

Propiedades coligativas de las disoluciones



¿Por qué es importante conocer la proporción de los componentes de una disolución química?

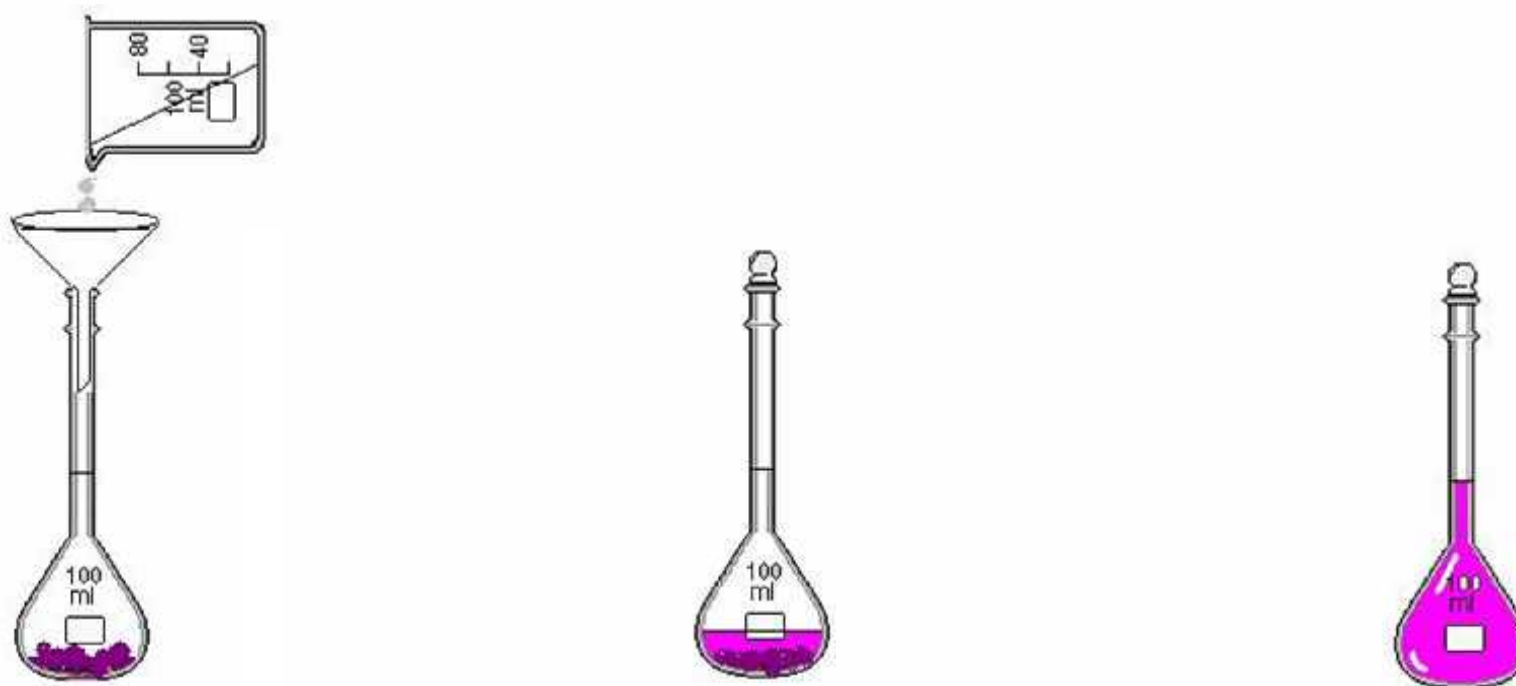
¿Qué será más conveniente cuando calentamos agua para cocinar algún alimento: agregar sal antes o después que hierva el agua?



Disoluciones Químicas

Son mezclas homogéneas, uniformes y estables

Soluto + Disolvente = Solución



<http://www.youtube.com/watch?v=fepRvmQ6Uo>



¿Qué son las propiedades coligativas?

Son aquellas propiedades físicas de las soluciones que dependen más bien de la cantidad de soluto que de su naturaleza

Los líquidos poseen distintas propiedades físicas, tales como:

- densidad
- punto de ebullición
- punto de congelación
- viscosidad
- conductividad eléctrica

Para los líquidos, cada una de estas propiedades presenta un valor definido y característico.

Cuando un soluto y un disolvente se combinan para formar una disolución, el resultado es una mezcla que posee propiedades físicas propias, diferentes a aquellas que poseían el soluto y disolvente originalmente y por separado. De acuerdo con lo anterior, estas propiedades pueden clasificarse en constitutivas y coligativas.





profequimreyes2.blogspot.com

Propiedades de las disoluciones químicas

Las cuales dependen de la...

Naturaleza del soluto

Propiedades constitutivas
Densidad
Viscosidad
Conductividad eléctrica

Concentración del soluto en la disolución

Propiedades coligativas
Disminución de la presión de vapor
Aumento del punto de ebullición
Disminución del punto de congelación
Presión Osmótica

https://www.youtube.com/playlist?list=PL0a7joqxojG_ozedlpW7ZpWhseddoYCP



Características de las propiedades coligativas

Una solución formada por un solvente y un soluto no volátil, tiene propiedades muy particulares, dado que solo el solvente puede evaporarse.



La concentración del soluto altera algunas propiedades físicas de la solución, llamadas **propiedades coligativas**



Las propiedades coligativas, solo dependen del solvente y de la cantidad de partículas en solución **Y NO DEPENDEN DE LA NATURALEZA DEL SOLUTO**



Cuatro son las propiedades coligativas

⊗ Disminución de la presión de vapor

⊗ Disminución del punto de congelación

⊗ Aumento del punto de ebullición

⊗ Presión osmótica

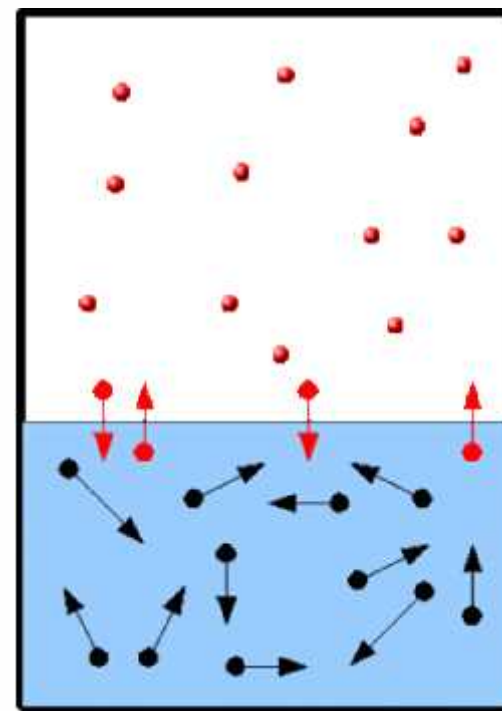


Presión de vapor

Es la presión ejercida por un vapor sobre su estado líquido cuando ambos están en equilibrio dinámico

La presión de vapor aumenta a medida que aumenta la temperatura.

Líquidos diferentes a la misma temperatura tienen diferentes presiones de vapor




www.sabelotodo.org

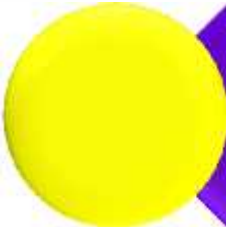




Soluto no volátil: contribución despreciable a la presión de vapor de la disolución



Si la presión de vapor no es despreciable a la temperatura de la disolución, su X será lo suficientemente pequeña como para ignorar su contribución



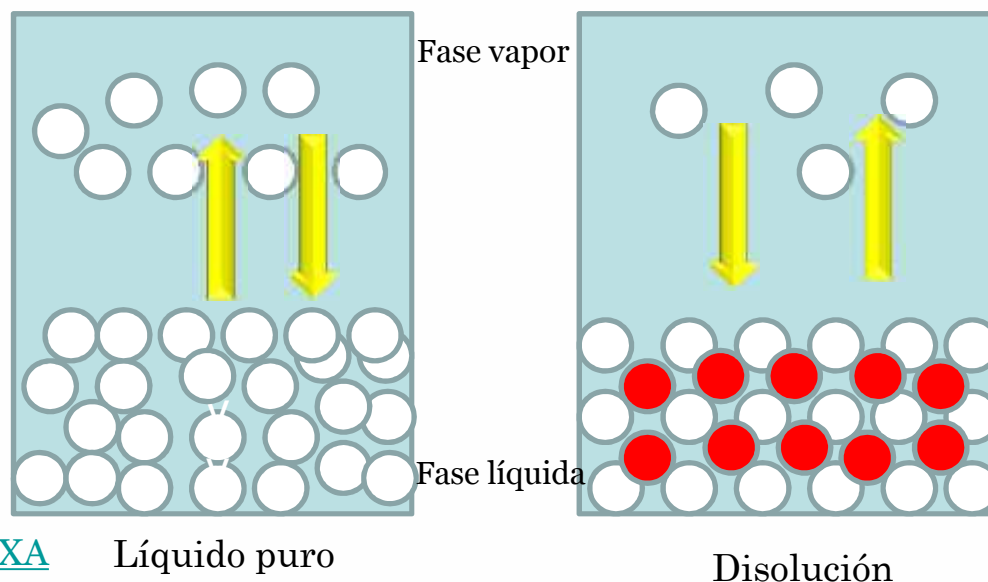
Presión de la solución se debe sólo al componente A (solvente)



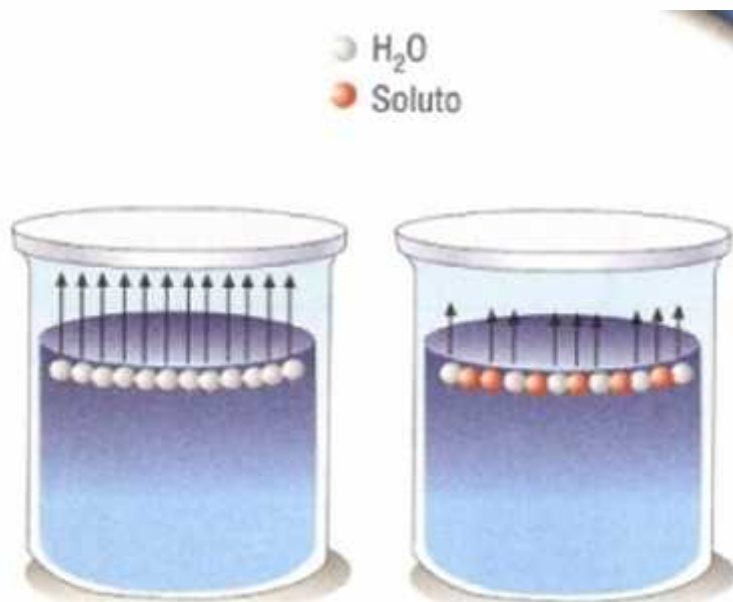
Descenso de la presión de vapor del solvente

A una determinada temperatura siempre la presión de vapor del solvente (P_1) en una solución, es menor que la presión de vapor del solvente puro (P_1°) y esta disminución es directamente proporcional a la fracción molar del solvente (X_1). Este comportamiento se conoce como LEY DE RAOULT, en que:

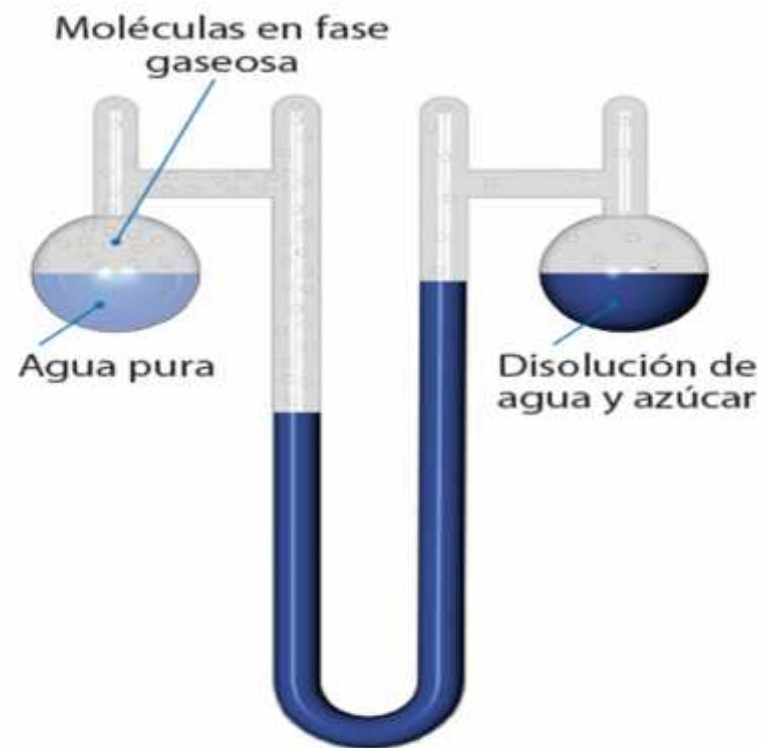
$$P_1 = X_1 \times P_1^\circ$$



El sub-índice 1 se reserva para el solvente y 2 para un soluto. Por ejemplo, en agua pura a 20°C , la presión de vapor es de 17,54 mmHg. A la misma temperatura en una solución de azúcar, de concentración $X_2=0,10$, el vapor de agua ejerce una presión de 15,79 mmHg



www.quimicavalgomas.com



▲ Comparación de las presiones de vapor del agua pura y una disolución de sacarosa.

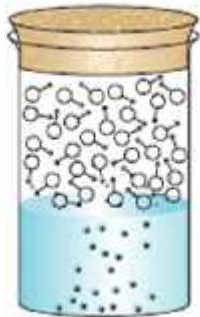


Volatilidad de solutos

Tipo de líquido	Presión de vapor (25 °C)	Fuerzas intermoleculares
Volátil	Alta	Muy débil
No volátil	Muy bajas	Fuertes

Poca atracción entre sus moléculas

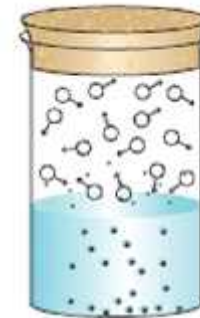
Volátil



Presión vapor mayor

Gran atracción entre sus moléculas

No Volátil



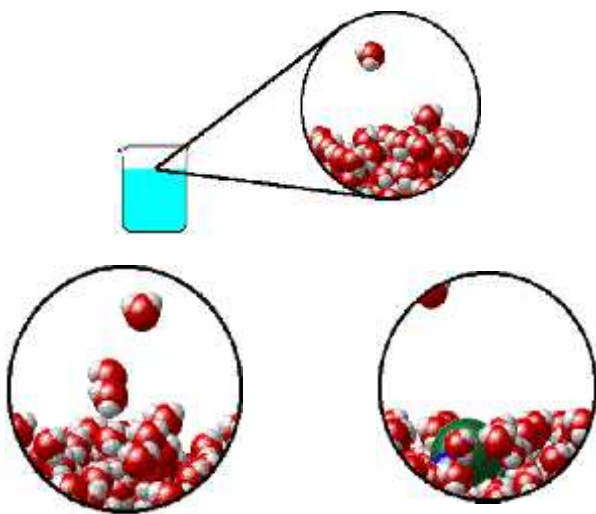
Presión vapor más baja



Ahora, si el soluto es **volátil** la presión de vapor de la solución será la suma de las presiones parciales de los componentes de la mezcla.

Soluto

$$P_A = X_A \cdot P_A^{\circ}$$



Solvente

$$P_B = X_B \cdot P_B^{\circ}$$

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B$$



Disminución de la presión de vapor (soluto no electrolito)

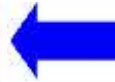
$$P_A = x_A P_A \quad \longrightarrow \quad P_A = (1 - x_B)P_A \quad \longrightarrow \quad P_A = P_A - x_B P_A$$

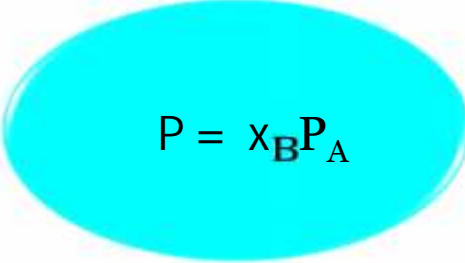


$$P_A - P_A = - x_B P_A$$



$$P_A - P_A = x_B P_A$$

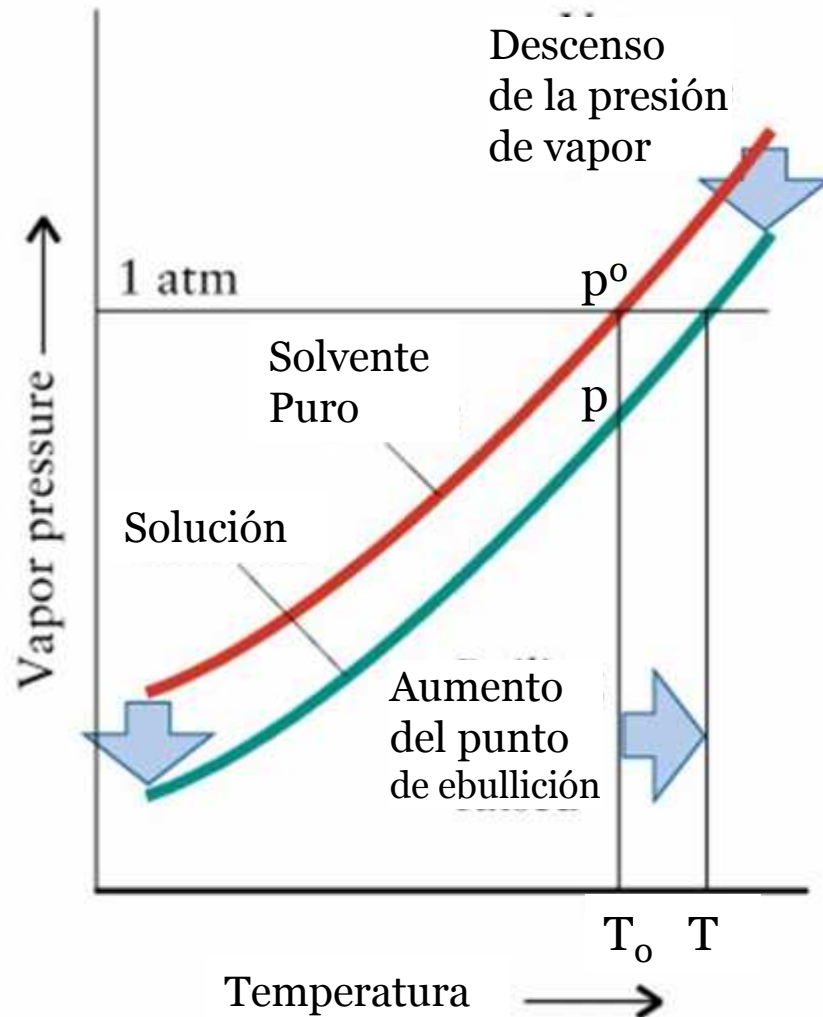



$$P = x_B P_A$$

ΔP es independiente de la naturaleza de B. Sólo depende de la x en la solución



Punto de ebullición solvente



Temperatura a la que la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa.

la presión de vapor del solvente en solución disminuye

aumenta el punto de ebullición del solvente en solución

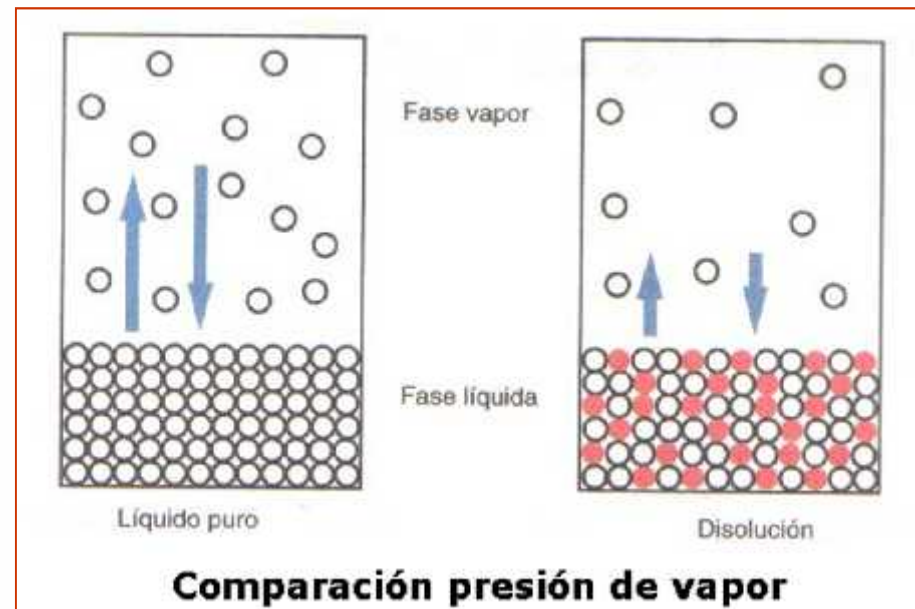




En resumen

- Si a un líquido se le agrega un soluto **No volátil** habrá un descenso de la presión de vapor.

Ley de Raoult : “A una temperatura constante, el descenso de la presión de vapor es proporcional a la concentración de soluto presente en la disolución”



Lo que
cuantitativamente se
expresa como:

$$P = X_{\text{disolvente}} \cdot P^{\circ}_{\text{disolvente puro}}$$

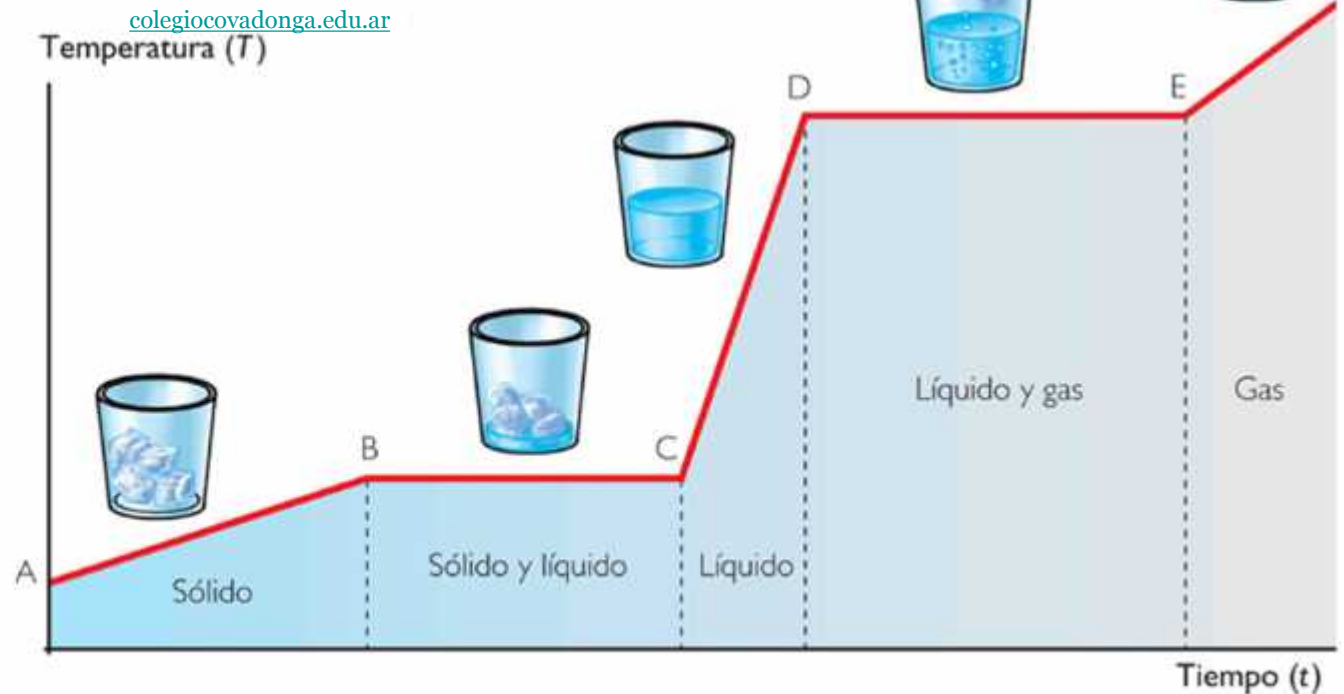


Aumento del punto de ebullición

Cualquier disminución en la presión de vapor producirá un aumento en la temperatura de ebullición, ya que la presión del vapor se igualará a la presión atmosférica a mayor temperatura.

$$\Delta T_e = T_{e_{\text{disolución}}} - T_{e_{\text{disolvente puro}}}$$

	Ascenso del punto ebullición
	Punto ebullición disolución
	Punto ebullición disolvente
ΔT_e	
$T_{e_{\text{disolución}}}$	
$T_{e_{\text{disolvente puro}}}$	



Cuando se agrega un soluto no volátil a un solvente puro, el punto de ebullición de éste aumenta.

Punto de ebullición de la solución > Punto de ebullición del solvente puro



www.cocinaconchinchon.es



laboratorio-quimico.blogspot.com

<http://www.youtube.com/watch?v=6UbUIrAD1yI>



Sin duda, el punto de ebullición de un líquido ocurre cuando la presión de vapor de este se iguala a la presión atmosférica.

El aumento en el punto de ebullición de la solución (T_e) respecto al solvente puro (T_e^0) es proporcional a la concentración molar del soluto.

Cuando una solución es calentada, debido a que su presión de vapor es mas baja que el solvente puro, hay que elevar mas la temperatura para hacerla hervir.



El ascenso del punto de ebullición depende de la concentración del soluto, siendo la relación directamente proporcional:

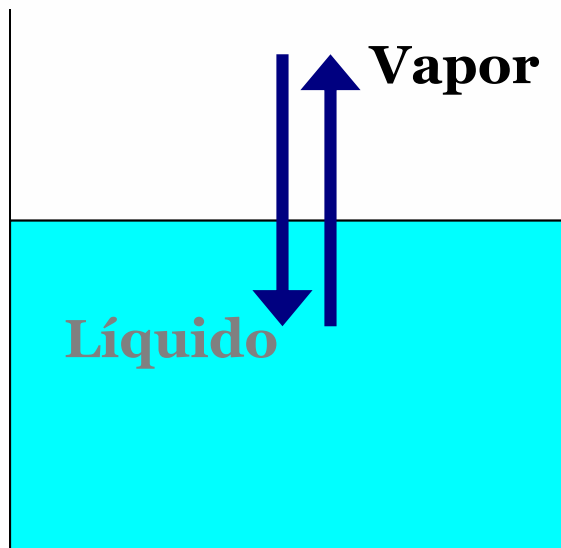
$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

K_e (°C/molal)
m

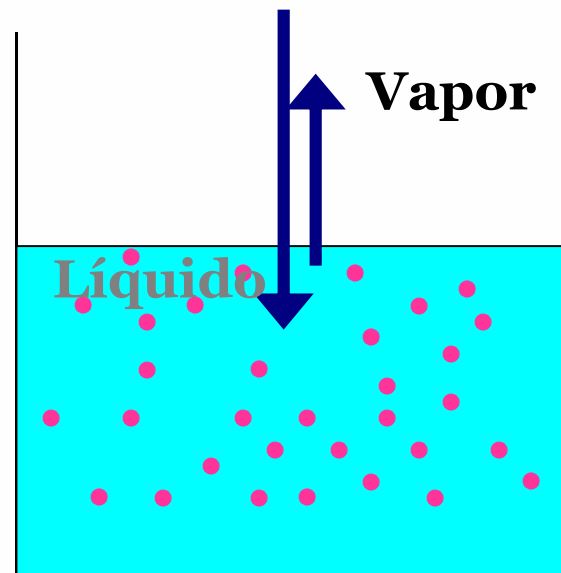
Constante ebulloscópica establece el ascenso del punto ebullición de una disolución 1 molal

Es la molalidad

solvente puro



solvente con soluto (no volátil)



Constante molal de elevación del punto de ebullición para algunos disolventes

Disolvente	Punto de ebullición (°C)	K_b (°C m^{-1})
Agua (H ₂ O)	100	0,52
Benceno (C ₆ H ₆)	80,1	2,53
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	78,4	1,22



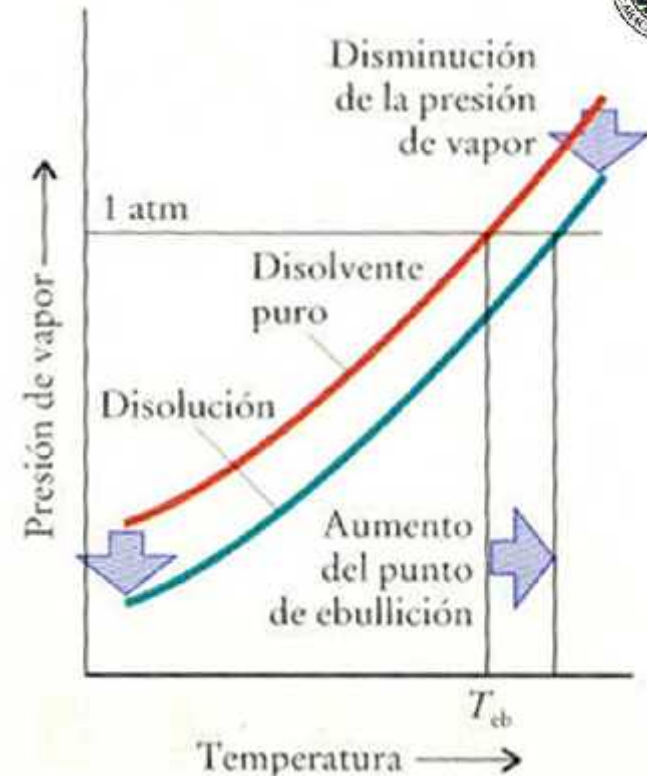


Aumento ebulloscópico

Consecuencia de la
disminución de la presión de vapor



la temperatura de ebullición
de la disolución es mayor
que la del disolvente puro.



¿Cuánto? $\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^* = k_{eb} \times m$

Constante
ebulloscópica

- Propiedad del disolvente (no depende del soluto)
- Unidades: $K \times kg \times mol^{-1}$

Aplicación: determinación de pesos moleculares \rightarrow ebulloscopia

$$\Delta T_e = K_e \cdot m$$

Donde:

ΔT_e = Aumento del punto de ebullición

K_e = Constante molal de elevación del punto de ebullición

m = molalidad de la solución

$$\Delta T_e = T_e \text{ solución} - T_e \text{ solvente}$$



Algunas propiedades de disolventes comunes

Solvente	Pe (°C)	K _b (°C/m)	Pf(°C)	K _f (°C/m)
Agua	100,0	0,512	0,0	1,86
Benceno	80,1	2,53	5,48	5,12
Alcanfor	207,42	5,61	178,4	40,00
Fenol	182,0	3,56	43,0	7,40
Ac. Acético	118,1	3,07	16,6	3,90
CCl ₄	76,8	5,02	- 22,3	29,8
Etanol	78,4	1,22	- 114,6	1,99



Disminución del punto de congelación

La congelación se produce cuando todas las moléculas del estado líquido pasan al estado sólido. El punto de congelación es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido coincide con la presión de vapor del sólido, es decir, el líquido se convierte en sólido.

Cuando el agua de una disolución alcanza el punto de congelación, sus moléculas se enlazan, rompiendo las interacciones con el soluto disuelto. Esto ocasiona un descenso de la presión de vapor y, por lo mismo, una disminución en el punto de congelación en relación con el disolvente puro (0 °C).



$$\Delta T_c = T_c^{\circ} \text{disolvente puro} - T_c \text{disolución}$$

ΔT_c	Descenso punto congelación
$T_c \text{disolución}$	Punto congelación disolución
$T_c^{\circ} \text{disolvente puro}$	Punto congelación disolvente





- Cuando la masa de una solución es sometida a bajas temperaturas hasta la congelación, el fenómeno se invierte, puesto que el punto de congelación de la solución (T_c) es mas bajo que el punto de congelación del solvente puro (T_c°).

El descenso del punto de congelación es directamente proporcional a la concentración molal de la solución:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

K_c ($^\circ\text{C}/\text{molal}$)	Constante crioscópica representa el descenso del punto de congelación de una solución 1 molal
m	Es la concentración molal de la solución

<http://www.youtube.com/watch?v=bsF8gLTgb5Y>

Cuando se agrega un soluto no volátil a un solvente puro, el punto de congelación de éste disminuye.

Punto de congelación de la solución < Punto de congelación del solvente puro



vickipaininfinito.blogspot.com



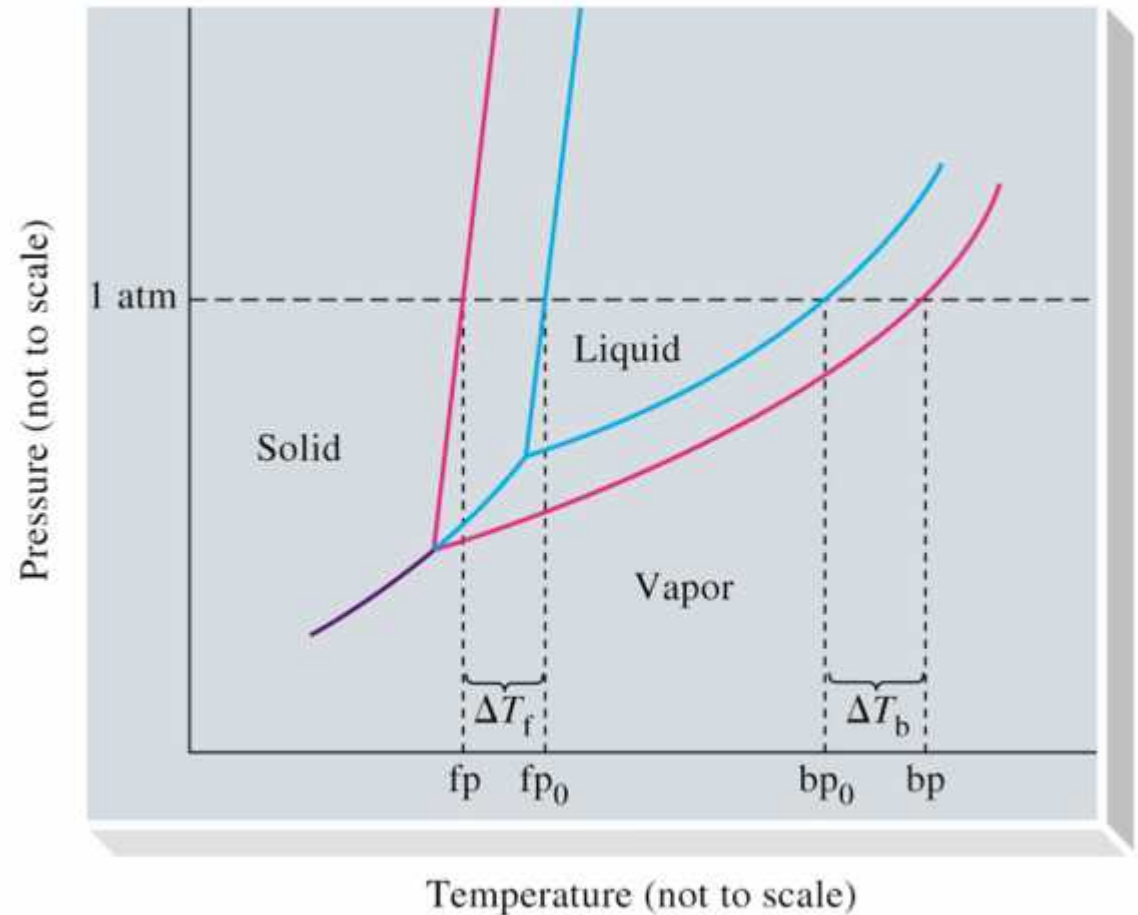
Descenso crioscópico

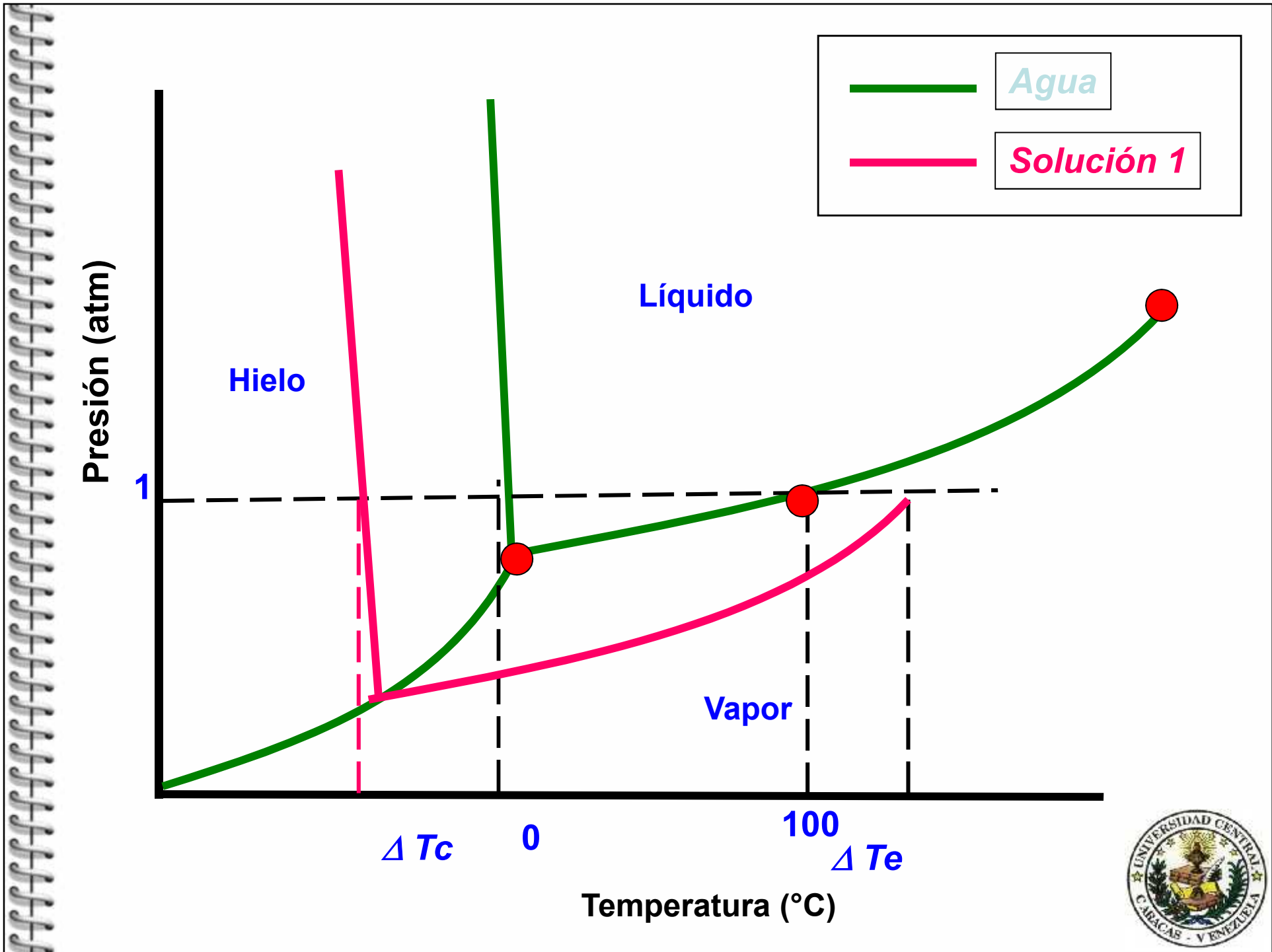
La adición del soluto provoca un descenso del punto de fusión.

$$\Delta T_f = T_f^* - T_f = k_f \cdot m$$

Constante
crioscópica

- Propiedad del disolvente (no depende del soluto)
- Unidades: $K \times kg \times mol^{-1}$





En resumen

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

Donde:

ΔT_f = Disminución del punto de congelación

K_f = Constante molal de descenso del punto de congelación

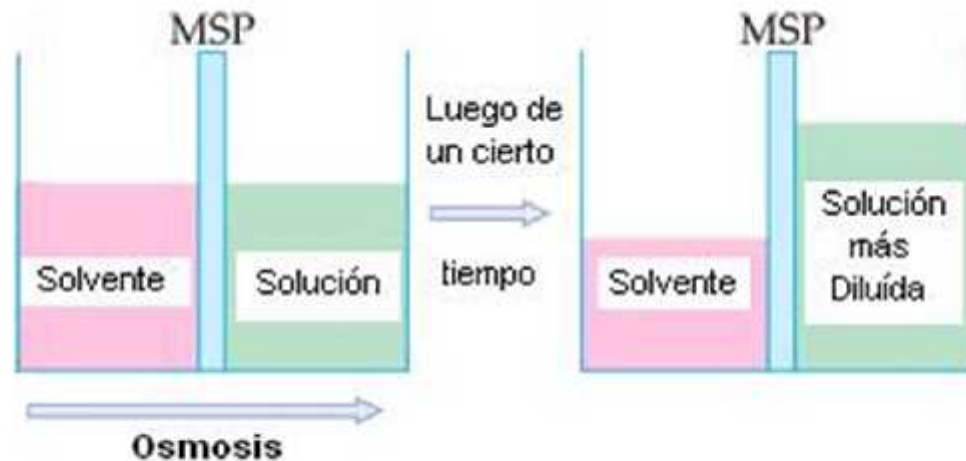
m = Molalidad de la solución

$$\Delta T_f = T_f \text{ solvente} - T_f \text{ solución}$$



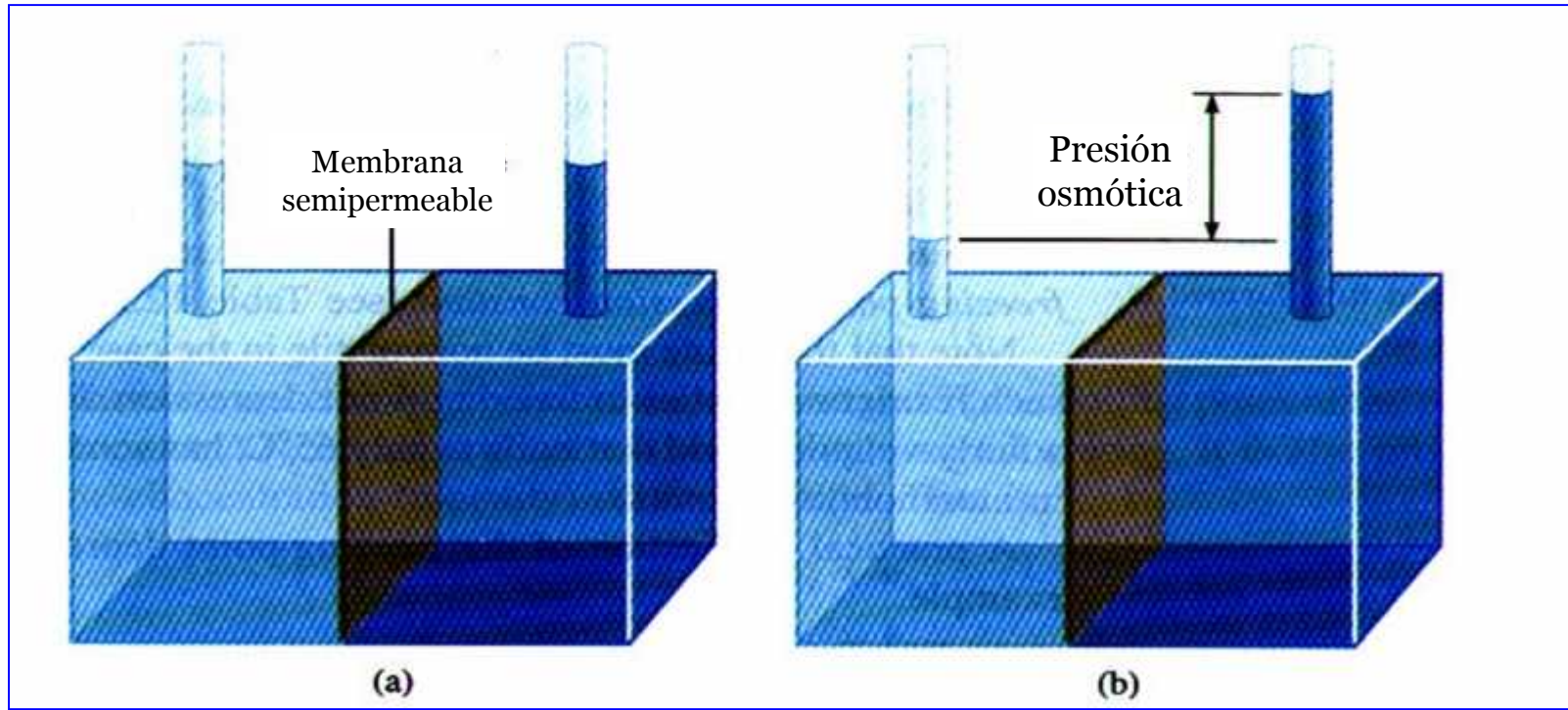
Presión Osmótica

La osmosis consiste en el paso selectivo de moléculas de un solvente desde un lugar de menor concentración a otro lugar de mayor concentración, a través de una membrana semipermeable.



<http://www.youtube.com/watch?v=Y-A2MD5AiQs>





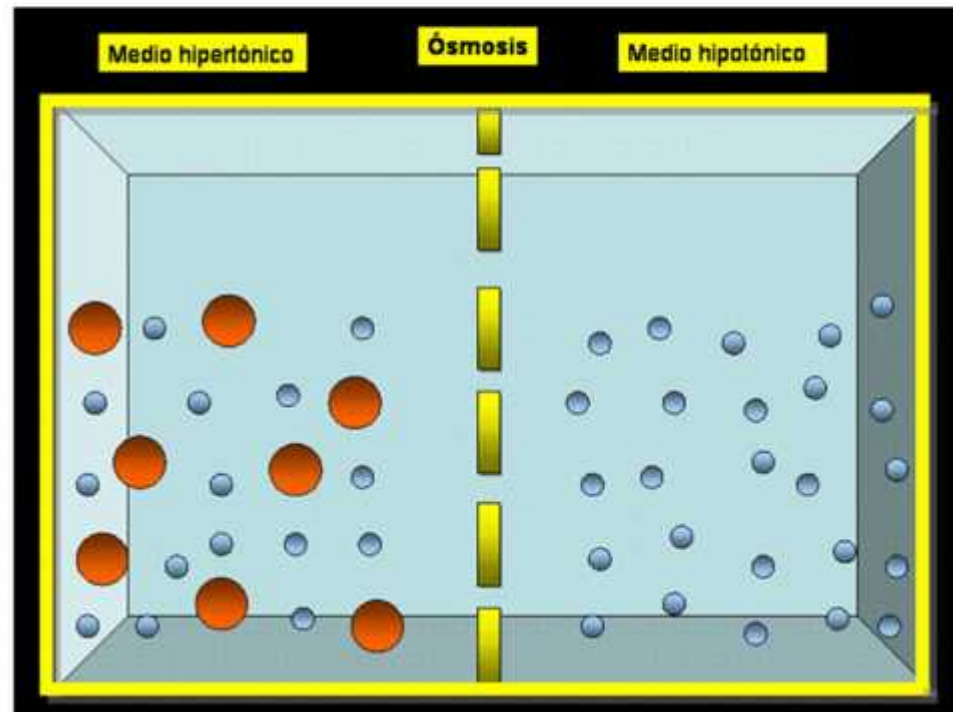
La **presión osmótica, p** , es la presión que se debe aplicar sobre la disolución para detener el flujo de disolvente.



La presión osmótica (π) es la presión requerida para detener la osmosis; esta presión depende de la temperatura y de la concentración molar de la solución.

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

M	Molaridad
R	Constante de los gases (0,082 atm·L / K·mol)
T	Temperatura (°K)



Uso de anticongelantes para vehículos

En zonas muy frías se agregan anticongelantes como el etilenglicol al agua de los radiadores de los automóviles. Así se evita que se congele el agua en el motor o que se reviente el radiador por el aumento del volumen del agua al solidificarse.



¿Por qué ponerle sal al hielo?



www.normangelica.com



El punto de congelación de agua pura es 0°C . Sin embargo, cuando se disuelve cualquier sustancia en ella, el punto de congelación de la disolución resultante desciende. El descenso que se produce depende de la cantidad de la sustancia disuelta. Por ejemplo con 22 gramos de sal por cada 100 mililitros de agua se consigue que el punto de congelación disminuya hasta -21°C .



Limpeza en carreteras y caminos

Cuando las carreteras se cubren de nieve, es necesario espolvorear las capas de hielo con sales como el cloruro de sodio o cloruro de calcio, de modo que disminuya el punto de congelación del agua y así escurra, provocando que no se acumule.

También, para eliminar la acumulación de hielo en las alas de los aviones se rocía una mezcla de propilenglicol con agua, dispersado en caliente y a altas presiones.



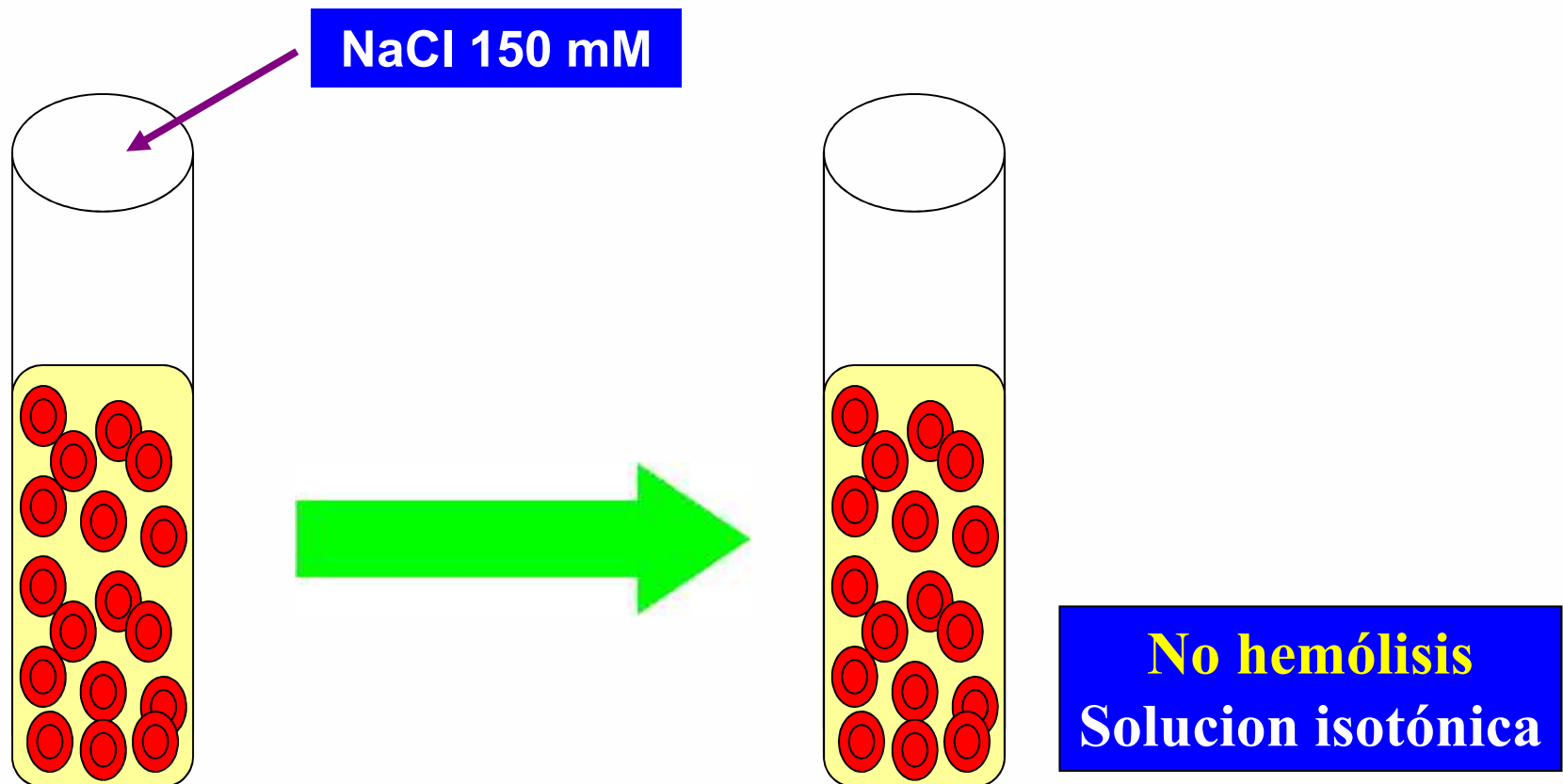


Presión osmótica

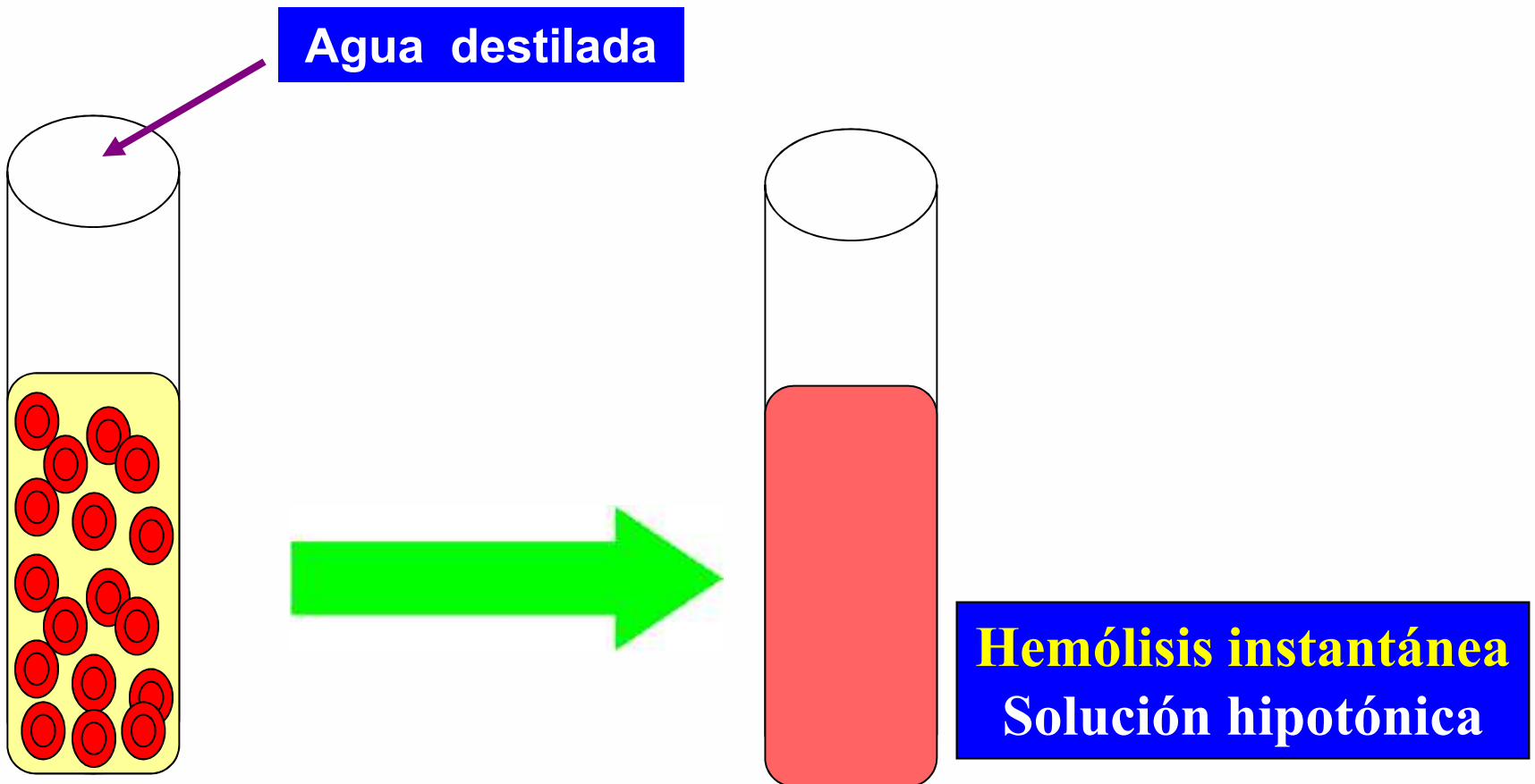
Tonicidad de las soluciones

Propiedad de la membrana en el sentido de dejar pasar el solvente y no el soluto

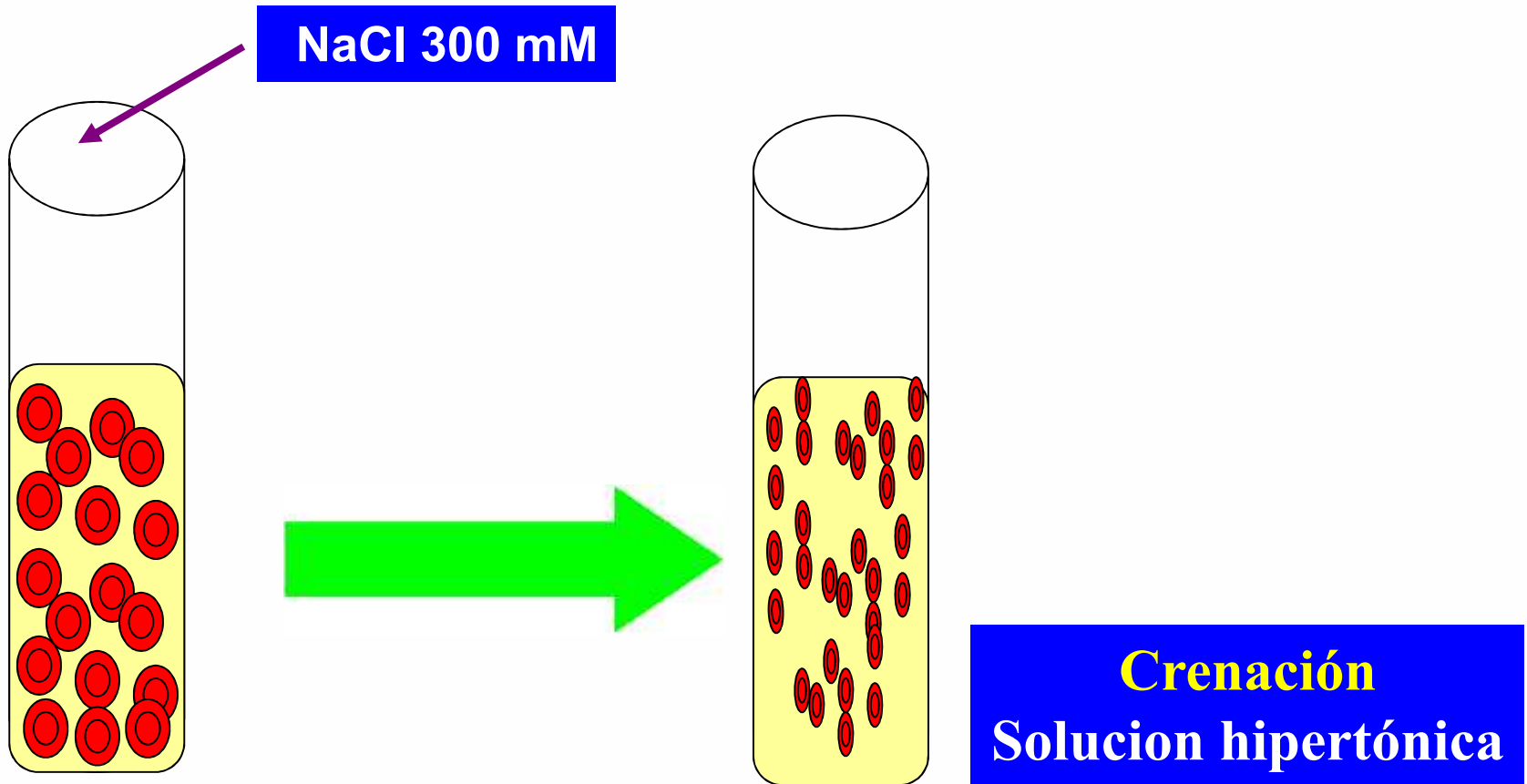
Soluciones isotónicas ó isosmoticas: las que tienen la misma presión osmótica que la sangre.



Soluciones hipotónicas ó hiposmóticas: las que tienen menor presión osmótica que la sangre.



Soluciones hipertónicas ó hiperosmóticas: las que tienen mayor presión osmótica que la sangre.



Resumen de las Propiedades coligativas



Determinación de la masa molar del soluto

- **Método ebulloscópico:** se determina experimentalmente T de ebullición de la solución.
- **Método crioscópico:** se determina experimentalmente T de solidificación de la solución.
- **Presión osmótica:** se determina experimentalmente altura h de ascenso de la solución.

A partir de crioscopía se obtiene un cambio de T mayor respecto de ebulloscopía, pero ambos son pequeños, es decir, medidas poco confiables porque pueden conducir a error. La altura h de **presión osmótica es una medida mas fácil de medir, por lo tanto mas confiable que conduce a menos error.**

Importancia de las Propiedades Coligativas



Separar los componentes de una solución por un método llamado Destilación Fraccionada

Formular soluciones fisiológicas como sueros

Formular y crear mezclas frigoríficas y anticongelantes

Determinar masas molares de solutos desconocidos

Formular soluciones de nutrientes especiales para regadíos vegetales en general.

