

# MESCLÉS I SOLUCIONS



# Mescla



Una **mescla** consta de dues o més substàncies, sense una composició definida, i amb unes propietats que dependran de la classe i de la proporció de cadascun dels components

**Mescla heterogènica**



**Mescla homogènica**

# Tipus de mescles



Si es veuen els components a ull nu o amb lupes són **mescles heterogènies**.

Si sols es poden distingir els components amb microscopis es denominen **dispersions col·loïdals o col·loïdes**.

Si **no** es poden distingir les partícules components ni amb microscopis es denominen **mescles homogènies o solucions**

**dissolvent**

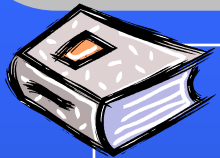
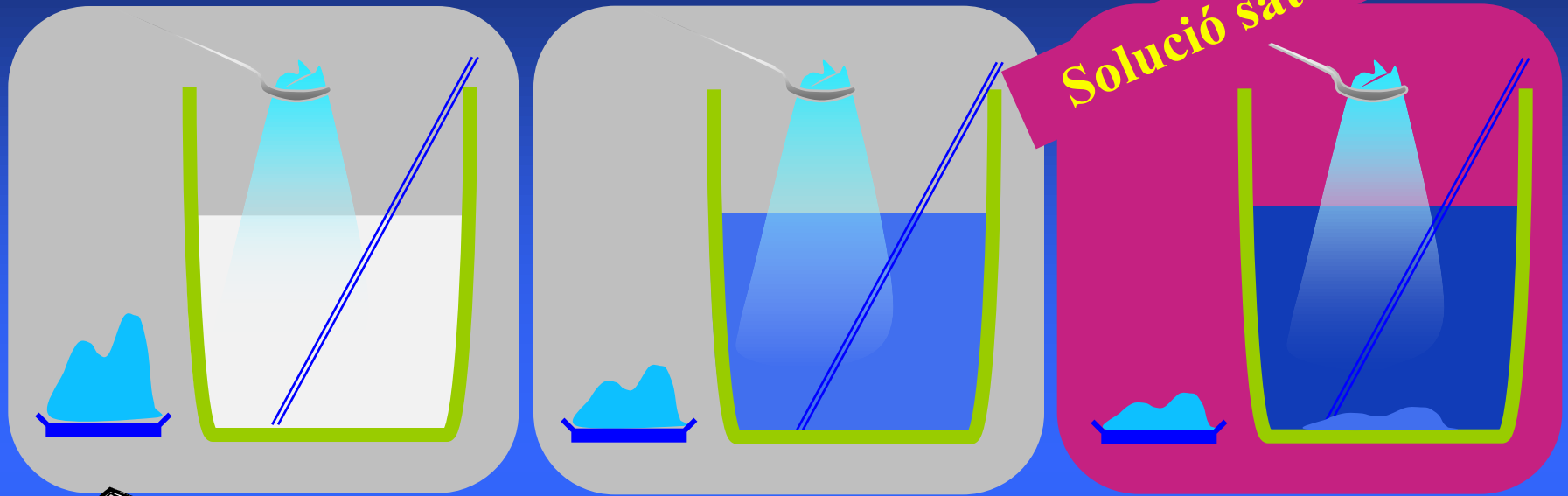
**Solut**

A diagram showing a light blue square representing the solvent. Inside the square is a dark blue, irregular cloud-like shape representing the solute. The word 'dissolvent' is written in blue above the square, and 'Solut' is written in yellow inside the dark blue shape.

En les solucions el component minoritari s'anomena **solut** i el majoritari, **dissolvent**.

Les partícules del **solut** disperses en el **dissolvent** tenen una grandària inferior a 1 micrometre.

# Solubilitat

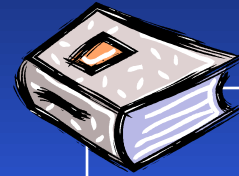
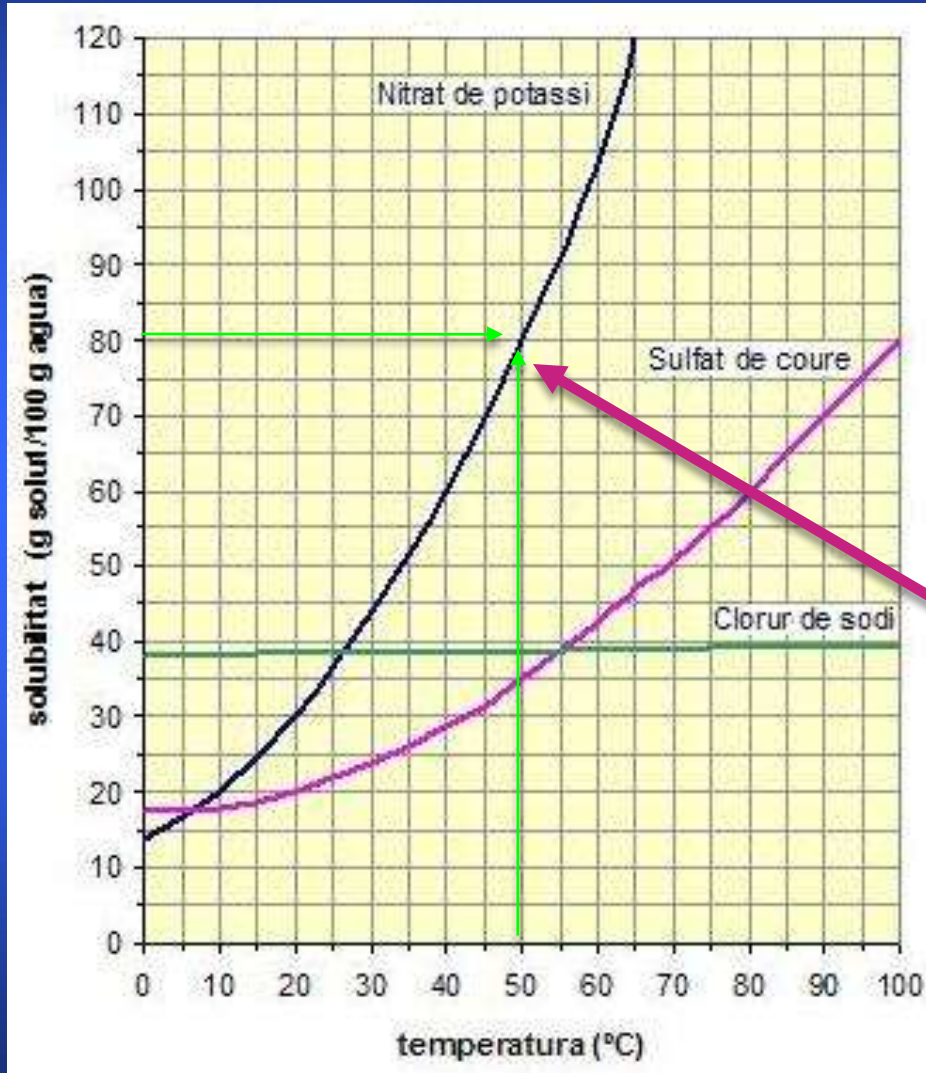


La **solubilitat** és la màxima quantitat de solut que es pot dissoldre en una quantitat determinada de dissolvent a una determinada temperatura.

Usualment s'expressa la solubilitat **S** d'un solut en una solució aquosa saturada amb referència a 100 g d'aigua:

$$S = \text{massa de solut} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$$

# Corba de solubilitat



Indica la màxima massa de solut que es pot dissoldre en 100 g d'aigua en funció de la temperatura

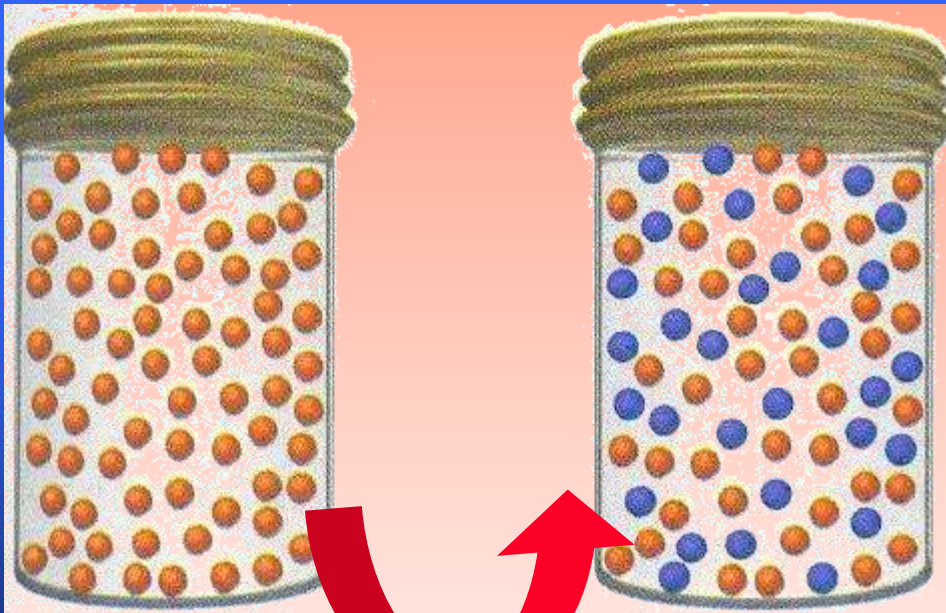


En 100 g d'aigua a 50°C es pot dissoldre un màxim de 80 g de nitrat de potassi

# Concentració



La **concentració** d'una solució indica la quantitat de solut dissolta per unitat de dissolvent o de solució



La **concentració** de les boletes blaves es pot indicar de moltes maneres. Per exemple: percentatge de boletes blaves sobre el total de boletes

# Percentatge en massa

$$\text{Percentatge en massa} = \frac{m_{\text{solut}}}{\text{massa solució}} \cdot 100$$

Unitat  
adimensional  
%



Com que aquesta concentració indica sols una proporció, la unitat de la massa del solut i de la solució poden ser qualsevol, sempre que ambdues siguin la mateixa, tot i que s'acostuma a emprar grams (g)

La massa de la solució és la suma de la masses del solut i del dissolvent:

$$\text{massa solució} = \text{massa solut} + \text{massa dissolvent}$$

# Concentració en massa

Unitat  
 $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{Concentració en massa} = \frac{m_{\text{solut}}(\text{g})}{\text{volum solució (L)}}$$



Aquesta expressió de la concentració es pot passar fàcilment a concentració molar emprant com a factor de conversió la massa molar (M) del solut:

$$1 \text{ mol de solut} = M \text{ g de solut}$$



# Concentració molar o molaritat

Unitat  
 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
(M)

$$\text{Molaritat} = \frac{n_{\text{solut}}(\text{mol})}{\text{volum solució (L)}}$$



Aquesta expressió de la concentració és la més utilitzada en química perquè permet calcular rapidament les quantitats de solut en mols, però té el desavantatge que canvia una mica amb la temperatura perquè els líquids es dilaten.

# Concentració molar o molalitat

$$\text{molalitat} = \frac{n_{\text{solut}} (\text{mol})}{\text{massa d'aigua (kg)}}$$

Unitat  
 $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$   
(m)



Aquesta expressió de la concentració té l'avantatge que no canvia amb la temperatura.

No s'ha de confondre la massa d'aigua (dissolvent) amb la massa de solució (dissolvent + solut).

# Percentatge en volum

$$\text{Percentatge en volum} = \frac{V_{\text{solut}}}{\text{volum solució}} \cdot 100$$

Unitat  
adimensional  
%



Com que aquesta concentració indica sols una proporció, la unitat del volum del solut i de la solució poden ser qualsevol, sempre que ambdues siguin la mateixa, tot i que s'acostuma a emprar litres (L)

El volum de la solució **NO** és igual a la suma dels volums del solut i del dissolvent perquè normalment es produeix una contracció del volum. Sols en solucions molt diluïdes aquesta contracció es pot considerar menyspreable.

# Fracció molar

$$X_{\text{solut}} = \frac{n_{\text{solut}}}{n_{\text{totals}}}$$

Unitat  
adimensional  
(sense unitats)

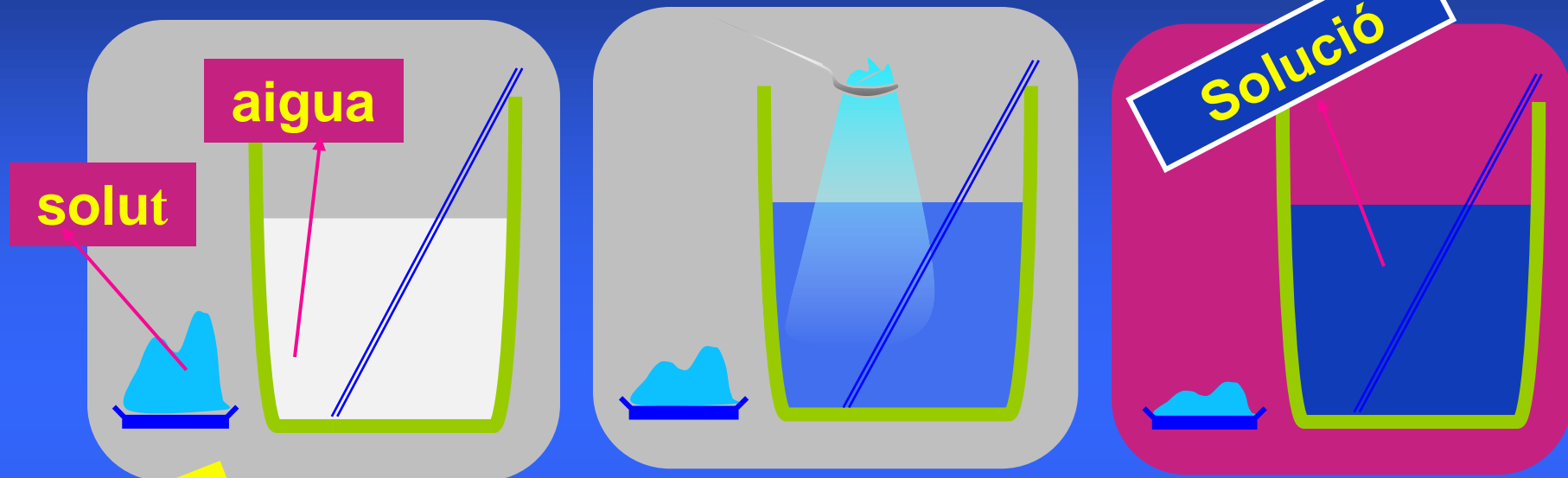


La fracció molar indica la proporció dels mols de solut respecte el total de mols expressada en tant per 1.

Com que és un tant per 1, la suma de les fraccions molars dels soluts amb la fracció molar del dissolvent ha de donar sempre 1. Per exemple, en el cas d'una solució amb un únic solut :

$$1 = \text{fracció molar solut} + \text{fracció molar dissolvent}$$

# Preparació d'una solució a partir de solut pur



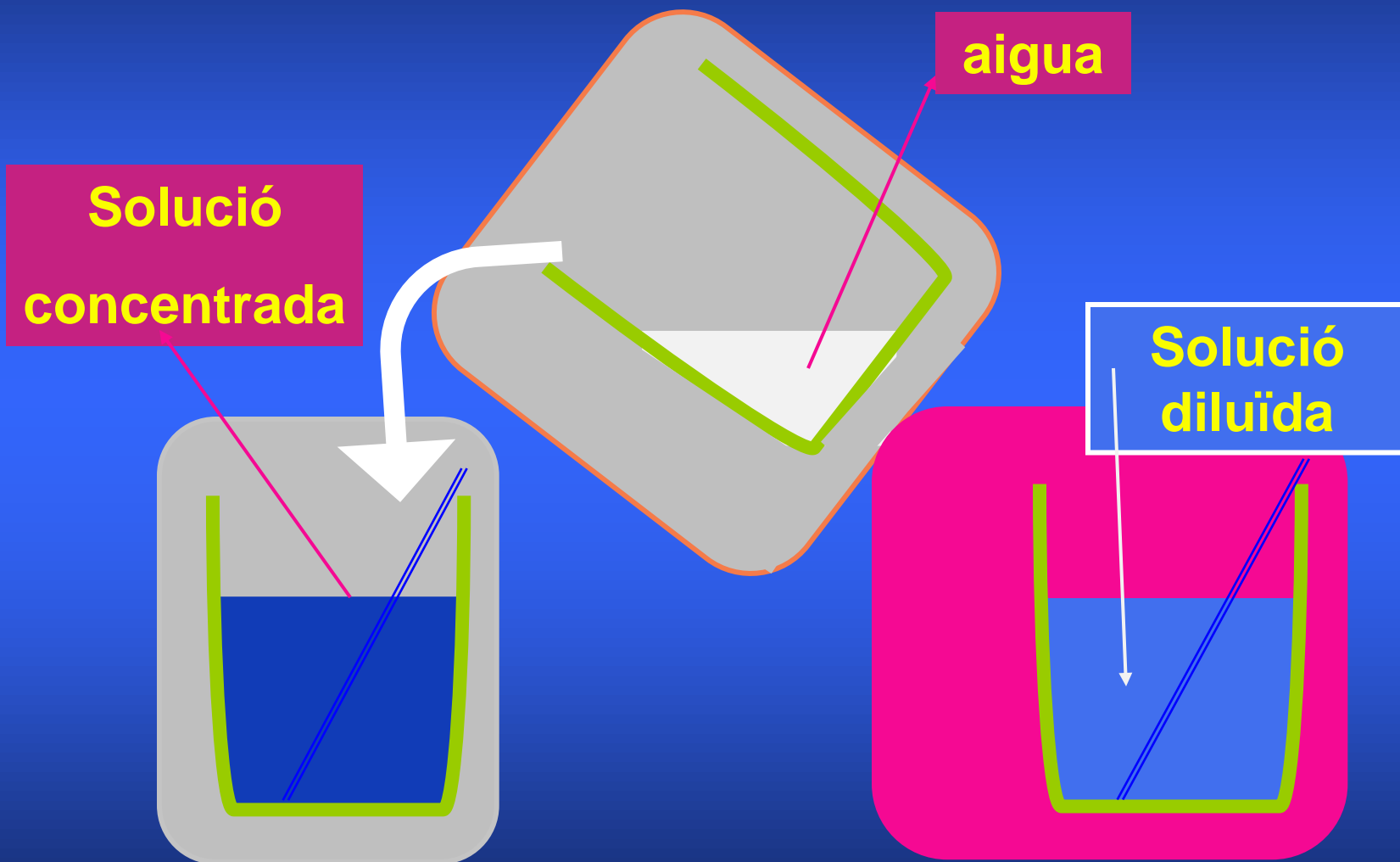
Exemple

Es dissolen 50 g d'una sal en aigua fins completar un volum de 400 mL de solució. Quina és la concentració en massa de la solució preparada?

**Solució:**

$$\text{Conc. en massa} = \frac{\text{massa de solut (g)}}{\text{volum de solució (L)}} = \frac{50 \text{ g}}{0,4 \text{ L}} = 125 \text{ g/L}$$

# Preparació d'una solució per dilució d'una solució concentrada



# Exemple de preparació d'una solució per dilució d'una solució concentrada

Exemple

S'afegeixen 200 mL d'aigua a 500 mL d'una solució de NaOH de concentració 0,4 M. Calcula quina serà la molaritat de la solució preparada. (suposar volums additius)

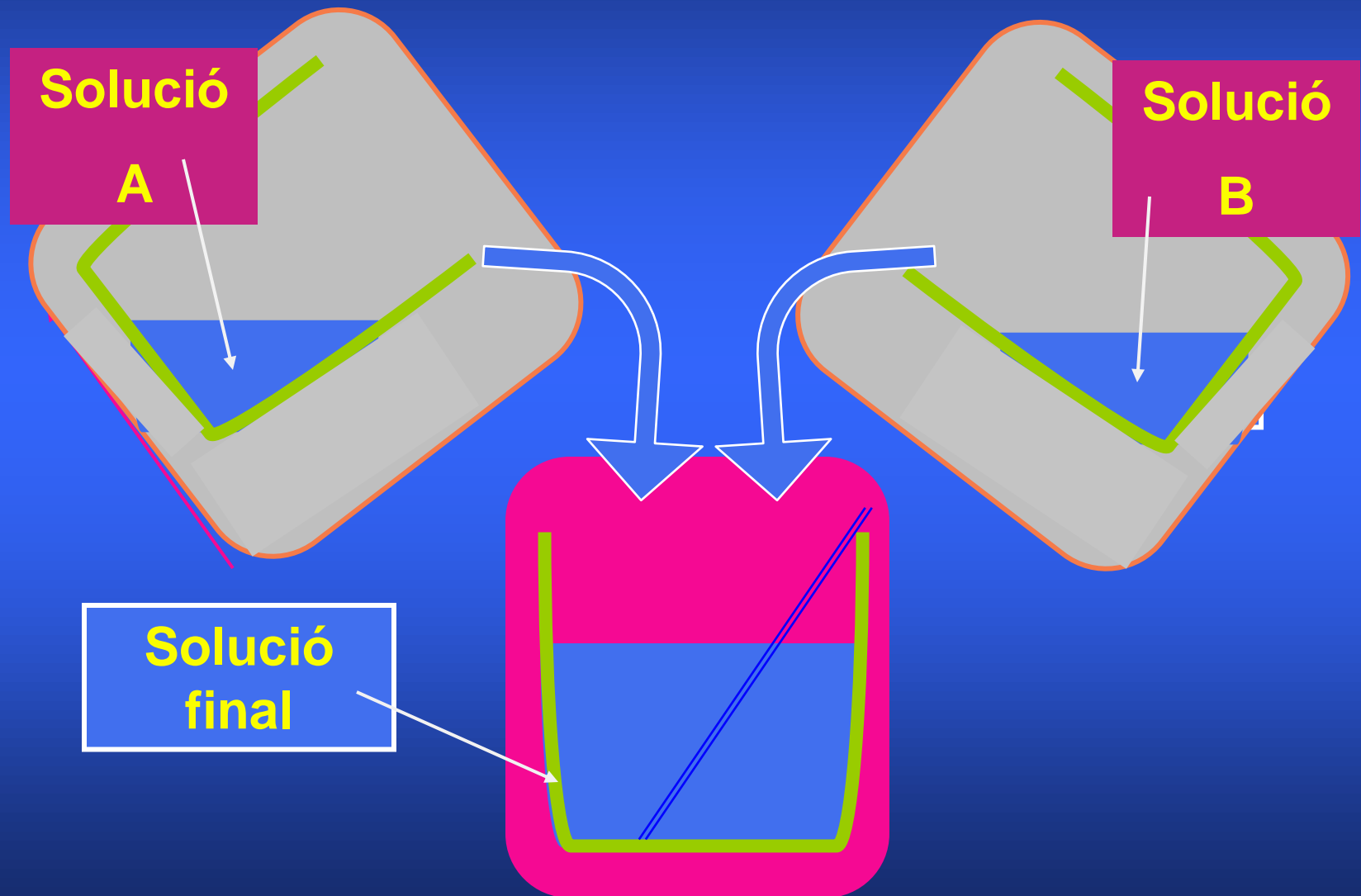
**Solució:**

$$\text{Volum final} = 0,5 \text{ L} + 0,2 \text{ L} = 0,7 \text{ L}$$

$$\text{mol NaOH} = 0,5 \text{ L} \cdot \frac{0,4 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{molaritat} = \frac{\text{mols NaOH}}{\text{volum final (L)}} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,7 \text{ L}} = 0,29 \text{ M}$$

# Preparació d'una solució per mescla de dues solucions





# Exemple de preparació d'una solució per mescla de dues solucions

Exemple

Es mesclen 200 mL d'una solució 0,6 M de NaOH amb 500 mL d'una solució 0,4 M de NaOH. Quina serà la molaritat de la solució preparada? (suposar volums additius)

**Solució:**

$$\text{mol NaOH de A} = 0,2 \text{ L} \cdot \frac{0,6 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{mol NaOH de B} = 0,5 \text{ L} \cdot \frac{0,4 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{Volum de solució} = 0,2 \text{ L} + 0,5 \text{ L} = 0,7 \text{ L}$$

$$\text{mols totals NaOH} = 0,12 \text{ mol} + 0,2 \text{ mol} = 0,32 \text{ mol}$$

$$\text{molaritat} = \frac{\text{mols totals NaOH}}{\text{volum final (L)}} = \frac{0,32 \text{ mol}}{0,7 \text{ L}} = 0,46 \text{ M}$$

# Informació doble de la concentració expressada en % en massa

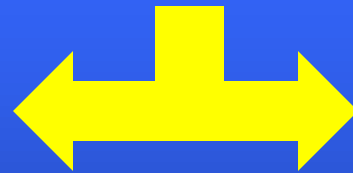


La concentració en tant per cent en massa dóna informació doble ja que indica la massa de solut per massa de solució, però també la massa de solut per massa de dissolvent.

Exemple

20 %

$\frac{20 \text{ g de solut}}{100 \text{ g de solució}}$



$\frac{20 \text{ g de solut}}{80 \text{ g d'aigua}}$



Aquesta forma serveix per a calcular la concentració expressada en g/L i a partir d'aquí la molaritat



Aquesta forma serveix per a calcular la molalitat i la fracció molar

# Convertir una expressió de concentració en altra



Per a convertir una expressió de concentració en altra s'han d'aplicar una sèrie de factors de conversió

**Concentració en massa (g/L)**

Massa molar del solut

**Concentració molar (M)**

Densitat de la solució

Massa molar del solut

**Concentració molal (m)**

**Percentatge en massa (%)**

Masses molars del solut i del dissolvent

**Fracció molar**

# La solubilitat d'un solut en altres expressions de concentració



Com que la solubilitat indica una concentració també es pot donar en altres expressions de concentració. El primer pas és determinar el percentatge en massa i a partir d'aquí es pot passar a qualsevol altra.

Exemple

La solubilitat del sulfat de coure en aigua a 70°C és 50g/100 g H<sub>2</sub>O. Expressa la solubilitat en percentatge en massa.

**Solució:**

Si hi ha 50 g de sulfat de coure dissolts en 100 g d'aigua, han d'haver necessàriament 150 g de solució (50 g+ 100 g)

$$\text{Percentatge } e = \frac{m_{\text{solut}}}{\text{massa}_{\text{solució}}} \cdot 100 = \frac{50 \text{ g}}{150 \text{ g}} \cdot 100 = 33,3\%$$

# Propietats col·ligatives



Propietats de les solucions que depenen únicament de la concentració de solut, però no de la seva naturalesa

- 1. Disminució de la pressió de vapor**
- 2. Augment de la temperatura d'ebullició**
- 3. Descens de la temperatura de fusió/congelació**
- 4. Pressió osmòtica**

# Llei de Raoult sobre la disminució de la pressió de vapor



La pressió de vapor ( $p$ ) del dissolvent d'una solució és directament proporcional a la seva fracció molar  $i$ , per, tant és menor que la del dissolvent pur ( $p^0$ )

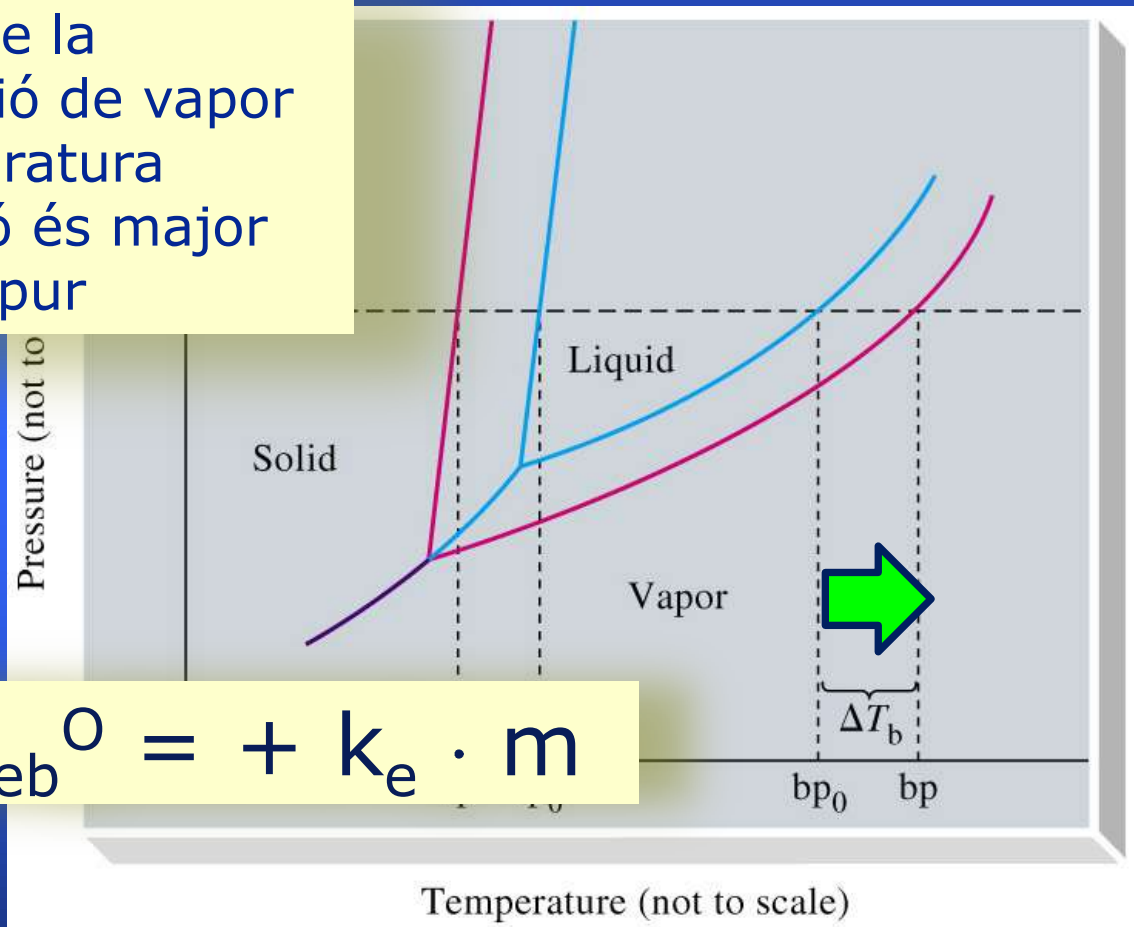
$$P = x_{\text{dissolvent}} P^0$$

$$\text{Com } x_{\text{dissolvent}} < 1 \Rightarrow P < P^0$$

$$\Delta P = P^0 - P = P^0 - x_{\text{dissolvent}} P^0 = P^0 (1 - x_{\text{dissolvent}}) = P^0 \cdot x_{\text{solut}}$$

# Ascens ebulloscòpic

Com a conseqüència de la disminució de la pressió de vapor de la solució, la temperatura d'ebullició de la solució és major que la del dissolvent pur

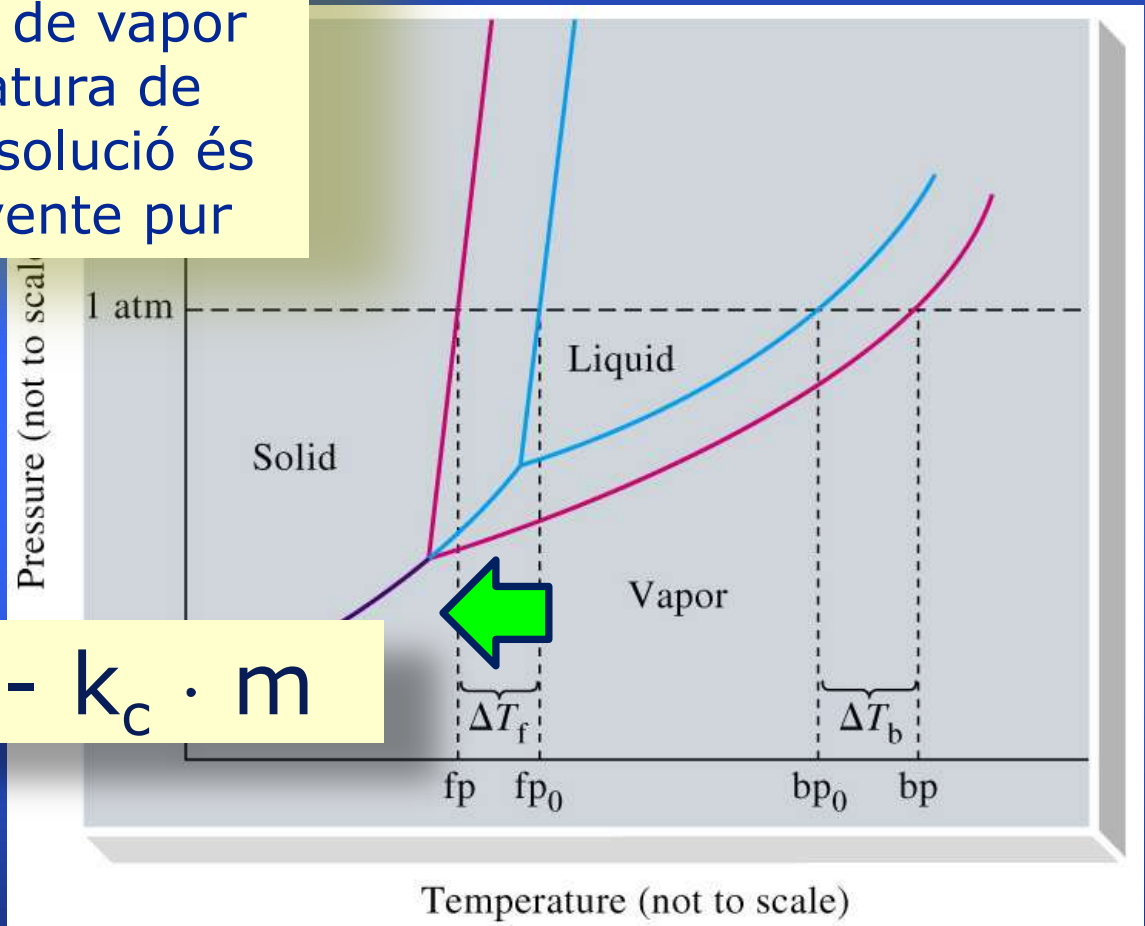


$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^0 = + k_e \cdot m$$

# Descens crioscòpic

Com a conseqüència de la disminució de la pressió de vapor de la solució, la temperatura de congelació (fusió) de la solució és menor que la del dissolvent pur

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c = -k_c \cdot m$$





# Constants crioscòpiques i ebulloscòpiques

Dissolvent	Tcong/°C	$k_f$ /K·kg·mol <sup>-1</sup>	Tebull./°C	$k_{eb}$ /K·kg·mol <sup>-1</sup>
Acetona	-95.35	2.40	56.2	1.71
Benzè	5.5	5.12	80.1	2.53
Càmfora	179.8	39.7	204	5.61
CCl <sub>4</sub>	-23	29.8	76.5	4.95
Ciclohexà	6.5	20.1	80.7	2.79
Naftalè	80.5	6.94	212.7	5.80
Fenol	43	7.27	182	3.04
Aigua	0	1.86	100	0.51

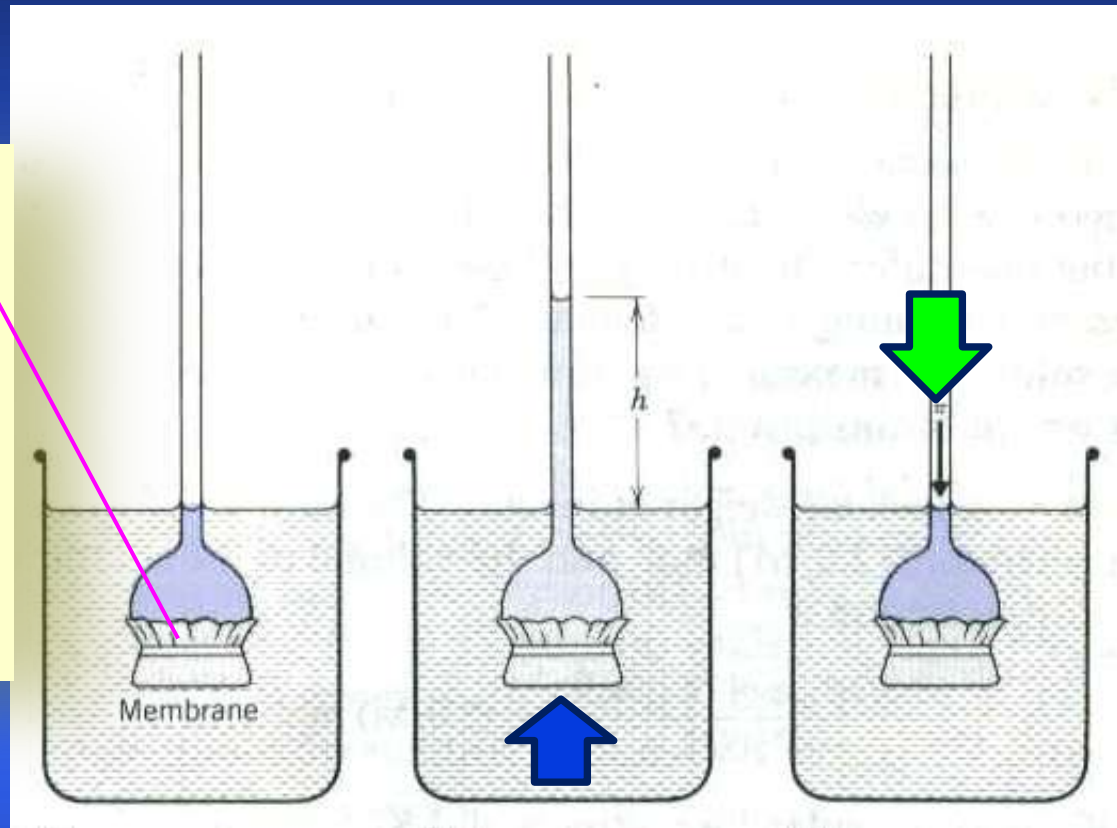
## Aplicacions

**Determinació de masses moleculars**

**Anticongelants: afegir sal a les carreteres, ...**

# Pressió osmòtica

**Membrana semipermeable** que permet que les molècules petites del dissolvent passin, però les grans no i aquesta és la causa del fenomen anomenat **osmosi**



**Osmosi:** Flux de dissolvent a través d'una membrana semipermeable cap al si d'una solució més concentrada.

La **pressió osmòtica** ( $\pi$ ) és la pressió necessària per tal de d'aturar el flux de dissolvent

# Equació de Van't Hoff de la pressió osmòtica

$$\pi = C \cdot R \cdot T$$

Molaritat (mol/L)

Constant molar dels gasos  
(0,082 atm·L/K·mol)

Temperatura (K)

Aplicacions

- **Determinació de masses moleculars**
- **Osmosi inversa  $\Rightarrow$  desalinització**  
(aplicar a la dissolució una pressió major que la  $\pi$ ,  
provocant un flux de sortida del dissolvent).