salinos acuosos, como el plasma sanguíneo.

Son macromoléculas que se retuercen de modo que los grupos polares se exponen al fluido mientras que los grupos apolares están encapsuladas.

3.4.1.1. Coloides hidrofóbicos

Los coloides hidrofóbicos no pueden existir en disolventes polares sin la presencia de agentes emulsionantes.

Estos agentes recubren las partículas de la fase dispersa para evitar su coagulación en una fase separada.

La leche y la mayonesa son ejemplos, se mantienen en suspensión con la ayuda de agentes emulsionantes (caseína en la leche y yema de huevo en la mayonesa).

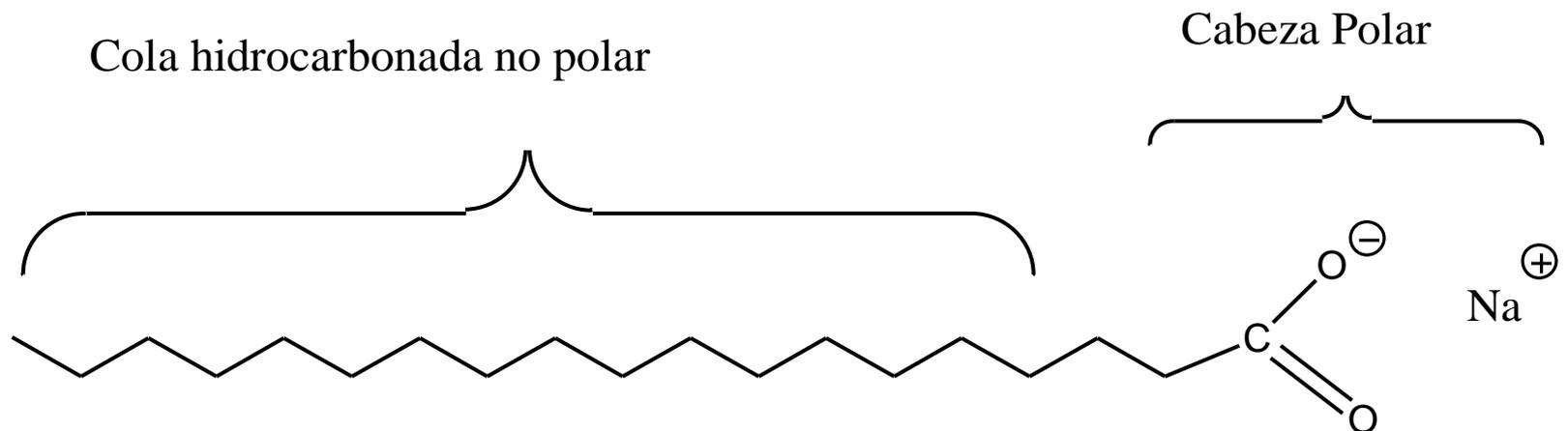
El aceite no polar y el vinagre polar se pueden mezclar por agitación pero en reposo las partículas de agua repelen las partículas no polares de aceite, de modo que el aceite flota en la parte superior.

Otro tipo de agentes emulsionantes o emulsificantes son los jabones y detergentes.

Su función esta controlada por las interacciones intermoleculares que resultan de sus estructuras.

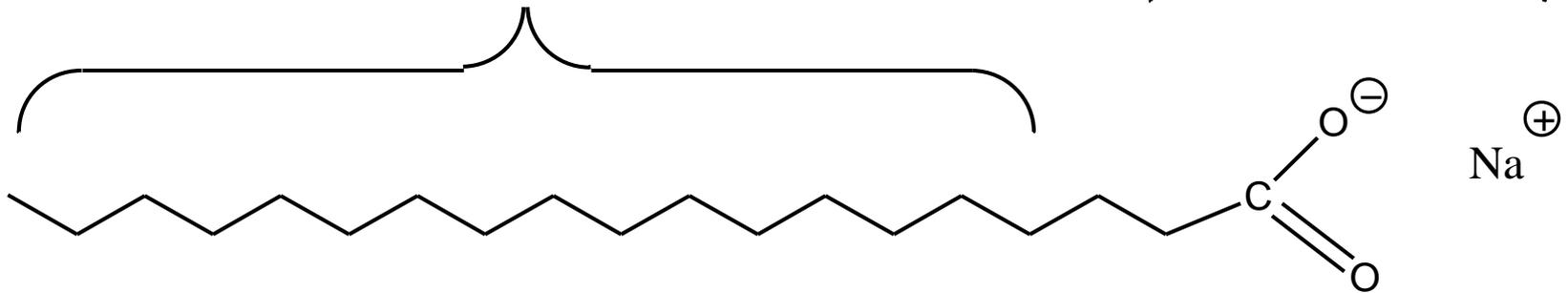
Los jabones son sales sódicas de ácidos orgánicos de cadena larga llamadas ácidos grasos.

Estearato de sodio



Cola hidrocarbonada no polar

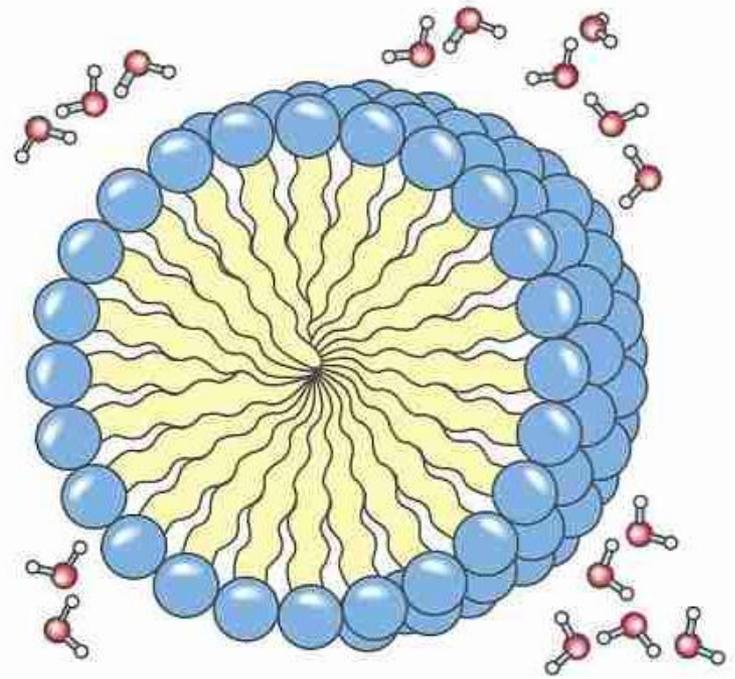
Cabeza Polar



La cabeza polar es soluble en agua mientras que la cola es soluble en aceite y grasa.

Los grupos de tales iones se pueden dispersar en agua formando micelas, sus colas insolubles hacia el interior y las solubles orientadas hacia fuera.

El aceite y la grasa se disuelven en agua jabonosa porque se absorben en el interior de las micelas apolares.

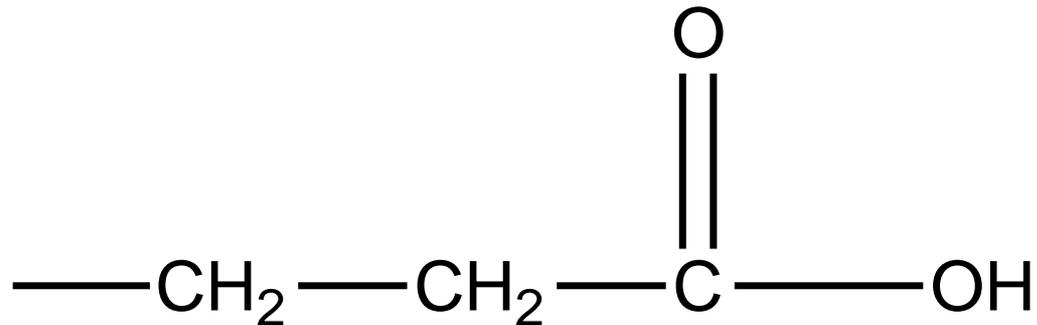


3.4.1.2. Coloides hidrofílicos

La hemoglobina es la proteína de la sangre responsable del transporte de O_2 .

Existe una enfermedad genética denominada anemia de células palaformes en la que las moléculas de hemoglobina son anormales tienen menor solubilidad la hemoglobina cristaliza deformando las células.

Las moléculas de hemoglobina normales son:



La cadena lateral termina en un grupo polar que contribuye a la solubilidad de agua.

En personas enfermas la cadena es no polar, la hemoglobina forma agregados demasiado grandes para permanecer en suspensión de fluidos biológicos.

