

TEMA 5

DISOLUCIONES.

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Dra. Mercedes Alonso Cascón

FACULTAD DE CIENCIAS BIOMÉDICAS Y DE
LA SALUD

el tamaño de las partículas es menor

SUSPENSIONES	COLOIDES	DISOLUCIONES
<ul style="list-style-type: none">➤ Heterogéneas.➤ Opacas.➤ Las partículas de al menos uno de los componentes pueden ser vistas con un microscópico de baja resolución.➤ Inestables a la gravedad, las partículas se depositan.➤ Separables por filtración. 	<ul style="list-style-type: none">➤ Heterogéneas (en el límite).➤ A menudo opacas, pueden ser transparentes.➤ Las partículas de al menos uno de los componentes son grandes grupos de átomos, iones o pequeñas moléculas.➤ Estables a la gravedad.➤ No separables por filtración. 	<ul style="list-style-type: none">➤ Homogéneas.➤ Transparentes.➤ Todas las partículas son del tamaño de los átomos, iones o pequeñas moléculas.➤ Estables a la gravedad.➤ No separables por filtración. 

1. DISOLUCIONES

- Una **DISOLUCIÓN** es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.
- El **SOLUTO** (sólido, líquido, gas) es la sustancia o sustancias presentes en menor concentración. Sus moléculas o iones son dispersadas en el **DISOLVENTE**, que es la sustancia que se encuentra en mayor proporción (sólido, líquido, gas).



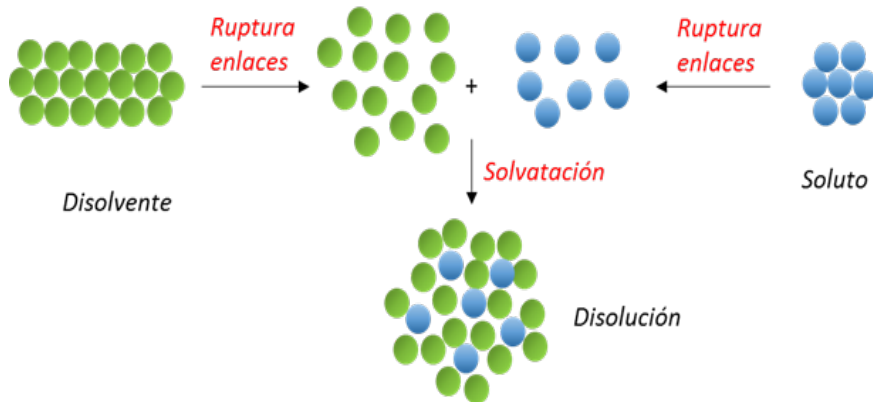
Soluto	Disolvente	Ejemplos de disolución
<i>disoluciones gaseosas</i>		
sólido	GAS	<i>Humos finos generados por procesos industriales especiales. (si hay partículas presentes se trata de un sistema coloidal)</i>
líquido		<i>Aire húmedo (si hay partículas presentes se trata de un sistema coloidal)</i>
gas		<i>Aire, gas natural (mezcla de propano y butano)</i>
<i>disoluciones líquidas</i>		
sólido	LÍQUIDO	<i>sal en agua,</i>
líquido		<i>gasolina, alcohol en agua</i>
gas		<i>amoníaco en agua</i>
<i>disoluciones sólidas</i>		
sólido	SÓLIDO	<i>aleaciones metálicas</i>
líquido		<i>cemento de caucho (benceno en caucho), amalgamas (mercurio en oro)</i>
gas		<i>aleación de hidrógeno en paladio*</i>
* hay dudas sobre si son verdaderas disoluciones		

El estado físico de la disolución dependerá del estado físico del disolvente (componente mayoritario).

- Para predecir si un soluto se disolverá en un disolvente determinado, hay que considerar dos tipos de **FUERZAS INTERMOLECULARES**:

- **F. Soluto-Soluto**
- **F. Disolvente-Disolvente**

Fuerzas soluto-disolvente: Semejante disuelve a semejante



- Los disolventes polares disuelven mejor sustancias polares.
- Los disolvente apolares disuelven mejor sustancias apolares.

**La solubilidad depende de dos factores:
energéticos y tendencia al desorden.**

DISOLUCIÓN = SOLUTO + DISOLVENTE



Concentración: - proporción relativa entre soluto y disolvente.
- cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de una disolución.

EJERCICIO 1: Predice la solubilidad en cada uno de los siguientes casos: (a) Br_2 en benceno ($\mu = 0$) y en H_2O ; (b) KCl en CCl_4 y en NH_3 ($\mu = 1.46$); (c) formaldehído en CS_2 y en H_2O .

EJERCICIO 2: Ordene por solubilidad creciente en H_2O y hexano ($\mu = 0$) las siguientes moléculas:

a) PCl_3 y NH_3 , b) CO_2 y SO_2 .

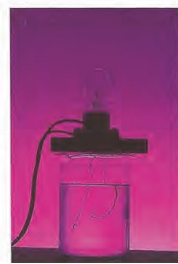
TIPO DE SOLUTOS EN AGUA

En disoluciones acuosas, el **soluto** que puede disolverse en agua **se clasifica en tres categorías**:

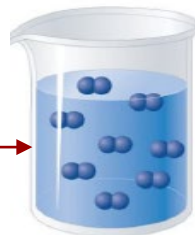
- ✓ **No electrolito**: sustancia que se disuelve en agua sin formar iones. En consecuencia, la disolución resultante no conduce la electricidad. Ejemplo: Glucosa + H₂O
Urea + H₂O
- ✓ **Electrolito**: sustancia que al disolverse en agua forma iones. La disolución resultante sí conduce la electricidad:

- **Fuerte**: se disocia completamente. $\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}^{\oplus} + \text{OH}^{\ominus}$

- **Débil**: se disocia parcialmente. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^{\oplus} + \text{OH}^{\ominus}$



No electrolito



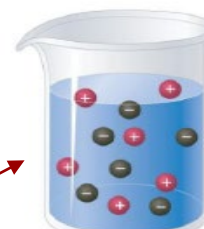
Moléculas



Electrolito débil



Electrolito



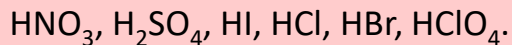
Iones

Electrolitos Fuertes

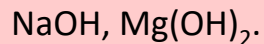
- Se disocian al 100%.
- Buen conductor de la electricidad.
- La reacción de ionización ocurre en un solo sentido (irreversible):



1.- Algunos ácidos inorgánicos:



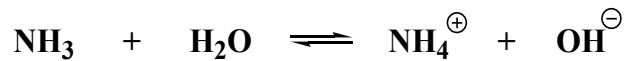
2.- Hidróxidos de los metales de los grupos 1 y 2:



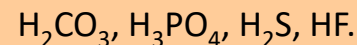
3.- La mayoría de las sales: NaCl , KNO_3 .

Electrolitos Débiles

- Se disocian un pequeño %.
- Conducen poco la electricidad.
- Su reacción de ionización es reversible:



1.- Muchos ácidos inorgánicos:



2.- Muchos ácidos orgánicos: $\text{R-CO}_2\text{H}$.

3.- El amoníaco y las bases orgánicas: NH_3 , R-NH_2 .

4.- Algunas sales.

FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD DE UN SÓLIDO EN UN DISOLVENTE:

- ✓ ***Estructura molecular del soluto (polaridad)***
- ✓ Temperatura
- ✓ Efecto del ión común
- ✓ Efecto salino
- ✓ pH
- ✓ ***Naturaleza del disolvente: codisolventes***
- ✓ Formación de complejos
- ✓ Agentes solubilizantes

Se irán viendo en distintos temas y asignaturas.....

Formas de Expresar la Concentración:



Proporción relativa entre soluto y disolvente.

Porcentaje en masa (% m/m): relación de la masa de un soluto con la masa de la disolución multiplicado por 100.

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Masa de s} + \text{masa de d}} = \frac{\text{Masa de s}}{\text{Masa de D}} \times 100 \%$$



- Reactivos acuosos comerciales. Ej. HCl 37 %
- Se disuelven 20 g de azúcar en 80 g de agua. % en masa= $20 / (20+80) \times 100 = 20 \%$

Porcentaje en masa /volumen (% m/V): relación de la masa de un soluto con el vol. de la disolución multiplicado por 100.

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{Masa de soluto}}{\text{Vol. mL D}} \times 100 \%$$

- Disoluciones de sólidos en líquidos. Ej. KCl 5%

Porcentaje en volumen (% V/V): *relación del volumen de un soluto con el vol. de la disolución multiplicado por 100.*

$$\% V/V = \frac{\text{Vol. s}}{\text{Vol. D}} \times 100 \%$$

- Disoluciones de dos líquidos. Ej. Metanol 5 %, tenemos 5 ml de MeOH por cada 100 mL de D.
- Graduación alcohólica. Ej. Vino 12°, tiene 12 % (v/v) en alcohol.

Molaridad (M): *número de moles de soluto en 1 L de **disolución**.*

$$M = \frac{\text{moles } s}{\text{Vol. L. D}}$$

$$\text{mol} = \frac{g}{PM}$$

- Disoluciones Ej HCl 6M y reacciones.
- Unidades: mol/L

Molalidad (m): *número de moles de soluto disueltos en 1 Kg de **disolvente**.*

$$m = \frac{\text{moles } s}{\text{masa Kg } d}$$

- Ej. Para preparar una disolución acuosa de sulfato de sodio 1 molal (Na_2SO_4) es necesario disolver 1 mol (142 g) de la sustancia en 1000 g (1kg) de agua.
- **Propiedades coligativas.**

Normalidad (N): *número de equivalentes de soluto disueltos en 1 L de disolvente.*

$$N = \frac{\text{Equivalentes } s}{\text{Vol. L D}}$$

$$\text{Equivalentes} = \frac{g}{\text{Pm/v}}$$

- Uso en ingeniería, química analítica (Valoraciones).

Fracción Molar (X):

$$X_s = \frac{\text{moles } s}{\text{moles D}}$$

$$X_d = \frac{\text{moles } d}{\text{moles D}}$$

- Se usa en destilación principalmente. No tiene unidades.

Partes por millón (ppm): mg soluto/ Vol. L D

μg soluto/ Vol. mL D

- Medio Ambiente.

Masa de soluto por unidad de volumen (g/L):

$$\text{g/L} = \frac{\text{gr soluto}}{\text{Vol. L D}}$$

La **DENSIDAD** de una disolución (g de disolución / mL de disolución) **NO** es un concepto de concentración.

EJERCICIO 1: ¿Cuál es la molaridad de una disolución preparada disolviendo 2.5 g de NaCl en suficiente agua para obtener 125 mL de disolución? (PM = 58.5 g/mol).

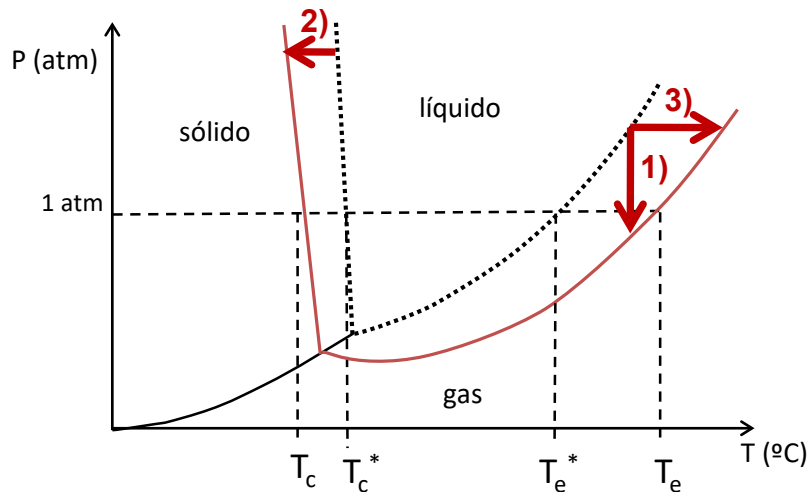
EJERCICIO 2: Si tenemos 140 mL de ácido acético puro en una solución de 500 mL, ¿Cuál es la concentración % (V/V)?

2. PROPIEDADES COLIGATIVAS de las DISOLUCIONES

Son propiedades que dependen solo del número de partículas de soluto presentes en la disolución y no de su naturaleza.

- **Disminución de la Presión de Vapor**
- **Elevación del Punto de Ebullición**
- **Disminución del Punto de Congelación**
- **Presión Osmótica**

- ❑ **Todas las disoluciones que contienen 0.1 moles de soluto en 1L de disolución tendrán la misma presión de vapor, presión osmótica y presentarán idénticos puntos de ebullición y congelación.**
- ❑ Las propiedades coligativas se cumplen para disoluciones relativamente diluidas (concentración < 0.2 M) de compuestos no volátiles.
- ❑ Tienen aplicación en la determinación de los pesos moleculares de las sustancias.



¿Podríamos hacer una paella en el pico Mulhacén (3.479 m)?



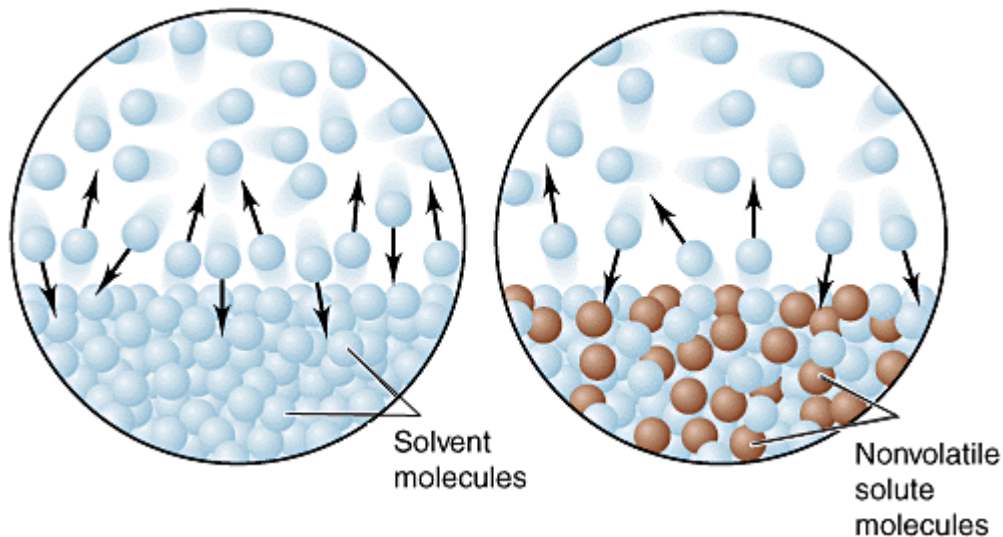
Las propiedades coligativas sólo dependen de la **cantidad de partículas de soluto** en disolución y no de la naturaleza del soluto y/o disolvente.

- 1) Descenso relativo de la presión de vapor de la disolución.
- 2) Descenso del punto de congelación de la disolución (descenso crioscópico).
- 3) Ascenso del punto de ebullición de la disolución (ascenso ebulloscópico).
- 4) Presión osmótica de la disolución.

Supondremos que el soluto no es volátil mientras que el disolvente si lo es.

IMPORTANCIA:

- Separar componentes de una solución por destilación fraccionada.
- Formular y crear mezclas frigoríficas y anticongelantes.
- Determinar masas molares de solutos desconocidos.
- Formular soluciones fisiológicas.



2.1 Factor de Van't Hoff: disoluciones electrolíticas

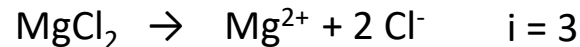
- Los electrolitos se disocian en iones en disolución. **El número total de partículas determina las propiedades coligativas de la disolución.**
- La cantidad de partículas por unidad de compuesto inicial es mayor en disoluciones de electrolitos y, por tanto, la variación de las propiedades coligativas también lo es.

Factor de van't Hoff:

$$i = \frac{\text{propiedad coligativa observada}}{\text{propiedad coligativa sin ionización}}$$

$$i = \frac{\text{Nº real de partículas en disolución después de la disociación}}{\text{Nº de unidades de fórmula inicialmente disueltas en disolución}}$$

- Cuando se trata de un **electrolito fuerte** y está **totalmente ionizado**: i coincide con el número de iones producidos por molécula de soluto:



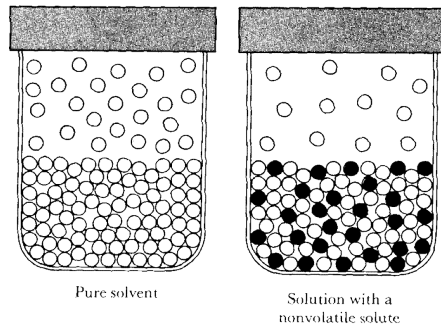
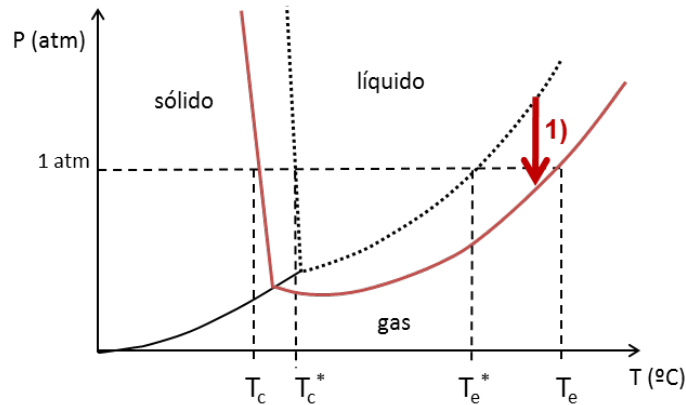
- Cuando se trata de un **electrolito muy débil** y está **poco ionizado**: podemos considerar $i \approx 1$, y suponemos que su comportamiento es como el de un **no electrolito**.
- Una situación intermedia a las anteriores, un **electrolito parcialmente ionizado**. Es necesario encontrar la relación entre i y el grado de disociación, α . En este caso, hay que considerar por una parte la contribución de la molécula sin disociar y por otra parte la de los iones:

$$\alpha = \frac{i-1}{v-1} \Rightarrow \boxed{i = 1 + (v-1)\alpha}$$

$v = n^\circ$ iones en los que se disocia el electrolito,
 $\alpha =$ grado de disociación.

EJERCICIO 3: ¿Qué compuesto aportará un mayor número de partículas en disolución: a) cloruro cálcico, b) sulfato de magnesio , y c) agar-agar?

2.2. DESCENSO DE LA PRESIÓN DE VAPOR



La proporción de moléculas de disolvente localizadas en la superficie es menor, por tanto, la presión de vapor disminuye

La presión de vapor de un disolvente en una **disolución** (P_1) cuando en él se disuelve un **solute no volátil**, es **menor** que la presión de vapor del **disolvente puro** (P_1°).

Ley de Raoult:

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

P_1 : presión vapor disolución (con soluto)

X_1 : fracción molar de disolvente en la disolución

P_1° : presión de vapor del disolvente puro

Variación de la presión de vapor:

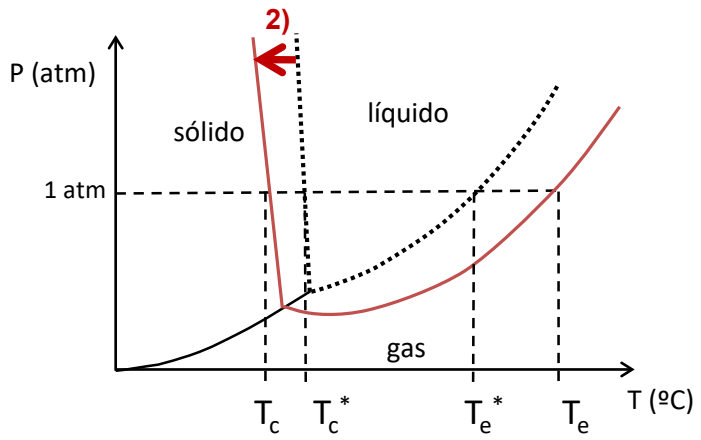
Si $X_1 = 1 - X_2$ (X_2 = fracción molar del soluto),

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^\circ \longrightarrow P_1 - P_1^\circ = \Delta P = -X_2 P_1^\circ$$

Para disolución de electrolitos ($i \neq 1$) $\rightarrow P_1 - P_1^\circ = \Delta P = -i X_2 P_1^\circ$

EJERCICIO 4: Calcular la presión vapor de una disolución preparada al disolver 218 g de glucosa ($M=180,2 \text{ g/mol}$) en 460 mL de agua a 30°C . ¿Cuál es la disminución en la presión vapor?. P vapor agua pura a $30^\circ\text{C}= 31,82 \text{ mmHg}$.
Suponemos $d=1 \text{ g/mL}$.

2.3. DESCENSO CRIOSCÓPICO



Cuando se añade un soluto a un disolvente se puede observar que el **punto de congelación** que corresponde al **disolvente** en la disolución es **inferior** al que le correspondería al disolvente puro.

La relación existente entre el descenso del punto de congelación y la concentración de soluto de la disolución, queda expresada por:

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

K_c = cte crioscópica del disolvente.
 m = molalidad
 $\Delta T_c = T_c - T_c^\circ$

Para disolución de electrolitos ($i \neq 1$) → $\Delta T_c = -i K_c \cdot m$

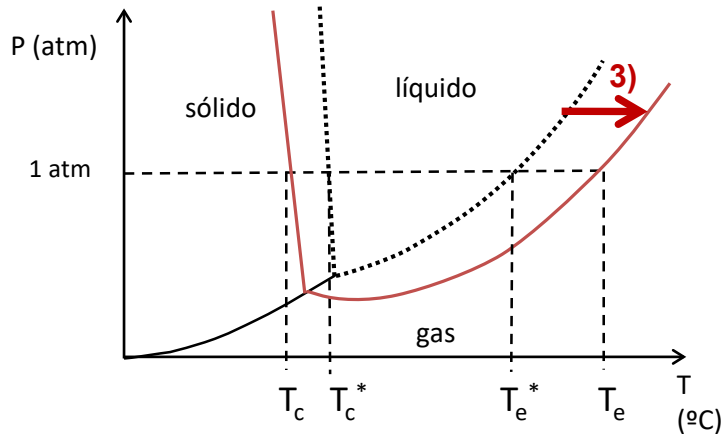
¿Por qué se echa sal a las carreteras cuando nieva?

The image shows a white bag of 'SAL DE MAR' (sea salt) on the left. A blue arrow points to the right, where a truck is shown spreading salt onto a road surface, illustrating the application of the concept.

EJERCICIO 5: El etilenglicol (EG), es un anticongelante comúnmente utilizado en automóviles. Es soluble en agua y poco volátil. Calcule el punto de congelación de una disolución que contenga 651 g de esta sustancia en 2505 g de agua. (MM= 62,01 g; $K_f=1,86$ °C/m)

EJERCICIO 6: Una disolución formada por 1,25 g de ácido láctico (PM = 90,08 g/mol) en 250 g de agua congela a $-0,199$ °C. Determina el grado de disociación del ácido láctico en dicha disolución. (K_c agua =1.86 °C/m)

2.4. AUMENTO EBULLOSCÓPICO



Quando se añade un soluto a un disolvente se puede observar que el **punto de ebullición** que corresponde al **disolvente** en la disolución es **superior** al que correspondería al disolvente puro.

La relación existente entre el aumento del punto de ebullición y la concentración de soluto de la disolución, queda expresada por:

$$\Delta T_e = i K_e m$$

K_e = cte ebulloscópica del disolvente
 m = molalidad
 $\Delta T_e = T_e - T_e^\circ$

¿Qué ocurre si se echa sal al agua para cocinar?

The image shows a bag of 'SAL DE MAR' salt on the left, with a blue arrow pointing to a red pressure cooker on the right. This illustrates the practical application of boiling point elevation in cooking.

EJERCICIO 7: Calcula el punto de ebullición de una disolución que contiene 230 g de glucosa (PM = 180,16 g/mol) en 850 g de H₂O. ¿Será mayor o menor el punto de ebullición de otra disolución acuosa de NaCl de igual concentración? $K_e \text{ H}_2\text{O} = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/m}$).

Disolución

Disolvente puro

P_1

<

P_1°



Disminución Presión Vapor

$$\Delta P = -i X_2 P_1^\circ$$

T_c

<

T_c°



Descenso del punto de congelación

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

T_e

>

T_e°

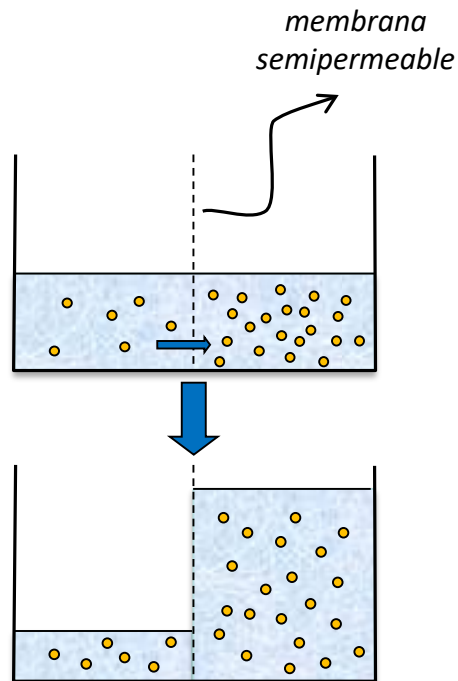


Elevación del punto de ebullición

$$\Delta T_e = i K_e m$$

2.4. PRESIÓN OSMÓTICA: ÓSMOSIS

ÓSMOSIS: el paso selectivo de moléculas del disolvente a través de una membrana porosa desde una disolución diluida hacia una de mayor concentración. (La membrana impide el paso de las moléculas del soluto).



- ✓ Las membranas semipermeables permiten el paso de las **moléculas de disolvente**, pero no las de soluto.
- ✓ Inicialmente el nivel de disolvente es igual en ambos compartimentos. Después de un tiempo, se observa que el nivel de disolvente es mayor en el compartimento derecho como consecuencia del flujo de disolvente a través de la membrana hacia la región de mayor concentración hasta que se alcanza el equilibrio.
- ✓ La diferencia entre las alturas de líquido en los dos compartimentos es la presión osmótica Π .
- ✓ La Presión Osmótica también se define como la presión que se requiere para detener la osmosis.

$$\pi V = n_i RT \Rightarrow \pi = \frac{n_i RT}{V} = c_i RT \Rightarrow \boxed{\pi = M \cdot R \cdot T}$$

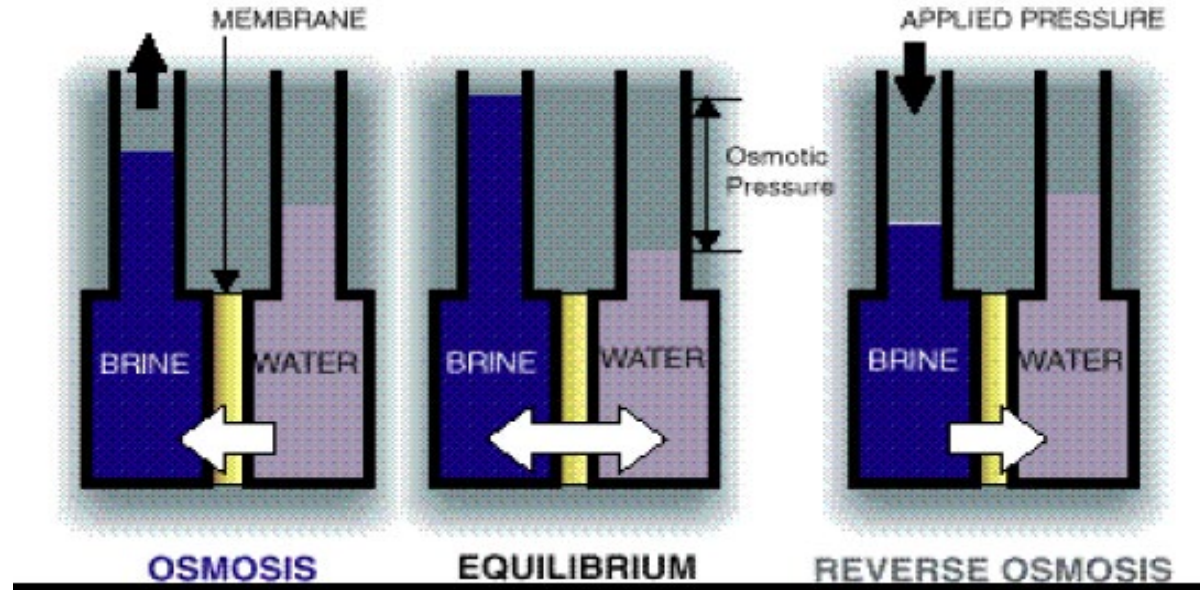
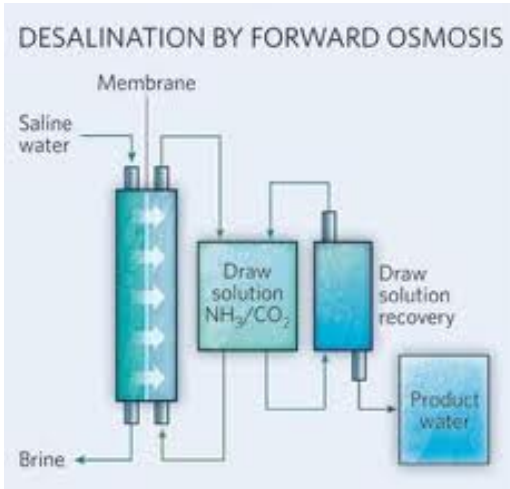
$$\text{Para disolución de electrolitos } (i \neq 1) \rightarrow \boxed{\pi = i \cdot M \cdot R \cdot T}$$

M: molaridad

R: Cte. de los gases (0.082 l.atm/K.mol)

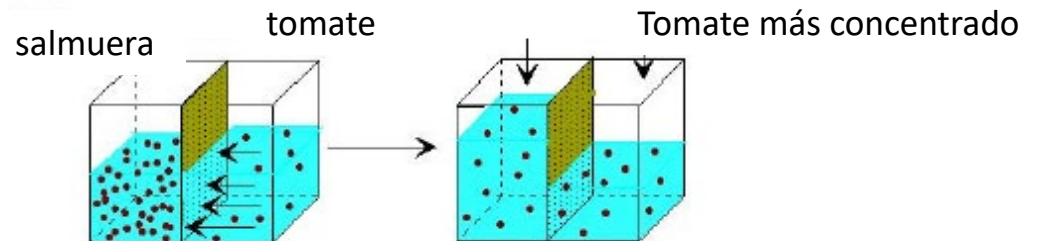
T: Temperatura absoluta

Ósmosis Inversa

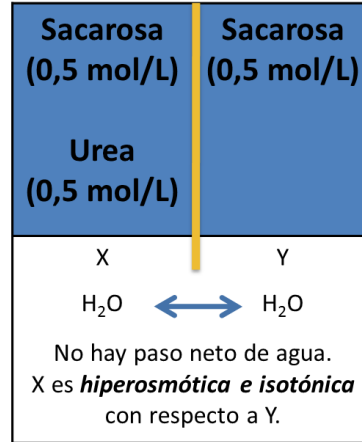
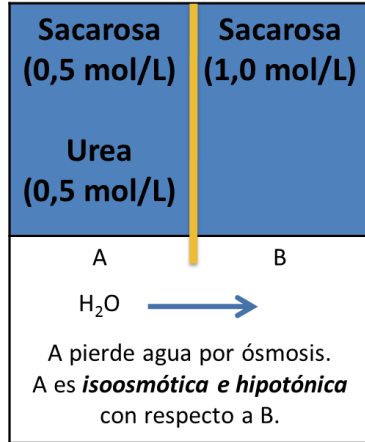


APLICACIONES:

- Desalinización.
- Purificación de agua.
- Concentración de preparados alimenticios (zumos de naranja o tomate).



OSMOLARIDAD: Concentración total de todos los solutos en solución.



Quando hay **más de una sustancia** hablamos de **TONICIDAD**. La capacidad de una solución extracelular de mover el agua hacia adentro o hacia afuera de una célula por ósmosis se conoce como su **tonicidad**.

La membrana es selectivamente impermeable (permeable a la urea e impermeable a la sacarosa).

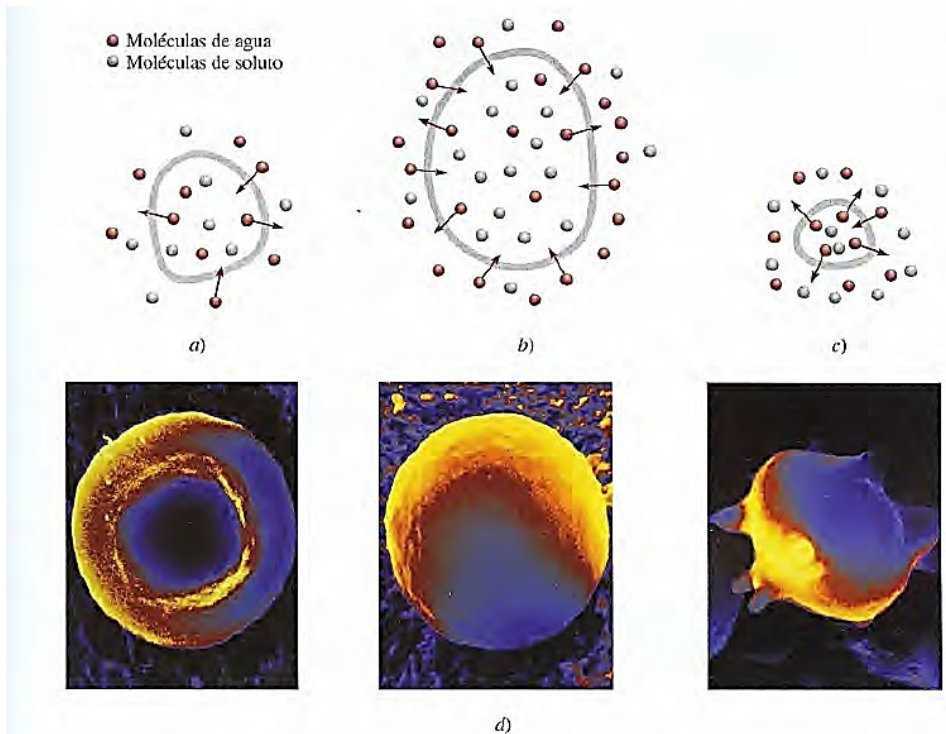
Dos soluciones son **ISOOSMÓTICAS** si la concentración total de partículas de soluto es la misma a ambos lados de la membrana.

Para comparar osmolaridades se utilizan los siguientes tres términos (solo teniendo en cuenta los solutos que no pueden cruzar la membrana):

- Dos soluciones son **ISOTÓNICAS** si la concentración de moléculas de soluto que no pueden atravesar la membrana es la misma. La tonicidad de una disolución se basa en la concentración de aquellas moléculas de soluto que no pueden atravesar la membrana.
- Si dos disoluciones tienen diferente presión osmótica, se dice que la disolución de mayor concentración es **HIPERTÓNICA** y la disolución más diluida se describe como **HIPOTÓNICA**.

La Ósmosis es importante en muchos procesos biológicos.

Una disolución que bañe una célula deberá tener la misma presión osmótica que ésta. Si esto no ocurre, el agua podría abandonar la célula (la célula se deshidrata) o incluso entrar en ella, de manera que ésta se hincha y se acaba rompiendo la membrana celular.



- a) *Célula en una disolución isotónica.*
- b) *Célula en una disolución hipotónica (se hincha).*
- c) *Célula en una disolución hipertónica (se encoge).*
- d) *Célula sanguínea en una disolución iso, hipo e hipertónica, respectivamente.*

APLICACIONES:

- **Determinación de pesos moleculares** → **osmometría**.

(especialmente para moléculas con altos pesos moleculares como, p.ej., macromoléculas biológicas).

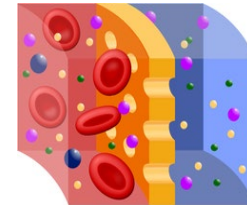
- **Osmosis inversa** → **desalinización**

(aplicar a la disolución una presión mayor que la π , provocando un flujo de salida del disolvente).



Importancia en los seres vivos:

- Paredes celulares actúan como membranas semipermeables: permiten el paso de moléculas pequeñas (agua, moléculas de nutrientes) pero no de grandes (enzimas, proteínas, ...).



- Alimentación por vía intravenosa (adición de una solución nutriente para el suministro de sangre venosa a un paciente): es necesario que la solución nutriente tenga exactamente la misma presión osmótica que el plasma sanguíneo. Si no lo hace, los glóbulos pueden colapsar o estallar como resultado de la ósmosis.





En las mermeladas el uso de una gran cantidad de azúcar es esencial para el proceso de conservación ya que el azúcar puede matar a las bacterias que provocan el botulismo. Cuando una célula bacteriana está en una disolución hipertónica (alta concentración) de azúcar, el agua intracelular tiende a salir de la célula de la célula bacteriana a la disolución más concentrada, por ósmosis. La célula se encoje y termina muriendo. Además la acidez natural de los frutos también inhibe el crecimiento bacteriano.

EJERCICIO 8: Se prepara una disolución disolviendo 35 g de hemoglobina (Hb) con suficiente agua para alcanzar un volumen de 1L. Calcúlese la masa molar de la hemoglobina, si se encuentra que la presión osmótica de la disolución es 10 mmHg a 25 °C. (1 atm=760 mmHg; $K_f = 5,12 \text{ } ^\circ\text{C}/m$)

EJERCICIO 9: Una muestra de 7,85 g de un compuesto con fórmula empírica C_5H_4 se disuelve en 301g de benceno. El punto de congelación de la disolución es $1,05\text{ }^{\circ}\text{C}$ menor que el benceno puro. ¿Cuál es la masa molar y la fórmula molecular de este compuesto?



© Todos los derechos de propiedad intelectual de esta obra pertenecen en exclusiva a la Universidad Europea de Madrid, S.L.U. Queda terminantemente prohibida la reproducción, puesta a disposición del público y en general cualquier otra forma de explotación de toda o parte de la misma.

La utilización no autorizada de esta obra, así como los perjuicios ocasionados en los derechos de propiedad intelectual e industrial de la Universidad Europea de Madrid, S.L.U., darán lugar al ejercicio de las acciones que legalmente le correspondan y, en su caso, a las responsabilidades que de dicho ejercicio se deriven.