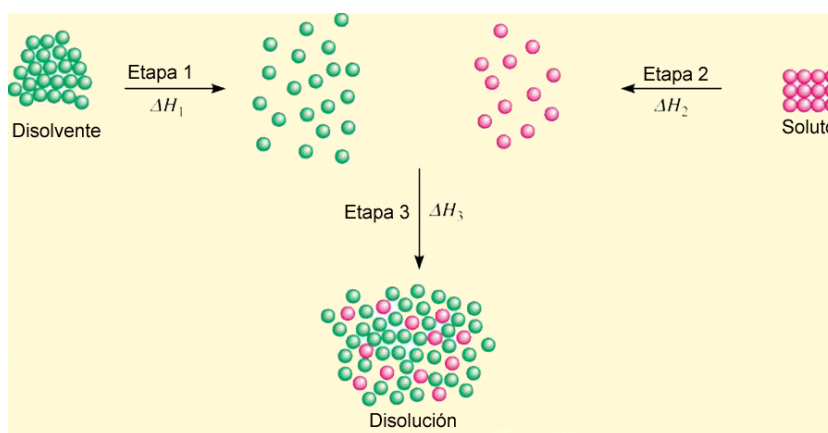


## Tema 2. DISOLUCIÓNS E AS SÚAS PROPIEDADES

### Disolucións

Son poucas as substancias que aparecen ou se manexan coma puras, senón que se atopan mesturadas. Cando os distintos compoñentes están entremesturados de xeito uniforme a nivel molecular teremos mesturas homoxéneas. Unha disolución é unha mestura homoxénea de dúas ou máis substancias, das cales, a que aparece en maior cantidade chamarémola disolvente e á outra (ou outras) soluto. Por exemplo, o ar é unha disolución de gases ( $O_2$ ,  $N_2$ , etc.), o latón é unha disolución de sólidos (zinc e cobre) ou a mestura hidroalcolica separada na práctica da medición do grao alcólico do viño é unha disolución de líquidos (auga e alcol).

O proceso de disolución ten lugar cando as interaccións soluto-disolvente vencen ás interaccións que teñen por separado entre si as moléculas de soluto (soluto-soluto) e as do disolvente (disolvente-disolvente) (ver Figura 2.1).



**Figura 2.1.** O proceso de disolución dende o punto de vista molecular: primeiro separáranse as moléculas de disolvente e soluto (etapas 1 e 2), para despois mesturarse entre elas (etapa 3).

O proceso de disolución transcorre espontaneamente (por si mesmo) se é exotérmico (libera enerxía:  $\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 < 0$ ), pero aínda sendo endotérmico poderá ser tamén espontáneo en moitas ocasións pois a disolución supón un aumento da desorde ou entropía do sistema. De todos xeitos, unha substancia considerada soluble ten un límite de solubilidade ou cantidade máxima de soluto disolta, se estamos por debaixo dese límite teremos unha disolución insaturada, se chegamos á ese límite, atoparémonos cunha disolución saturada. Unha disolución tamén pode ter sido preparada a unha temperatura elevada e logo arrefriarse, provocando que teñamos unha cantidade de soluto disolta por riba do punto de saturación para esa temperatura determinada, a esa disolución chamaríase sobresaturada. Cando sobrepasamos o punto de saturación xeralmente implica a precipitación do soluto, a cal podería producirse dun xeito ordenado dando lugar á cristalización dese soluto (xeralmente se transcorre paseniñamente).

### Factores que inflúen na solubilidade

O principal condicionante da solubilidade é a natureza polar/apolar de disolvente e soluto pois determina a miscibilidade dos compoñentes. Os disolventes polares disolven ben a solutos polares pero mal a solutos apolares e, pola contra, os disolventes apolares consiguen disolver doadamente a solutos apolares pero non ós polares.

A temperatura é outro dos factores que inflúe na solubilidade, aumentándoa no caso dos sólidos pero diminuíndoa para os gases.

A presión non afecta á solubilidade de sólidos e líquidos, pero é determinante para os gases, aumentando de xeito proporcional ó incremento da presión, como discutiremos máis adiante.

## Lei de distribución ou reparto

A razón entre as concentracións dun soluto ( $C_A$  e  $C_B$ ) en dous líquidos inmiscibles A e B, é constante e igual á razón entre as respectivas solubilidades ( $S_A$  e  $S_B$ ). Esta lei cumprese para solutos pouco solubles en ámbolos dous líquidos.

$$K = [C_A/C_B] = [S_A/S_B]$$

K é unha constante adimensional denominada coeficiente de reparto. A efectos prácticos, esta lei permitiría determinar a concentración final do soluto en ámbalas dúas fases se coñecemos K (tabulado na bibliografía para distintos solutos e disolventes).

## Formas de expresar a concentración

De xeito cualitativo poderíamos falar de disolucións diluídas ou concentradas, en función de que a cantidade de soluto disolta sexa pouca ou moita, respectivamente. Pero en Química de cotío necesitamos ser máis exactos e expresar a concentración de xeito cuantitativo, o cal se pode facer empregando diversas relacións:

*Molaridade* = (moles de soluto / volume de disolución en L), represéntase por M

*Molalidade* = (moles de soluto / Kg de disolvente), represéntase por m

*Fracción molar* = (moles do compoñente / moles totais de todos os compoñentes), represéntase por  $\chi_M$

*Porcentaxe en peso dun compoñente* = (masa do compoñente da disolución / masa total da disolución) x 100, %

*ppm compoñente* = (masa compoñente na disolución / masa total disolución) x  $10^6$ , represéntase por ppm

*normalidade* = (equivalentes de soluto / litro de disolución), represéntase por N

Os equivalentes de soluto son os moles de soluto pola súa valencia, polo que  $N = M \times V$  (dependerá do tipo de reacción: ácido-base, redox, etc.).

## Disolución de gases en líquidos: lei de Henry

A solubilidade dun gas nun líquido aumenta proporcionalmente ao incremento da presión, segundo a relación seguinte coñecida como lei de Henry:

$$C_g = k P_g$$

sendo  $C_g$  a concentración do gas,  $P_g$  a presión parcial dese gas sobre a disolución e k unha constante característica de cada sistema gas-líquido.

Como consecuencia deste fenómeno xorden as burbullas do cava (de  $CO_2$ ) ao quitarlle a rolla, ou implica que os buceadores deban subir paseniñamente despois dunha inmersión.

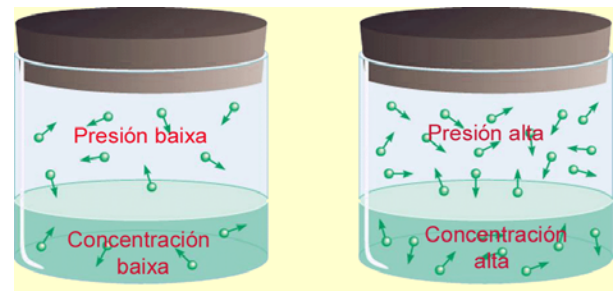


Figura 2.1. O aumento na presión provoca tamén o incremento na disolución dese gas nun líquido.

## Propiedades coligativas

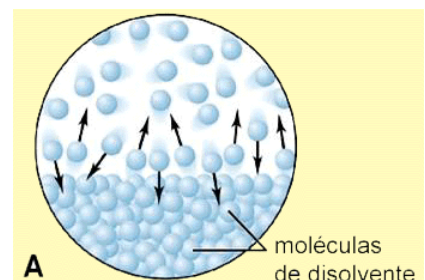
As propiedades coligativas son aquelas que dependen do número de partículas de soluto en disolución e non da natureza de ditas partículas. Imos estudar unha serie de propiedades físicas que son comúns a todas as disolucións e as diferencian do disolvente puro, trátase da diminución da presión vapor, a elevación do punto de ebulición, a diminución do punto de conxelación e a presión osmótica.

## Descenso da presión de vapor: Lei de Raoult

Un soluto non volátil non contribúe á presión de vapor dunha disolución, de xeito que a presión de vapor dunha disolución dunha substancia non volátil nun disolvente volátil é igual á fracción molar do disolvente na disolución, multiplicada pola presión de vapor do disolvente puro.

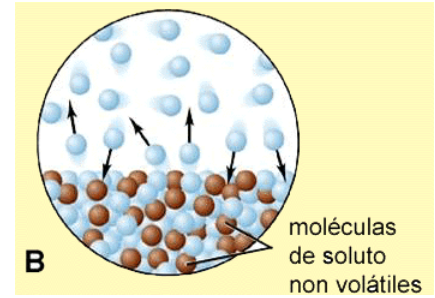
$$P_A = \chi_A P_A^\circ \text{ (lei de Raoult)}$$

Isto supón un abatemento da presión de vapor da disolución con respecto á do



disolvente puro, proporcional á concentración do soluto na disolución.

**Figura 2.3.** Un soluto non volátil provoca unha redución da presión de vapor na disolución respecto do disolvente puro: a concentración das partículas en fase vapor é maior en A (disolvente puro) que en B (disolución), pois as partículas de soluto non van evaporarse.



### Ascenso ebuloscópico e descenso crioscópico

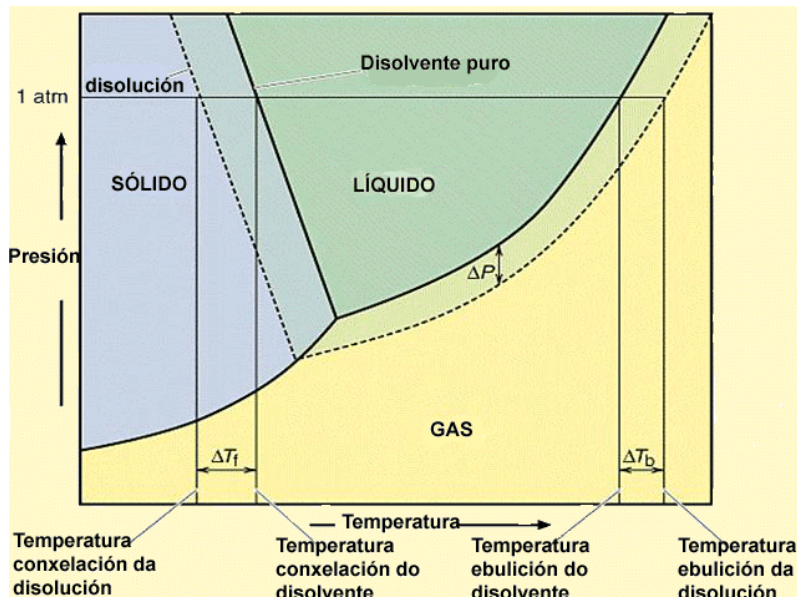
Tanto o descenso do punto de conxelación coma o ascenso do punto de ebulición dunha disolución son unha consecuencia directa do abatemento da presión de vapor do disolvente polo soluto (Figura 2.4). Para calquera temperatura, unha disolución dun soluto non volátil ten unha presión de vapor menor que a do disolvente puro, en consecuencia, debe acadarse unha temperatura máis alta antes de que a disolución ferva (a súa presión de vapor iguale a presión externa). Do mesmo xeito, o punto de conxelación dunha disolución é a temperatura á que o disolvente na disolución ten a mesma presión de vapor que o disolvente puro en estado sólido, o cal implica, como vemos na figura 2.4 que a disolución conxela a unha temperatura máis baixa que o disolvente puro.

A elevación do punto de ebulición e o descenso do punto de conxelación son directamente proporcionais á concentración de soluto, que xeralmente se expresa como molalidade, seguindo as seguintes expresións:

$$\Delta T_e = k_e \times m$$

$$\Delta T_c = k_c \times m$$

As constantes  $k_e$  e  $k_c$  denomínanse constante molal do punto de ebulición e constante molal do punto de conxelación, respectivamente, e son características de cada disolvente en particular.



**Figura 4.4.** Un soluto non volátil diminúe a presión de vapor dun disolvente. Isto provoca na disolución o aumento do punto de ebulición e a baixada do punto de conxelación respecto do disolvente puro.

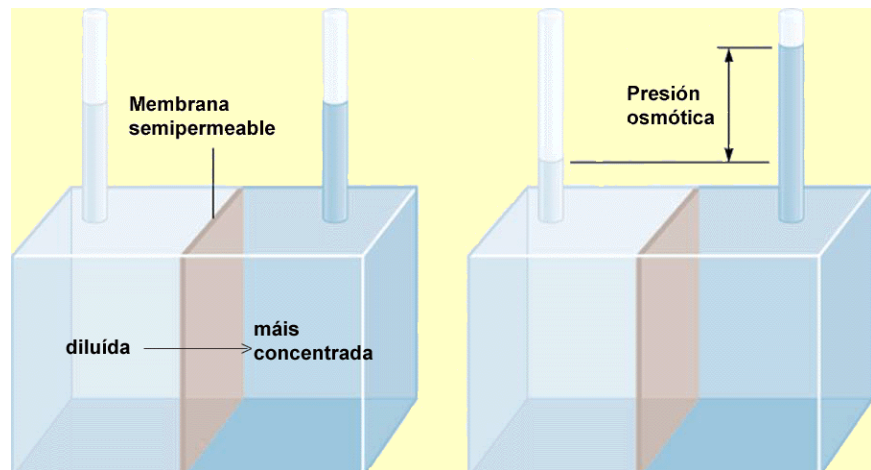
### Presión osmótica

Unha membrana semipermeable permite o paso do disolvente, pero non de ions. O movemento neto espontáneo das moléculas de disolvente a través dunha membrana semipermeable dende unha disolución diluída (ou dende o disolvente puro) cara unha disolución máis concentrada, chámase ósmose.

A presión necesaria para deter o movemento neto das moléculas de disolvente a través dunha membrana denomínase presión osmótica da disolución.

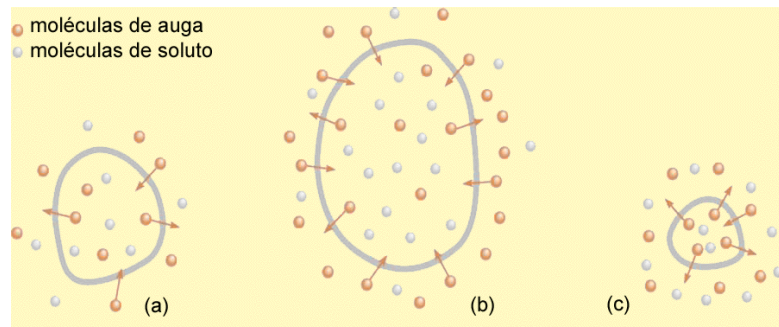
Experimentalmente determinouse a relación entre presión osmótica,  $\pi$ , e a concentración:

$$\pi = MRT$$



**Figura 2.5.** Na imaxe da esquerda vemos como os niveis da disolución concentrada e diluída son semellantes, pero durante a ósmose, elévase o nivel do lado da disolución concentrada como resultado dun fluxo neto do disolvente de esquerda a dereita. No equilibrio, a presión osmótica é igual á presión hidrostática exercida pola columna do fluído no tubo da dereita.

Se se aplica unha presión maior que a presión osmótica a unha disolución en contacto cunha membrana semipermeable, pódese forzar á auga a saír da disolución. Este proceso denomínase ósmose inversa e úsase para preparar auga potable a partir da auga do mar.



**Figura 2.6.** O efecto da presión osmótica: (a) unha célula nunha disolución isotónica (mesma concentración a ámbolos dous lados da membrana); (b) unha célula nunha disolución hipertónica (ínchase pois a concentración do soluto no interior é maior que fóra, polo que entra disolvente para igualalas) ; (c) unha célula nunha disolución hipertónica (exprímese, pois a concentración fóra é moi alta e o disolvente do interior sae para tentar reducila).

### Disolucións de electrolitos e non electrolitos

Un electrolito é unha substancia que existe en forma de ions en disolución acuosa (por exemplo o NaCl ou o CaCl<sub>2</sub>), podendo ser forte se en disolución acuosa diluída está completamente ionizado en ions, ou débil, cando forma unha mestura en equilibrio de ions e moléculas. Pola contra, os non electrolitos son as substancias que en disolución acuosa existen como moléculas e non en forma iónica (por exemplo, o metanol).

Cando un mol dun non electrolito se dissolve obtense un mol de moléculas de soluto, pero cando é un electrolito o que pasa á disolución acuosa o número de partículas (ions) será maior, o cal afectará directamente ás propiedades coligativas. Así, un mol de NaCl dá lugar a dous moles de ions (un de Na<sup>+</sup> e outro de Cl<sup>-</sup>), e un mol de CaCl<sub>2</sub> a tres (1 de Ca<sup>2+</sup> e dous de Cl<sup>-</sup>). As expresións das propiedades coligativas vense modificadas para os electrolitos de xeito:

$$\Delta T_e = k_e \times m \times i$$

$$\Delta T_c = k_c \times m \times i$$

$$\pi = MRTi$$

sendo  $i$  o factor de Van't Hoff, que representa o número de moles de ions por moles de electrolito, sendo a unidade (1) para calquera substancia non electrolito, pero, por exemplo, 2 para NaCl e 3 para CaCl<sub>2</sub>.