

LISBOA

UNIVERSIDADE
DE LISBOA

Universidade de Lisboa
Instituto Superior de Agronomia



INSTITUTO
SUPERIOR DE
AGRONOMIA
Universidade de Lisboa

QUÍMICA

3º Capítulo – Soluções: unidades de concentração e propriedades

PAULA ALVARENGA

SOLUÇÃO: MISTURA HOMOGÊNEA DE DUAS OU MAIS SUBSTÂNCIAS.

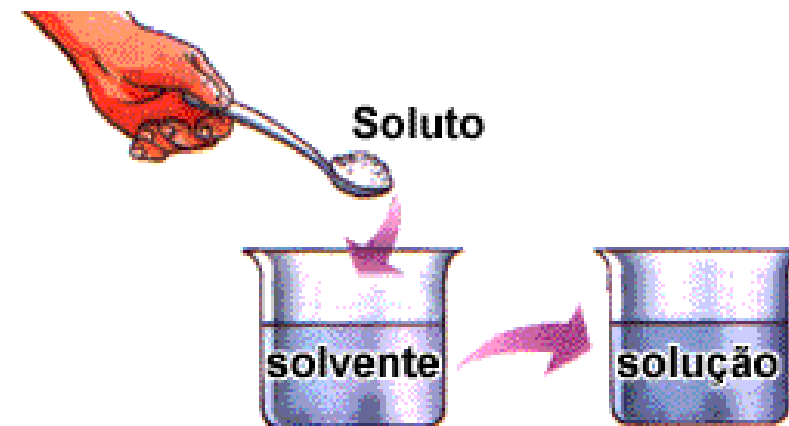
Numa **SOLUÇÃO**, a substância presente em menor quantidade é denominada **SOLUTO**, enquanto que a substância presente em maior quantidade é denominada **SOLVENTE**.

A solução pode ser:

- gasosa (Ex. o ar)
- líquida (Ex. a água do mar)
- sólida (Ex. a solda: estanho e chumbo)

Por agora interessam-nos as **SOLUÇÕES AQUOSAS**, nas quais:

- o **SOLUTO** é uma substância líquida ou sólida,
- e o **SOLVENTE É A ÁGUA**.



ELETRÓLITOS E NÃO-ELETRÓLITOS

Os solutos em solução aquosa podem ser divididos em ELETRÓLITOS e NÃO-ELETRÓLITOS.

ELETRÓLITO: substância que, quando dissolvida em água, produz uma solução capaz de conduzir a electricidade.

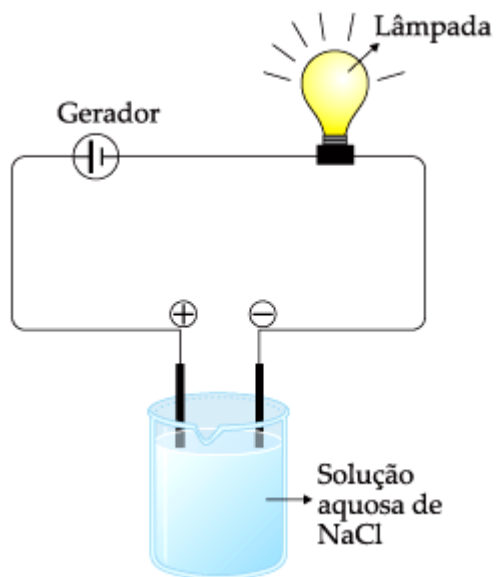
NÃO-ELETRÓLITO: não conduz a corrente eléctrica quando dissolvido em água.

Um **ELETRÓLITO LIBERTA IÕES** para a solução, enquanto que um não-electrólito não o faz.

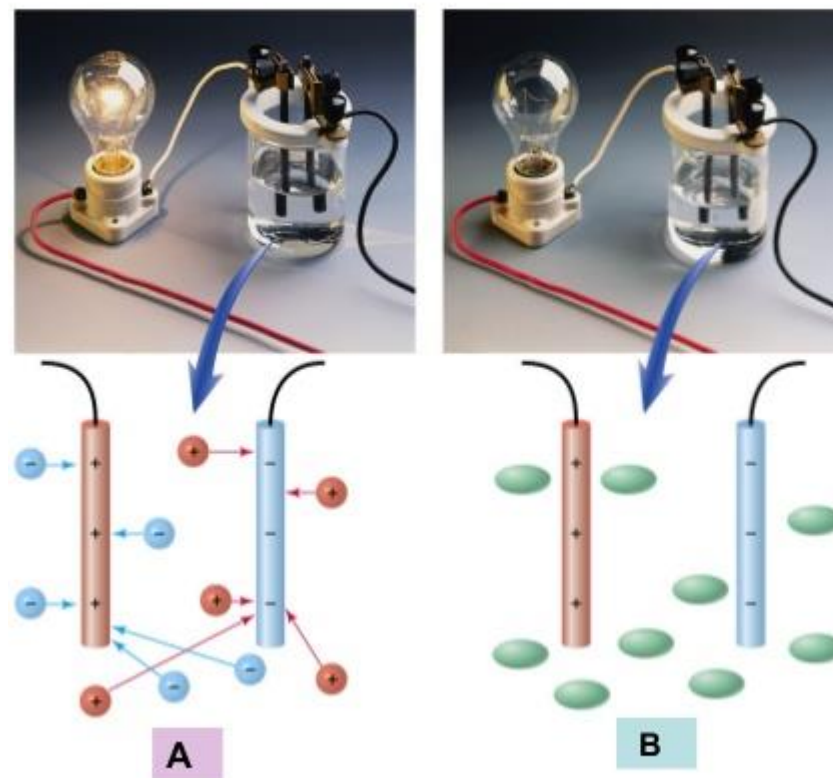


OS SOLUTOS PODEM SER CLASSIFICADOS EM ELETRÓLITOS E NÃO-ELETRÓLITOS

Dispositivo para distinguir entre eletrólito e não eletrólito



A lâmpada só acende quando na solução aquosa existem partículas com carga – **ÍÔES**.



A)
SOLUÇÃO DE NaCl,
HCl, NaOH
eletrólitos

B)
SOLUÇÃO DE
AÇÚCAR
Não-eletrólito

ELETRÓLITOS E NÃO-ELETRÓLITOS

A forma como uma solução conduz a corrente elétrica depende do nº de íões que contém.

- Uma **solução não-eletrolítica** não contém íões em solução e assim a lâmpada não acende.
- Uma **solução eletrolítica fraca** contém um pequeno nº de íões em solução e a luz da lâmpada é fraca.
- Uma **solução eletrolítica forte** contém uma grande quantidade de íões e a luz da lâmpada é forte.

Electrólitos fortes	Electrólitos fracos	Não-electrólitos
HCl HNO ₃ HClO ₄ H ₂ SO ₄ NaOH Ba(OH) ₂ compostos iónicos	CH ₃ COOH HF HNO ₂ NH ₃ H ₂ O	(NH ₂) ₂ CO (ureia) CH ₃ OH (metanol) C ₂ H ₅ OH (etanol) C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucose) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (sacarose)

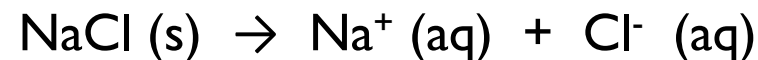
ELETRÓLITOS E NÃO-ELETRÓLITOS

A água pura é um condutor eléctrico muito fraco.

No entanto, se adicionarmos uma pequena quantidade de um composto iónico, tal como o cloreto de sódio, NaCl, a água já se torna um condutor eléctrico mais forte.

Quando o NaCl é dissolvido em água, separa-se nos seus iões Na^+ e Cl^- .

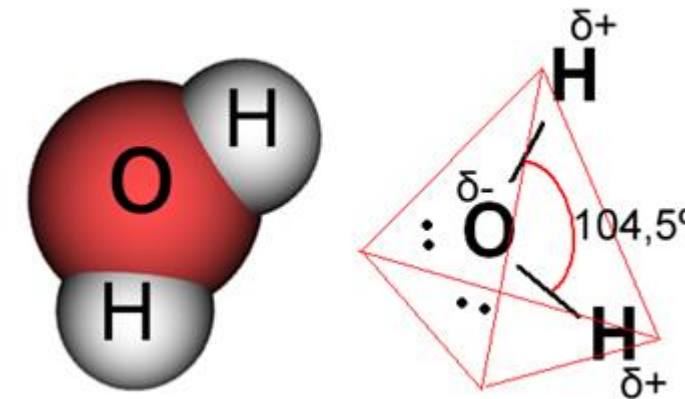
O movimento dos iões Na^+ em direcção ao eléctrodo negativo e dos iões Cl^- em direcção ao eléctrodo positivo é equivalente ao fluxo de electrões ao longo de um fio metálico:



Esta equação diz-nos que todo o NaCl que se dissolve se separa nos seus iões Na^+ e Cl^- , não há unidades de NaCl não dissociadas em solução – **ELETRÓLITO FORTE**.

A HIDRATAÇÃO

A água é um bom solvente para compostos iônicos porque é um **SOLVENTE POLAR**: têm um pólo positivo (os átomos de hidrogénio) e um pólo negativo (o átomo de oxigénio).



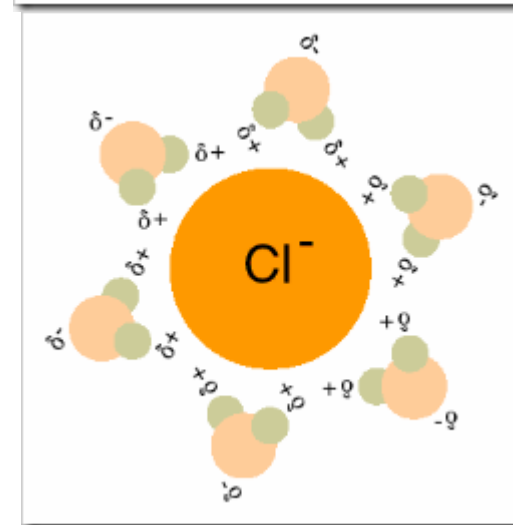
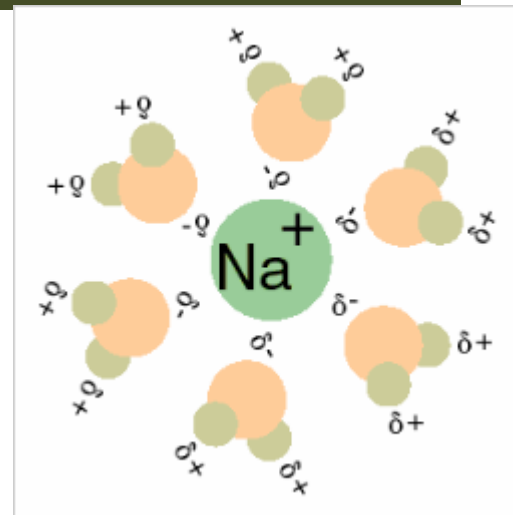
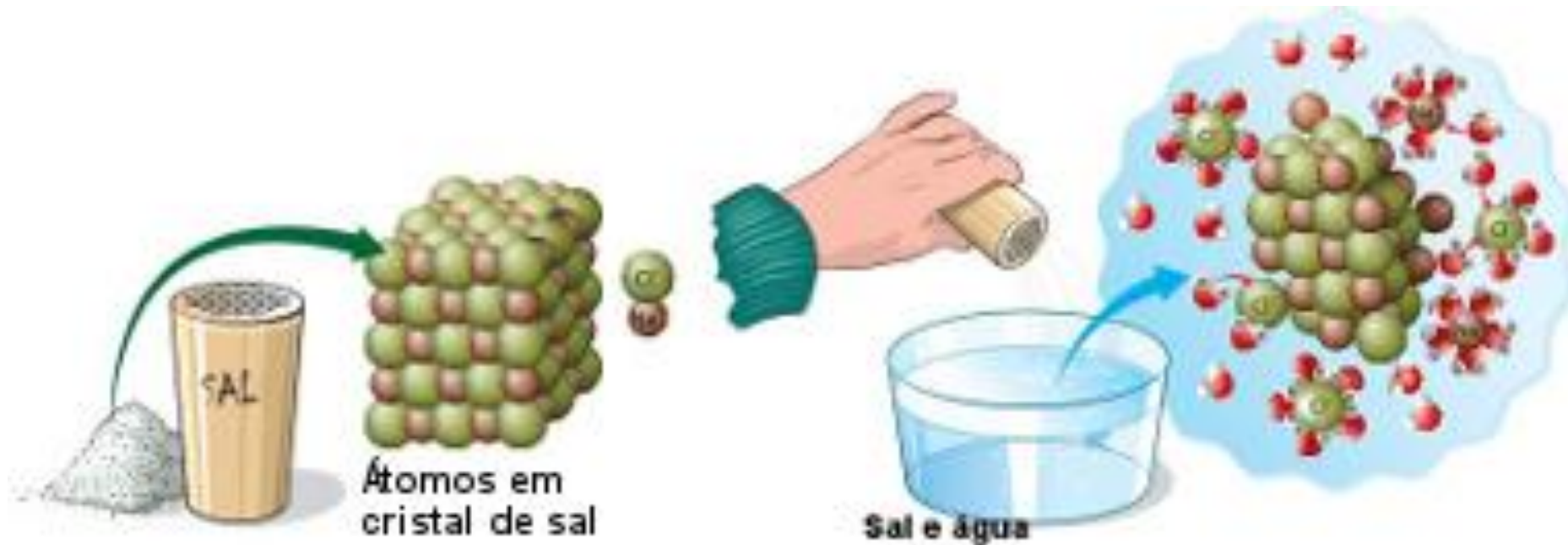
Quando um composto iónico, como o NaCl, é dissolvido em água, **a rede tridimensional dos iões no sólido é destruída e os iões Na^+ e Cl^- são separados uns dos outros.**

Em solução cada ião Na^+ é rodeado por moléculas de água orientadas com a sua extremidade negativa na direção do catião e o ião Cl^- é rodeado por moléculas de água com a sua extremidade positiva orientada em direção ao anião.

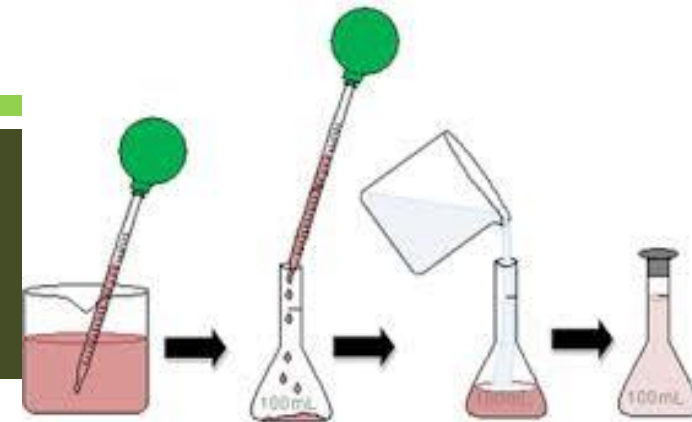
A HIDRATAÇÃO

O processo no qual um íon é rodeado por moléculas de água, dispostas de uma determinada maneira, é denominado **HIDRATAÇÃO**.

A hidratação ajuda a estabilizar os íons em solução e evita a combinação entre cátions e aniões.



CONCENTRAÇÕES DE SOLUÇÕES



Quando se fala solução aquosa interessa descrever com rigor a composição dessa solução em termos dos solutos que a compõem. Interessa-nos definir com rigor a concentração de uma solução.

CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO é a quantidade de soluto presente, numa determinada quantidade de solução.

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO: A composição de uma solução pode ser descrita quantitativamente especificando-se qual a sua concentração.

As unidades de concentração que iremos estudar são: fracção molar, concentração mássica, ppm, ppb, concentração molar (ou molaridade) e percentagem mássica.

FRACÇÃO MOLAR

FRACÇÃO MOLAR: É representada pelo símbolo X e corresponde à relação entre o número de moles de um componente e o número total de moles presente.

Sendo n o número de moles e designando por A, B, C, ...os vários componentes em solução, podemos escrever:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots}$$

E assim sucessivamente. Note-se que: $X_A + X_B + X_C + \dots = 1$

CONCENTRAÇÃO MÁSSICA C_m (g/L)

$$C_m = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{Volume da solução (L)}} \quad (\text{g/L}) \text{ ou } (\text{g/dm}^3)$$

$$C_m = \frac{\text{massa soluto (mg)}}{\text{Volume da solução (L)}} \quad (\text{mg/L}) \text{ ou } (\text{mg/dm}^3)$$

$$C_m = \frac{\text{massa soluto } (\mu\text{g})}{\text{Volume da solução (L)}} \quad (\mu\text{g/L}) \text{ ou } (\mu\text{g/dm}^3)$$

Não esquecer:

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

ppm: partes por milhão de parte

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/L (ou } 1 \text{ mg/kg)}$$

ppb: partes por bilhão de parte

$$1 \text{ ppb} = 1 \mu\text{g/L (ou } 1 \mu\text{g/kg)}$$

CONCENTRAÇÃO MOLAR – C – OU MOLARIDADE (mol/L)

$$C = \frac{n^{\circ} \text{ moles do soluto (mol)}}{\text{Volume da solução (L)}} \quad (\text{mol/L, mol/dm}^3, \text{ ou M, lê-se "molar"})$$

Uma solução contendo 2 moles de soluto por litro de solução, possui uma concentração 2 mol/dm³, ou 2 molar (2M).

Esta é a unidade de concentração mais utilizada em química!

Para calcular o n° de moles de uma substância, é necessário a sua massa molar e calcular o n° de moles com a fórmula:

$$n = \frac{m}{M}$$

% MÁSSICA (m/m)

% em massa (ou % em peso) : É a percentagem da massa total de uma solução correspondente a um componente. É a relação entre a massa de um componente e a massa total da solução.

Por exemplo, uma solução que seja a 40% (p/p) em NaOH, significa que tem 40 g de NaOH por cada 100 g de solução.

$$\% \text{ mássica (m/m)} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{massa da solução (g)}} \times 100 \quad (\%) \text{ ou (g/100 g)}$$

Massa solução = massa soluto + massa da solvente

$$\text{Densidade(d) ou massa volúmica } (\rho) \text{ da solução : } d = \frac{\text{massa da solução (g)}}{\text{volume da solução (cm}^3 \text{ ou ml)}}$$

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Diluir uma solução significa acrescentar solvente a esta solução até atingir uma concentração desejada.

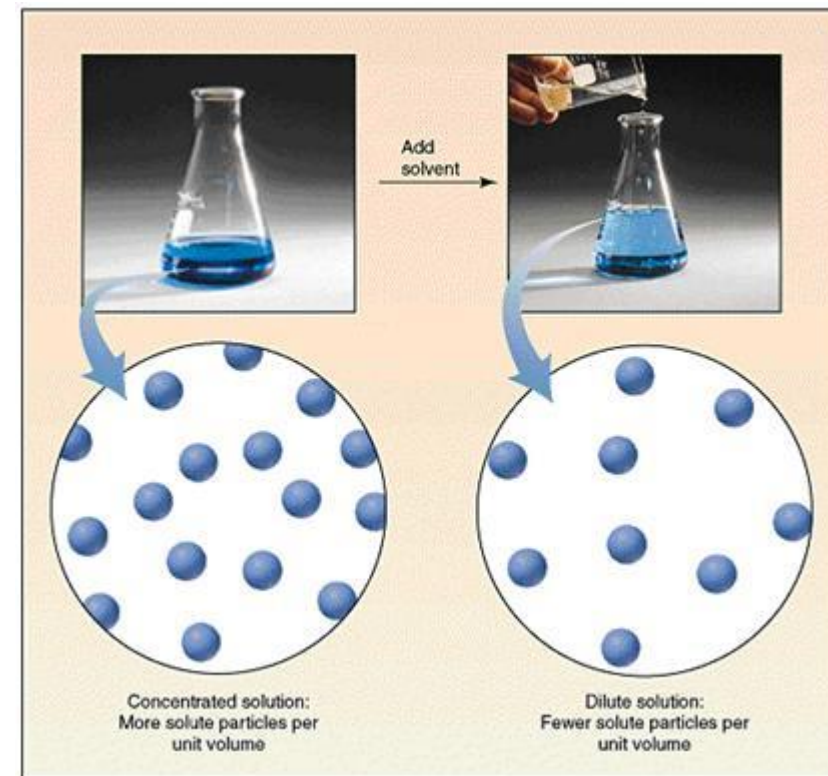
Ora:

- A quantidade de soluto (massa, mol ou equivalentes) permanece constante.
- O volume da solução aumenta
- A concentração (C_m ou C) diminui.

Então:

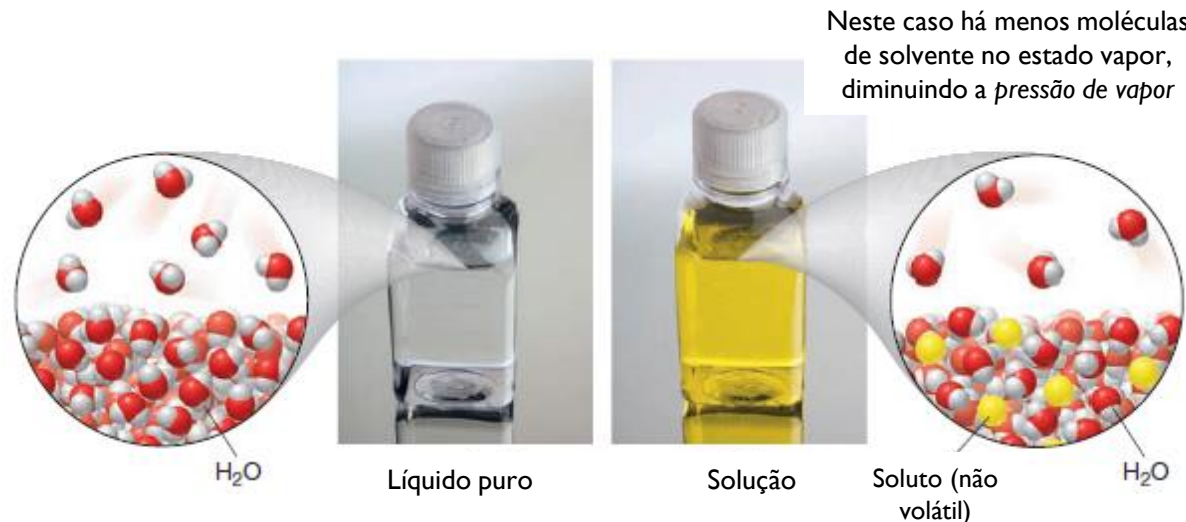
$$N^{\circ} \text{ moles (início)} = N^{\circ} \text{ moles (final)}$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$



PROPRIEDADES COLIGATIVAS: propriedades de uma solução que dependem da concentração do soluto e não do tipo de soluto

Diminuição da pressão de vapor: Uma solução que contém um soluto não volátil tem uma pressão de vapor inferior à do solvente puro, ou seja, há menos moléculas de solvente a passar ao estado de vapor. Quanto maior a concentração do soluto, menor a pressão de vapor (há menos moléculas de solvente à superfície da solução disponíveis para passar ao estado de vapor).



ELEVAÇÃO DO PONTO DE EBULIÇÃO

Elevação do ponto de ebulição (ebulioscopia): Uma solução que contem um soluto não volátil tem um ponto de ebulição superior ao solvente puro.

O ponto de ebulição é a temperatura à qual a pressão de vapor iguala a pressão atmosférica, logo se a pressão de vapor diminui é necessário aumentar a temperatura para aumentar o número de moléculas de solvente no estado vapor e se atingir a pressão atmosférica.

A elevação do ponto de ebulição depende apenas da concentração do soluto, quanto mais concentrado maior o aumento do ponto de ebulição

ELEVAÇÃO DO PONTO DE EBULIÇÃO

Elevação ebulioscópica: $\Delta T_e = T_e - T_e^0$

T_e^0 = ponto de ebulição do solvente puro

T_e = ponto de ebulição da solução

Como $T_e^0 < T_e$ vem: $\Delta T_e > 0$

$$\Delta T_e = K_e m$$

Com:

K_e = const. molal de elevação ebulioscópica ($^{\circ}\text{C}/m$)

m = molalidade da solução (**CONCENTRAÇÃO MOLAL**)

TABELA 12.2

Constantes Molais de Elevação Ebulioscópica e de Depressão Crioscópica de Vários Líquidos Comuns

Solvente	Ponto de Fusão Normal ($^{\circ}\text{C}$)*	K_f ($^{\circ}\text{C}/m$)	Ponto de Ebulição Normal ($^{\circ}\text{C}$)*	K_e ($^{\circ}\text{C}/m$)
Água	0	1,86	100	0,52
Benzeno	5,5	5,12	80,1	2,53
Etanol	-117,3	1,99	78,4	1,22
Ácido acético	16,6	3,90	117,9	2,93
Cicloexano	6,6	20,0	80,7	2,79

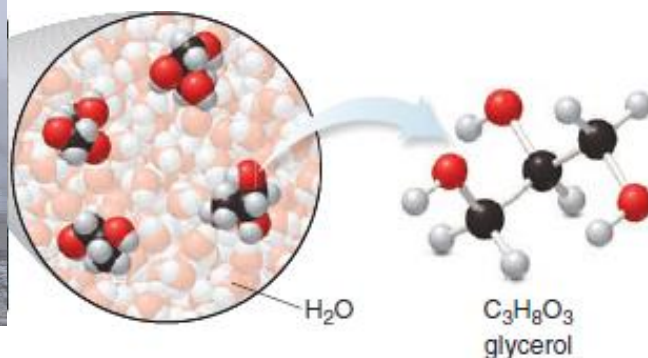
* Medido a 1 atm.

$$m = \frac{\text{n}^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{\text{massa de solvente (kg)}}$$

DIMINUIÇÃO DO PONTO DE FUSÃO: DEPRESSÃO CRIOSCÓPICA

Diminuição do ponto de fusão (crioscopia): Uma solução que contem um soluto não volátil tem um ponto de fusão inferior ao solvente puro.

A presença de um soluto dificulta a ligação entre as moléculas do solvente para formar um sólido cristalino, mantendo-o líquido, pelo que é necessária uma temperatura mais baixa para ele passar ao estado sólido.



DIMINUIÇÃO DO PONTO DE FUSÃO

Elevação ebulioscópica: $\Delta T_f = T_f^0 - T_f$

T_f^0 = ponto de fusão do solvente puro

T_f = ponto de ebulição da solução

Como $T_f^0 > T_f$ vem: $\Delta T_f > 0$

$$\Delta T_f = K_f m$$

Com:

K_f = constante molal de depressão crioscópica ($^{\circ}\text{C}/m$)

m = molalidade da solução (**CONCENTRAÇÃO MOLAL**)

TABELA 12.2

Constantes Molais de Elevação Ebulioscópica e de Depressão Crioscópica de Vários Líquidos Comuns

Solvente	Ponto de Fusão Normal ($^{\circ}\text{C}$)*	K_f ($^{\circ}\text{C}/m$)	Ponto de Ebulição Normal ($^{\circ}\text{C}$)*	K_e ($^{\circ}\text{C}/m$)
Água	0	1,86	100	0,52
Benzeno	5,5	5,12	80,1	2,53
Etanol	-117,3	1,99	78,4	1,22
Ácido acético	16,6	3,90	117,9	2,93
Cicloexano	6,6	20,0	80,7	2,79

* Medido a 1 atm.

$$m = \frac{\text{n}^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{\text{massa de solvente (kg)}}$$

EXEMPLO: calcule o ponto de fusão de uma solução que contém 478 g de etilenoglicol (anticongelante, $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$) em 3202 g de água.

Dados: $M(\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})) = 62,01 \text{ g/mol}$

$K_f \text{ água} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/m$

Resolução:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{massa do solvente (kg)}} = \frac{478 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{62,01 \text{ g}}}{3,202 \text{ kg solvente}} = 2,41 \text{ } m$$

← **Cálculo da concentração molar**

$$\Delta T_f = K_f m$$

$$\Delta T_f = K_f m = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/m \times 2,41 \text{ } m = 4,48 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

$$T_f = T_f^0 - \Delta T_f = 0,00 \text{ }^\circ\text{C} - 4,48 \text{ }^\circ\text{C} = -4,48 \text{ }^\circ\text{C}$$