

Le soluzioni

- Le soluzioni sono sistemi omogenei (un'unica fase) costituiti da almeno due componenti. Il componente maggioritario e' solitamente chiamato **solvente**, i componenti in quantita' minore sono chiamati **soluti**.

Tipo di soluzione	Soluto	Solvente	Esempi
Gassosa	Gas	Gas	O ₂ in N ₂
Liquida	Gas Liquido Solido	Liquido Liquido Liquido	CO ₂ in H ₂ O CH ₃ COOOH in H ₂ O AgNO ₃ in H ₂ O
Solida	Solido	Solido	Cu in Au

La concentrazione

Si pone il problema di conoscere la quantità di soluto corrispondente ad una certa quantità di soluzione. Ad esempio: abbiamo preparato una soluzione di NaCl: quanto volume di questa soluzione dobbiamo prelevare affinché essi contengano un certo numero di moli (o un certo numero di grammi) di NaCl?

Per poter conoscere la quantità di un soluto (generalmente espressa come numero di moli, massa ...) corrispondente ad una data quantità di soluzione (generalmente espressa come massa, volume ...) dobbiamo introdurre il concetto di **concentrazione**: La concentrazione di un soluto in una soluzione è definita come la quantità di soluto corrispondente ad una quantità unitaria di soluzione o solvente.

La concentrazione

La concentrazione si calcola perciò nel modo seguente:

$$\boxed{\text{concentrazione}} = \frac{\boxed{\text{Quantità di soluto}}}{\boxed{\text{Quantità di soluzione / solvente}}}$$

La conoscenza della concentrazione di un soluto in una soluzione consente di risalire dalla quantità di soluzione alla quantità di soluto:

$$\boxed{\text{Quantità di soluto}} = \boxed{\text{concentrazione}} \times \boxed{\text{Quantità di soluzione / solvente}}$$

Misura della concentrazione

Indipendentemente dallo stato fisico dei componenti della soluzione, la quantità di soluto nel solvente (**concentrazione**) può essere espressa in modi diversi:

Concentrazione percentuale in peso %p/p (o anche %w/w): $\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$

Concentrazione percentuale in peso su volume %p/v (o %w/v): $\%p/v = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (mL)}} \cdot 100$

Concentrazione percentuale in volume %v/v: $\%v/v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100$

Molarità, numero di moli di soluto *per litro di soluzione*: $M = [\text{Soluto}] = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}}$

Molalità, numero di moli di soluto *per kg di solvente*: $m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}} \text{ (kg)}}$

Frazione molare, numero di moli del soluto su numero di moli totali: $\chi = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$

In alcuni casi, è possibile convertire un modo di esprimere la concentrazione in un altro. Per fare questo, è spesso necessario conoscere la **densità** della soluzione:

$$\text{Densità} = \frac{m_{\text{soluzione}}}{V_{\text{soluzione}}}$$

Esempio:

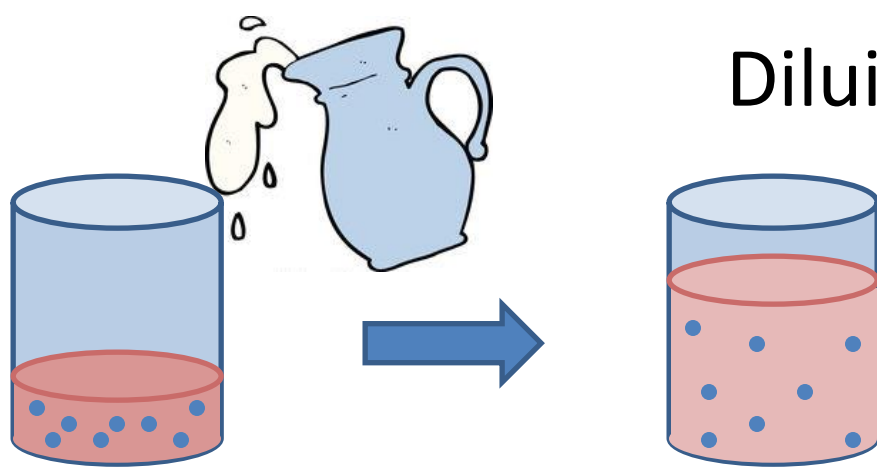
Determinare i grammi di acido nitrico che bisogna aggiungere a 500 g di acqua per ottenere una soluzione al 6.50% in massa.

$$\begin{aligned} m_{\text{H}_2\text{O}} &= 500 \text{ g} & \%p/p_{\text{HNO}_3} &= 6.50\% = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100 \\ m_{\text{soluzione}} &= m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3} \\ (m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}) \cdot \%p/p_{\text{HNO}_3} &= m_{\text{HNO}_3} \cdot 100 \\ (500 + m_{\text{HNO}_3}) \cdot 6.5 &= m_{\text{HNO}_3} \cdot 100 \implies m_{\text{HNO}_3} = \frac{6.5 \cdot 500 \text{ g}}{(100 - 6.5)} = \boxed{34.8 \text{ g}} \end{aligned}$$

Esempio:

Quanti mL di una soluzione 1.2 M di cloruro di sodio si devono far evaporare per ottenere 2.0 g del sale?

$$\begin{aligned} m_{\text{NaCl}} &= 2.0 \text{ g} & M_{\text{NaCl}} &= 1.2 \text{ mol/L} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_{\text{soluzione}}} \\ n_{\text{NaCl}} &= \frac{m_{\text{NaCl}}}{mm_{\text{NaCl}}} & mm_{\text{NaCl}} &= 58.44 \text{ g/mol} \implies n_{\text{NaCl}} = \frac{2.0 \text{ g}}{58.44 \text{ g/mol}} = 0.0342 \text{ mol} \\ V_{\text{NaCl}} &= \frac{n_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{0.0342 \text{ mol}}{1.2 \text{ mol/L}} = 0.0285 \text{ L} = \boxed{28.5 \text{ mL}} \end{aligned}$$



Diluizioni

Diluire significa aggiungere solvente puro o una soluzione meno concentrata per abbassare la concentrazione.

Ma come calcoliamo la concentrazione della nuova soluzione?

Bisogna fare riferimento alle moli del soluto:

Le moli nella soluzione finale devono essere pari alle moli nella soluzione iniziale, più le moli che sono state (eventualmente) aggiunte.

Esempio:

A quale volume bisogna portare 10.0 mL di acido cloridrico 6.0 M affinché la concentrazione della soluzione diventi 0.5 M?

$$V_{\text{iniziale}} = 10.0 \text{ mL}$$

$$M_{\text{iniziale}} = 6.0 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{finale}} = 0.5 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{finali}} = n_{\text{iniziali}} = V_{\text{finale}} \cdot M_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}$$

$$V_{\text{finale}} = \frac{V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}}{M_{\text{finale}}} = \frac{10.0 \text{ mL} \cdot 6.0 \text{ mol/L}}{0.5 \text{ mol/L}} = 120 \text{ mL}$$

Esempio:

505 mL di una soluzione 0.125 M di idrossido di sodio sono stati diluiti fino a raggiungere la concentrazione di 0.100 M. Determinare il volume di acqua aggiunta.

$$V_{\text{iniziale}} = 505 \text{ mL}$$

$$M_{\text{iniziale}} = 0.125 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{finale}} = 0.100 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{finale}} \cdot M_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}$$

$$V_{\text{finale}} = \frac{V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}}{M_{\text{finale}}} = \frac{505 \text{ mL} \cdot 0.125 \text{ mol/L}}{0.100 \text{ mol/L}} = 631 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{finale}} - V_{\text{iniziale}} = (631 - 505) \text{ mL} = 126 \text{ mL}$$

Esempio:

Una soluzione viene preparata sciogliendo 3.74 g di cloruro di potassio in 500 g di acqua. La densità della soluzione ottenuta è 0.988 g cm^{-3} . Qual è la molarità della soluzione?

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})}$$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{mm_{\text{soluto}}}$$

$$d = \frac{m_{\text{soluzione}}}{V_{\text{soluzione}}}$$

$$n_{\text{KCl}} = \frac{3.74 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mol}} = 0.0502 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g} = 0.500 \text{ kg}$$

$$m_{\text{soluzione}} = 500 \text{ g} + 3.74 \text{ g} = 503.74 \text{ g} \quad \Rightarrow \quad V_{\text{soluzione}} = \frac{m_{\text{soluzione}}}{d} = \frac{503.74 \text{ g}}{0.988 \text{ g cm}^{-3}} = 509.86 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{soluzione}} = 509.86 \text{ cm}^3 = 0.50986 \text{ L} \quad \Rightarrow \quad M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})} = \frac{0.0502 \text{ mol}}{0.50986 \text{ L}} = \boxed{0.0985 \text{ mol/L}}$$

Esempio:

Qual è la molarità di 1 litro di soluzione acquosa di acido nitrico di densità 1.19 g mL^{-1} e 31.76% in peso.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})}$$

$$\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

$$mm_{\text{HNO}_3} = 63.02 \text{ g/mol}$$

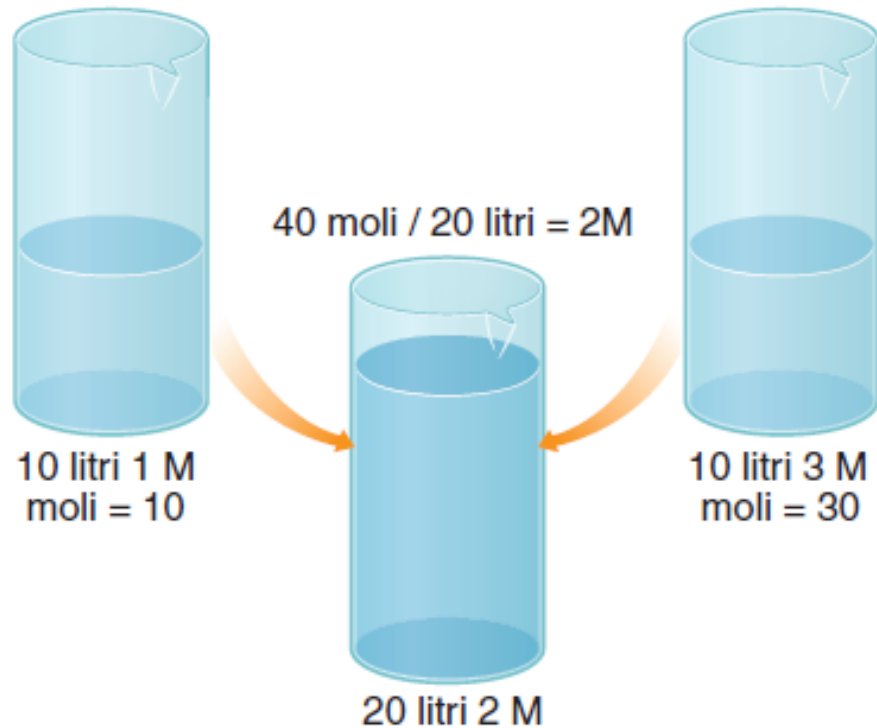
$$1 \text{ L} = 1190 \text{ g}$$

$$1 \text{ L contiene } 1190 \times 0,3176 = 377,94 \text{ g di HNO}_3$$

$$377,94/63,02 = 6 \text{ moli di HNO}_3$$

La soluzione è 6M

Mescolamento di soluzioni di concentrazione diversa



Esempio:

Calcolare la molarità di una soluzione ottenuta miscelando 75 mL di HCl 0.2 M con 25.8 mL di HCl 0.45 M. *Assumere che i volumi siano additivi.*

Soluzione 1: $V_1 = 0.075$ L; $M_1 = 0.2$ M

Soluzione 2: $V_2 = 0.0258$ L; $M_2 = 0.45$ M

$$n_{\text{soluto}}(1) = 0.075 \text{ L} \times 0.2 \text{ mol/L} = 0.015 \text{ mol}$$

$$n_{\text{soluto}}(2) = 0.0258 \text{ L} \times 0.45 \text{ mol/L} = 0.0116 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = 0.015 + 0.0116 = 0.0266 \text{ mol}$$

$$V_{\text{tot}} = 0.075 + 0.0258 = 0.1008 \text{ L}$$



$$M = \frac{0.0266 \text{ mol}}{0.1008 \text{ L}} = 0.264 \text{ mol/L}$$

Esempio:

In una reazione si devono usare 0.24 L di soluzione di KOH 0.5 M. Quanti mL di soluzione di KOH al 15.9 %p/p ($d = 1.145$ g/mL) devono essere diluiti in acqua per ottenere la soluzione desiderata?

$$\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

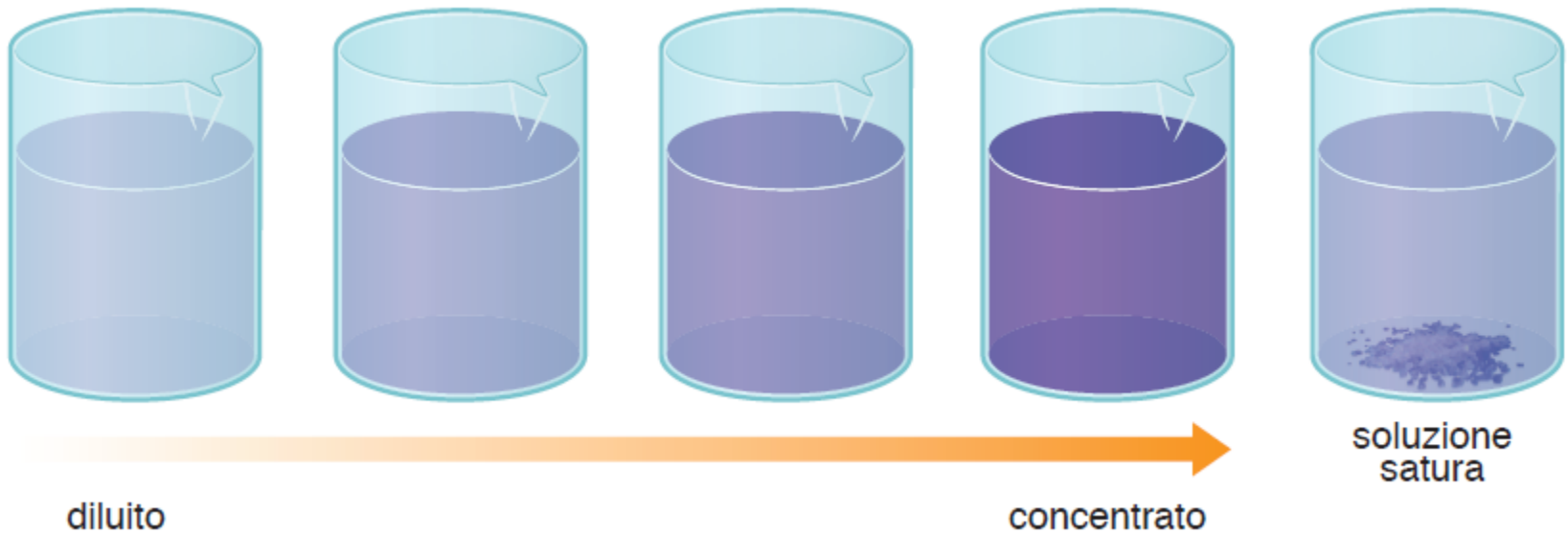
$$mm_{\text{KOH}} = 56.11 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{KOH}} = 0.24 \text{ L} \times 0.5 \text{ mol/L} = 0.12 \text{ mol}$$

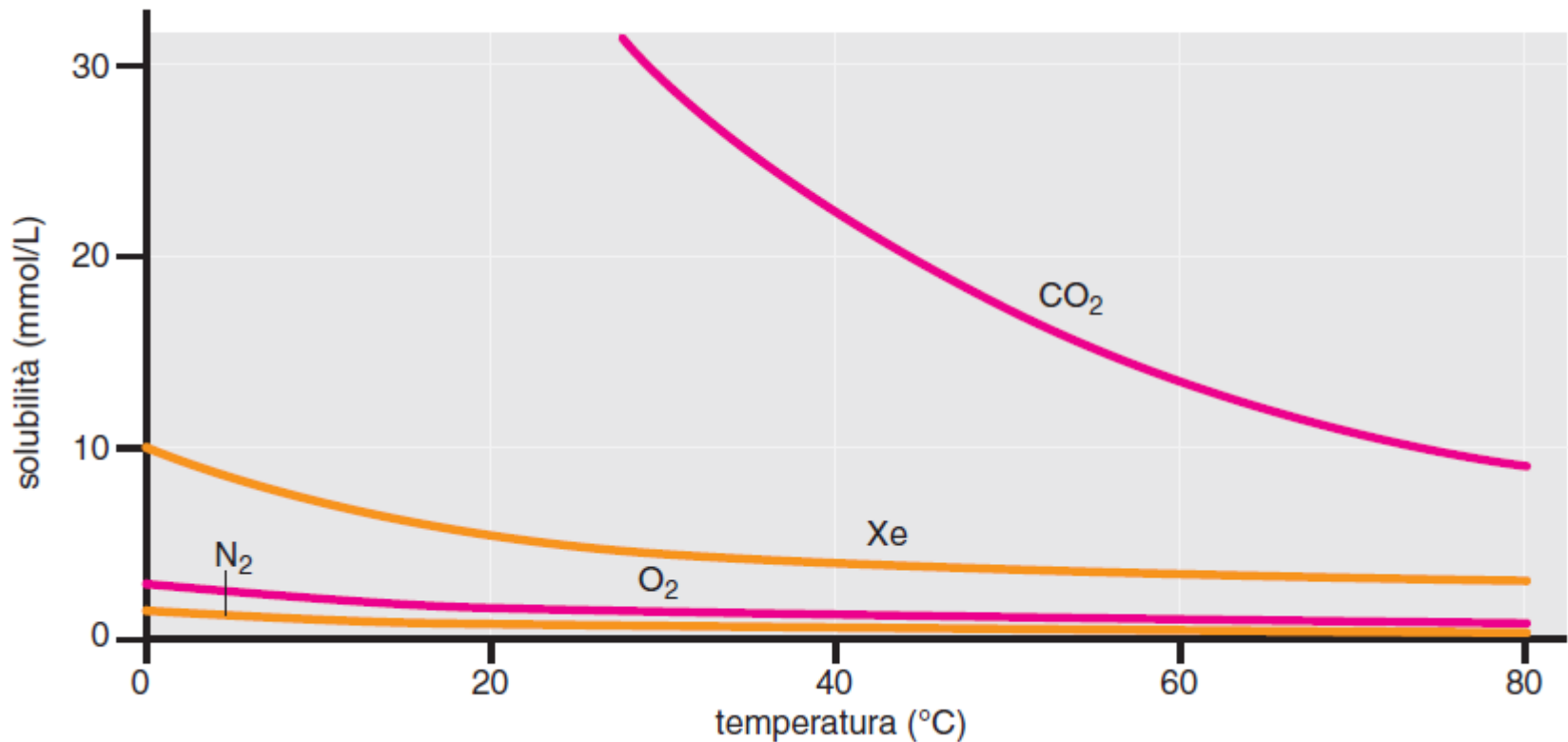
$$\frac{V \text{ mL} \times 1.145 \text{ g/mL} \times (15.9/100)}{56.11 \text{ g/mol}} = 0.12 \text{ mol}$$

$$V = 37 \text{ mL}$$

Le soluzioni sature

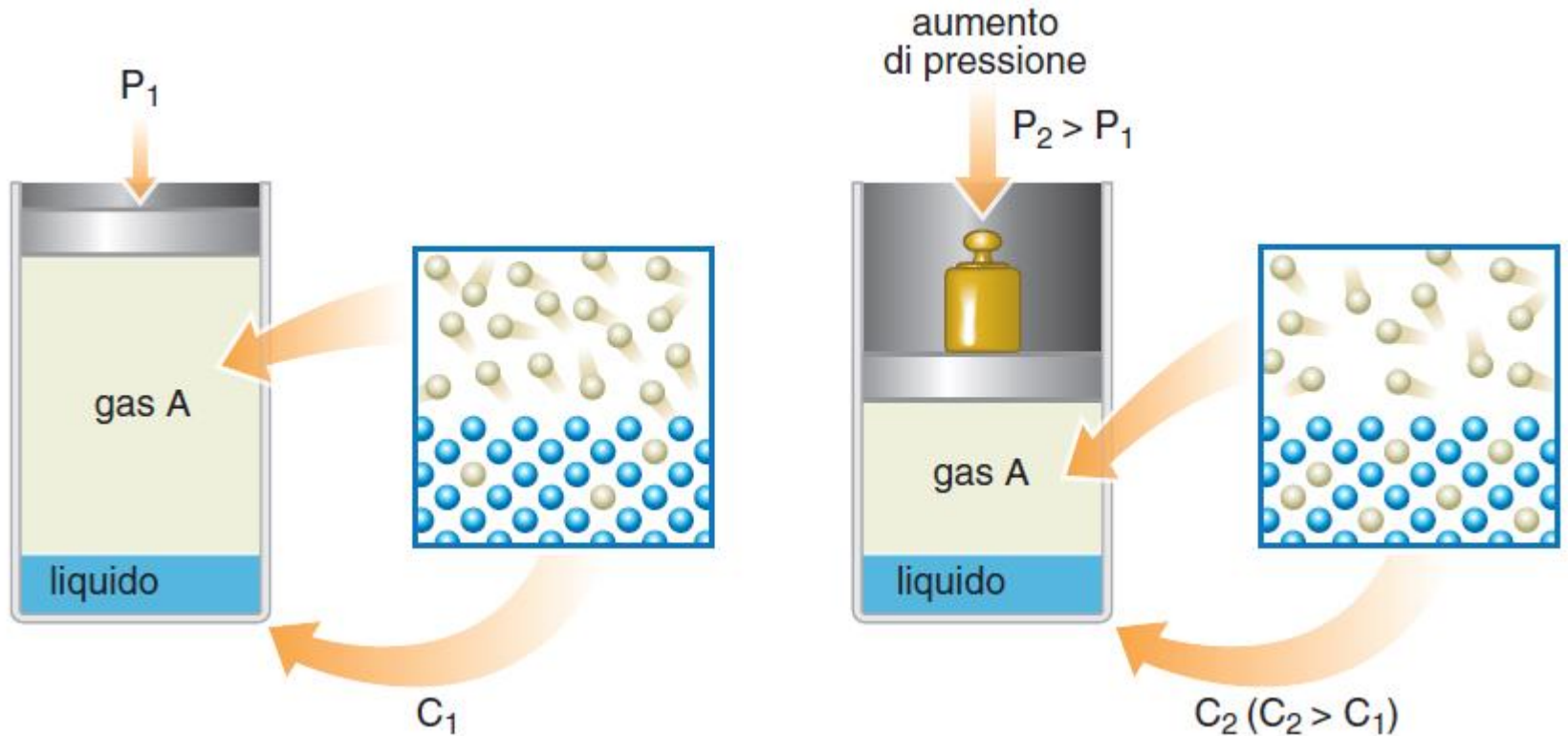


Solubilità di gas nei liquidi



T (°C)	0	10	20	40
Solubilità (mL CO ₂ /mL H ₂ O)	1,71	1,19	0,88	0,53

Solubilità di gas nei liquidi



Legge di Henry: $C = kP$

Proprietà colligative

Proprietà fisiche di una soluzione che descrivono gli effetti esercitati da un soluto sul solvente

Dipendono **esclusivamente dal numero di particelle di soluto** presenti e non dalla loro natura chimica

Soluzione = Solvente + Soluto (non volatile)

Abbassamento della tensione di vapore (legge di Raoult)

Frazione molare

$$\chi = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$$

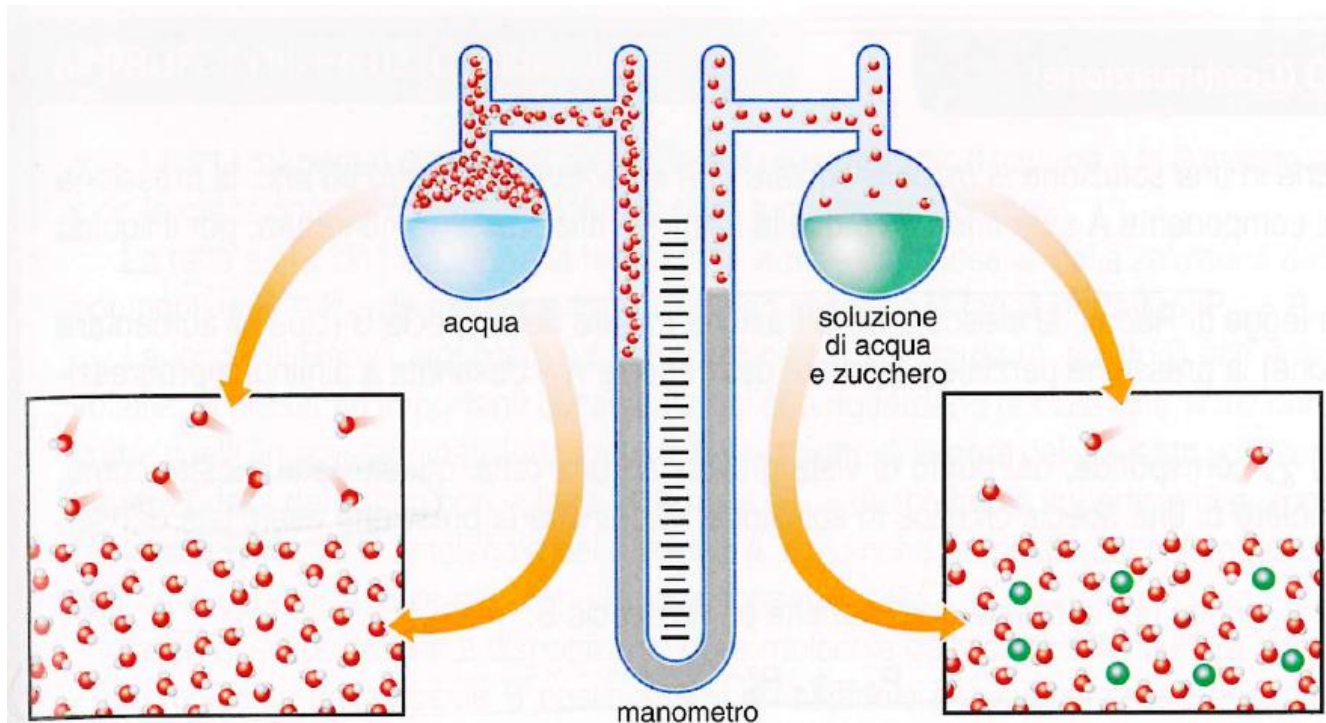
$$\chi_{\text{soluto}} + \chi_{\text{solvente}} = 1$$

$$P_{\text{soluto}}^0 = 0$$

Soluto non volatile

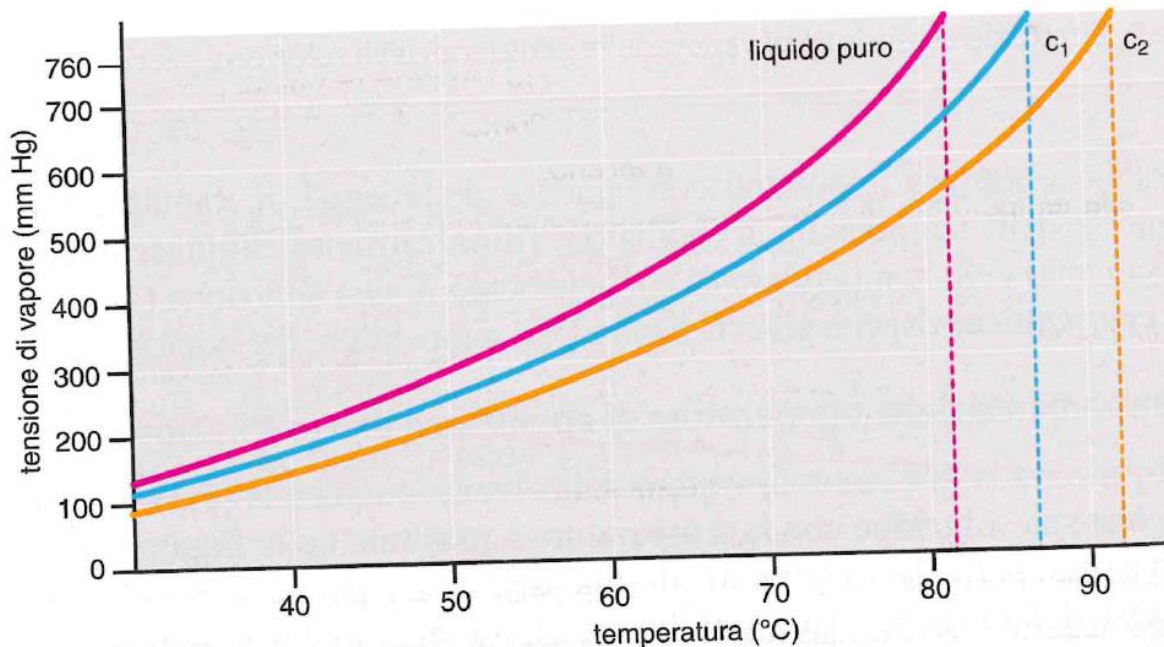
$$P_{\text{soluzione}} = \chi_{\text{solvente}} \times P_{\text{solvente}}^0 + \cancel{\chi_{\text{soluto}} \times P_{\text{soluto}}^0}$$

$$\Delta P = P_{\text{solvente}}^0 - P_{\text{soluzione}} = \chi_{\text{soluto}} \times P_{\text{solvente}}^0$$



Innalzamento del punto ebullioscopico

$$\Delta t_{eb} = t_{eb,soluzione} - t_{eb,solvente} = k_{eb} \times m$$



Costante ebullioscopica
Costante crioscopica
(dipende dal solvente)

$$m = \frac{n_{soluto} \text{ (mol)}}{m_{solvente} \text{ (kg)}}$$

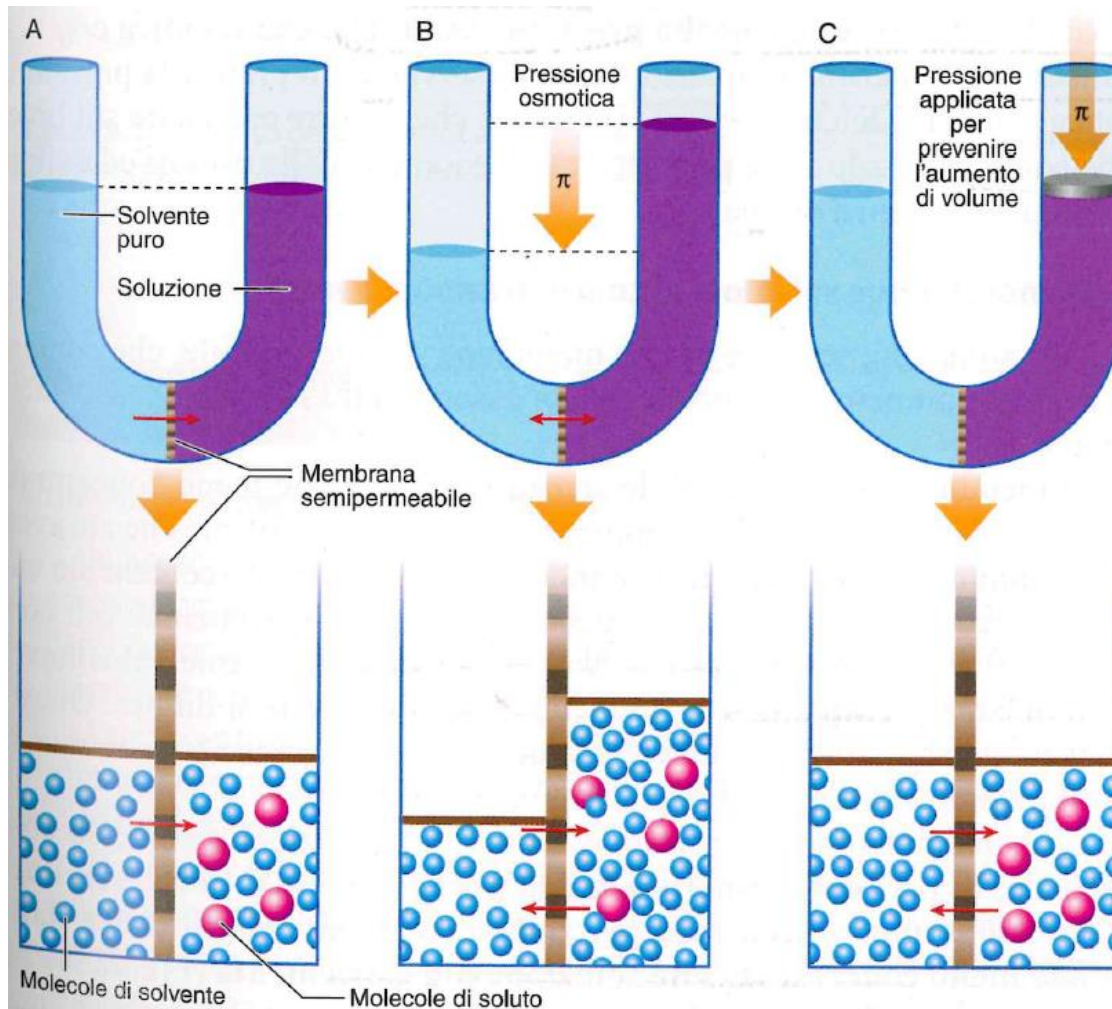
molalità

Abbassamento del punto crioscopico (congelamento)

$$\Delta t_{cr} = k_{cr} \times m$$

Pressione osmotica

pressione che deve essere esercitata sulla soluzione per impedire il passaggio del solvente nella soluzione, quando solvente e soluzione sono separati da una membrana semipermeabile



$$\pi V = nRT$$

n = moli soluto

Esempio:

Calcolare la quantità di glicerolo, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, che, sciolta in 285 mL di acqua ($d = 0.996 \text{ g/mL}$), provoca un innalzamento ebullioscopico di 0.150°C . La costante ebullioscopica molale dell'acqua è di $0.512^\circ\text{C} \times \text{kg/mol}$.

$$\text{MM}(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 92.0954 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 285 \text{ mL} \times 0.996 \text{ g/mL} = 284 \text{ g}$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = 0.150 = 0.512 \times m \quad \Rightarrow \quad \text{molalità} = \frac{0.150^\circ\text{C}}{0.512^\circ\text{C} \times \text{kg/mol}} = 0.293 \text{ mol/kg}$$

$$n(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 0.293 \text{ mol/kg} \times 0.284 \text{ kg} = 0.0832 \text{ mol}$$

$$m(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3) = 0.0832 \text{ mol} \times 92.0954 \text{ g/mol} = 7.66 \text{ g}$$

Esempio:

Il plasma del sangue umano ha una pressione osmotica di 7.65 atm alla temperatura di 37.0°C . Calcolare la quantità di glucosio, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, che si deve sciogliere in acqua in modo da ottenere 0.250 L di soluzione isotonica (stessa pressione osmotica) con il plasma sanguigno.

$$\text{MM}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180.1589 \text{ g/mol}$$

$$\pi = 7.65 \text{ atm}$$

$$T = 37.0 + 273.15 = 310.2 \text{ K}$$

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{7.65 \text{ atm} \times 0.250 \text{ L}}{0.0821 \text{ atm/(mol} \times \text{K)} \times 310.2 \text{ K}} = 0.0751 \text{ mol}$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 0.0751 \text{ mol} \times 180.1589 \text{ g/mol} = 13.53 \text{ g}$$

Esempio:

L'abbassamento crioscopico di una soluzione contenente 2.18 g di un composto non volatile A in 127 g di un solvente di cui non si conosce la costante crioscopica k_c è 1.69°C . Determinare la massa molecolare del composto A, sapendo che una soluzione contenente 3.85 g di un altro composto non volatile B di massa molecolare 162 u, presenta un abbassamento crioscopico di 1.03°C in 205 g dello stesso solvente.

Composto A: 2.18 g; $\Delta t_{cr} = 1.69^\circ\text{C}$, mm(A) ?

Composto B: 3.85 g; mm(B) = 162 u; $\Delta t_{cr} = 1.03^\circ\text{C}$

$$\Delta t_{cr} = k_{cr} \times \text{molalità}$$

$$\text{molalità} = n(\text{solute}) (\text{mol}) / m(\text{solvente}) (\text{Kg})$$

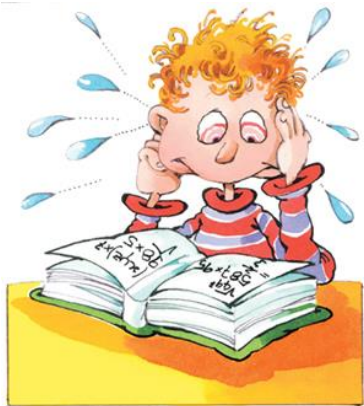
$$n(B) = \frac{3.85 \text{ g}}{162 \text{ g/mol}} = 0.024 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad \text{molalità (B)} = \frac{0.024 \text{ mol}}{0.205 \text{ kg}} = 0.116 \text{ mol/kg}$$

$$k_{cr}(B) = \frac{1.03^\circ\text{C}}{0.116 \text{ mol/kg}} = 8.84^\circ\text{C} \times \text{kg/mol}$$

$$\text{molalità (A)} = \frac{1.69^\circ\text{C}}{8.84^\circ\text{C} \times \text{kg/mol}} = 0.191 \text{ mol/kg}$$

$$n(A) = 0.191 \text{ mol/kg} \times 0.127 \text{ kg} = 0.024 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad \text{mm (A)} = \frac{2.18 \text{ g}}{0.024 \text{ mol}} = 90.5 \text{ g/mol}$$

90.5 u



Esercizi

1. Calcolare la frazione molare di una soluzione ottenuta sciogliendo 47.0 g di cloruro di calcio in 500 g di acqua.
2. Calcolare la molarità di una soluzione di acido cloridrico concentrata, sapendo che %p/p della soluzione è 37.5% e la sua densità è pari a 1.18 g/mL.
3. 100 mL di una soluzione di acido acetico (CH_3COOH) al 30% in peso (densità 1.09 g/mL) vengono diluiti con acqua a un volume di 900 mL. Calcolare la molarità della nuova soluzione.
4. 7.789 g di permanganato di potassio vengono sciolti in 150 mL di acqua. Calcolare: (a) la percentuale in peso, sapendo che la densità dell'acqua è 1.00 g/mL; (b) la frazione molare; (c) la molarità della soluzione, sapendo che la densità della soluzione è 1.04 g/mL.
5. Si vuole diluire una soluzione di acido fosforico al 1% in peso (densità 1.01 g/mL), fino ad ottenere 50 mL di una soluzione di concentrazione 2 mM. Calcolare quale volume della prima soluzione è necessario prelevare.
6. 40 g di una soluzione di NaOH al 30% in peso vengono diluiti con acqua sino ad un volume di 550 mL. Calcolare la molarità della soluzione.

7. Considerando una soluzione al 5% in peso di acido nitrico (HNO_3), calcolare: (a) la quantità di soluto per 100 g di solvente; (b) la frazione molare.
8. L'acido cloridrico al 35% in peso ha densità 1.18 kg/L. Calcolare il volume di acqua da aggiungere a 10 mL di tale soluzione per ottenere una soluzione 0.10 M, ritenendo i volumi additivi.
9. Calcolare quanto alcol etilico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) al 95% in volume occorre per preparare 2 L di alcol al 35%.