

Soluzioni e concentrazioni

- **Miscela:** soluzione costituita da un insieme di due o più sostanze mescolate tra loro;
- **Miscela omogenea:** soluzione costituita da un insieme di due o più sostanze, le quali risultano quindi disposte in un'unica fase (= non riusciamo a distinguerne le componenti, es: nell'acqua salata non distinguiamo il sale);
 - **Il solvente:** è il componente in maggior quantità (nell'acqua salata è l'acqua);
 - **Il soluto:** è il componente in minor quantità (NaCl nell'acqua);

Le soluzioni si studiano per comprendere il comportamento di soluti solidi, liquidi e gassosi disciolti in solventi liquidi, al variare di temperatura e pressione

Concentrazioni

La concentrazione esprime la quantità di soluto disperso in una data quantità di solvente

Come si misurano?

- **Percentuale in massa (%m/m)** è definita come la quantità di soluto in grammi che viene disciolta in 100g di soluzione

$$\% \frac{m}{m} = \frac{m_{\text{soluto}} (g)}{m_{\text{solvente}} (g)} * 100$$

Es: una soluzione 4% m/m di NaCl corrisponde a 4g di NaCl in 100g di soluzione totale → peso totale= somma di soluto e solvente (4g di soluto e 96g di solvente)

- **Percentuale in massa su volume (%m/V)** indica la quantità di soluto in grammi che viene disciolta in 100mL di soluzione. È il modo più comune di esprimere la concentrazione del soluto che viene disciolto in soluzione acquosa

$$\% \frac{m}{V} = \frac{m_{\text{soluto}} (g)}{m_{\text{soluzione}} (100mL)} * 100$$

Es: una soluzione 4% m/V di NaCl corrisponde a 4g di NaCl in 100mL di soluzione acquosa → bisogna tener conto della densità di soluto e soluzione (in questo caso 1g/cm³ per

l'acqua e 2.6g/cm³ per NaCl) = **a parità di peso i volumi occupati dai due saranno diversi → bisogna quindi calcolare la formula inversa della densità $V = \frac{m}{d_{NaCl}}$ e solo**

successivamente si può calcolare la differenza per capire quanto solvente è stato aggiunto.

- **Percentuale in volume (%V/V)** indica il volume (in mL) di soluto disciolto in 100mL di soluzione

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V_{\text{soluto}} (mL)}{V_{\text{soluzione}} (100mL)} * 100$$

Es: nelle bevande alcoliche per esprimere la concentrazione di alcol etilico → una soluzione 8% V/V di etanolo = ci sono 8 mL di etanolo in 100mL di soluzione

Concentrazioni (2)

La concentrazione esprime la quantità di soluto disperso in una data quantità di solvente

Come si misurano?

- **Parti per milione (ppm)** definisce il numero di parti di soluto presenti in un milione di parti di soluzione

$$ppm = \frac{m_{soluto}}{m_{soluzione}} * 10^6 \quad \text{o} \quad ppm = \frac{V_{soluto}}{V_{soluzione}} * 10^6$$

È adimensionale e viene utilizzata per livelli molto bassi di concentrazione di un elemento chimico. Es un campione di acqua marina contiene 10^{-3} ppm di Bromo (Br) = contiene 10^{-3} parti di bromo in 10^{-6} parti di soluzione

- **La Molarità (M)** è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto (n) presenti in soluzione e il volume (V) della soluzione stessa (in litri)

$$M = \frac{n_{soluto} (moli)}{V_{soluzione} (Litri)}$$

La molarità è soggetta alla temperatura = all'aumentare della temperatura il volume aumenta e viceversa

Es: una soluzione 3M di NaCl = ci sono 3moli di NaCl in 1 Litro di soluzione

- **Molalità (o concentrazione molale (m))** è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto e la massa del solvente (in kg)

$$m = \frac{n_{soluto} (moli)}{Kg_{solvente}}$$

Es: se si ha una soluzione 2.2 m di NaCl vuol dire che ci sono 2.2moli di NaCl in 1 kg di solvente

Diversamente dalla molarità (M), la molalità (m) non dipende dalla temperatura.

Concentrazioni (3)

La concentrazione esprime la quantità di soluto disperso in una data quantità di solvente

Come si misurano?

- **La frazione molare (X)** è il rapporto tra il numero di moli di un determinato componente ed il numero totale di moli di tutti i componenti della soluzione .

$$X_A = \frac{n_A}{n_1 + n_2 + n_3 \dots n_i}$$

La somma di tutte le frazioni molari dei singoli componenti della soluzione è uguale a 1 =sia nelle miscele liquide che nelle miscele gassose

Es: si ipotizzi che 0.3 moli di glucosio vengano disciolte in una mole di H_2O . Per calcolare la frazione molare del glucosio è necessario sommare tutte le moli di tutti i componenti nella soluzione

$$X_{glucosio} = \frac{n_{glucosio}}{n_{glucosio} + n_{H_2O}} = \frac{0.3_{moli}}{0.3_{moli} + 1_{mole}} = 0.77 \text{ (la somma delle frazioni dei due composti è 1 (0.77 + 0.23))}$$

- **La concentrazione di una soluzione definita da una Normalità (N)** è data dal rapporto tra il **numero di equivalenti** di soluto e il **volume** della soluzione (in litri)

$$N = \frac{eq_{soluto}}{V_{soluzione} \text{ litri}}$$

Un equivalente può essere definito come la quantità di sostanza che reagisce con una quantità di un'altra sostanza, in una data reazione chimica:

- ❖ Un equivalente **di un acido o una base** è la quantità di ioni **H⁺ o di OH⁻** che vengono ceduti o accettati
- ❖ Un equivalente di una **specie ossidante o riducente** è il numero **di elettroni** che la specie acquista o cede
- ❖ Un equivalente **di un sale** è il numero **di ioni positivo o negativi** che si ottengono dalla dissociazione dello stesso

C'è un rapporto diretto tra normalità (N) e molarità (M) → $N = n_{eq} * M$

Processo di dissoluzione

DEFINIZIONE: si utilizza il termine dissoluzione per indicare il meccanismo che porta un **soluto solido** (es: un sale o zucchero) a **dissolversi**, ossia a sciogliersi, **in un solvente liquido**

Es: NaCl in acqua diminuisce ed aumenta la quantità di Na^+ e Cl^- → perché gli ioni che lo compongono sono attratti dalle molecole di acqua che hanno una parziale carica + sull'idrogeno e una parziale carica – sull'ossigeno → **FORMAZIONE LEGAME IONE-DIPOLO** → **ATTRAZIONE ELETTROSTATICA**

- **Si dice che gli IONI SONO IDRATATI e che il sale ha subito processo di SOLVATAZIONE**

Man mano che aggiungiamo il sale inizia a formarsi il corpo di fondo (diminuisce solo per aggiunta di altra acqua o aumento di temperatura:

- **SOLUZIONE SATURA** quando il soluto **non** può più essere **disciolto nel solvente** → permette di definire **la capacità di solubilizzazione** di quel determinato composto in quella determinata soluzione

- **SOLUZIONE INSATURA** quando la quantità gli ioni disciolti non ha ancora raggiunto la sua concentrazione massima

Supposto che temperatura e pressione rimangano invariati, **la solubilità è la massima quantità di soluto che può sciogliersi in un dato solvente, oltre quel limite si avrà una soluzione supersatura**

Es la solubilità di NaCl, a 0°C , è di 60.6g in 100ml di acqua. Questo significa che, se si aggiungono 100g di NaCl in una soluzione di 100mL di acqua, 60.6g si scioglieranno e 39.4g rimarranno solidi a formare il corpo di fondo

Solubilizzazione di liquidi in liquidi

Se due liquidi si mescolano ed è visibile una sola fase, allora i due liquidi sono miscibili, al contrario, liquidi immiscibili andranno a spararsi fisicamente → vale la regola «**Simile scioglie il simile**» :

- Due liquidi polari sono miscibili
- Due liquidi non polari sono miscibili
- Liquido polare e liquido non polare sono immiscibili



Dipende dalle forze intermolecolari che si generano

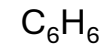
+

Gli aspetti termodinamici per cui il miscelamento di una sostanza idrofoba e una idrofila non è termodinamicamente favorita

Solubilizzazione di solidi in liquidi

«**Simile scioglie il simile**» vale anche in questo caso:

- **Composti polari** (es saccarosio) si sciolgono in acqua (per i gruppi –OH che formano legami idrogeno) ma non in solventi apolari come il benzene



- Con i **composti non polari** o più instabili, il grado di solubilità è determinato da **entalpia ed entropia**

→ **$\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$ rendono un composto solubile**

- **I solidi reticolari** (diamante/sabbia) non si sciolgono in acqua perché il legame covalente che li unisce è troppo forte per essere spezzato da interazioni ione-dipolo → sale si scinde negli ioni solo se viene fornita energia:

1. Fase endotermica: si fornisce energia per spezzare il legame ionico ($-\Delta_{\text{reticolo}}H$)

2. Fase esotermica: spezzato il legame ionico si formano nuovi legami ione-dipolo → si abbassa l'energia dei singoli ioni (si stabilizzano) ($\Delta_{\text{idratazione}}H$)

Fattori che influenzano la solubilità

- **Pressione** → importante per la solubilità del gas in liquido. Solubilità direttamente proporzionale alla pressione del gas = all'aumentare della pressione aumenta la solubilità e *viceversa*. Solubilità espressa dalla **legge di Henry**:

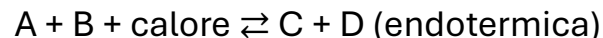
$$S_g = K_H P_g$$

Dove S_g è la solubilità del gas, P_g è la pressione parziale del soluto gassoso e K_H la costante della legge di Henry

Es1: bibite gassate che una volta aperte perdono pressione e quindi gas;

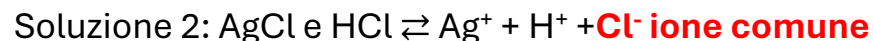
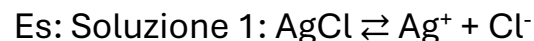
Es2: Bombole di O_2 dei sub, contengono anche azoto, devono essere a pressione pari a quella dell'acqua (per far sciogliere più O_2 possibile nel sangue, se il sub riemerge troppo velocemente la P dell'acqua sull'organismo diminuisce troppo velocemente → azoto perde solubilità e si formano bolle nel sangue. Per prevenire ciò ora si usa miscela O_2 – He che non è solubile nei mezzi acquosi.

- **Temperatura** → *principio di Le Chatelier* = le perturbazioni di uno dei **fattori che influenzano l'equilibrio** della soluzione causa un'evoluzione dello stesso equilibrio in modo tale da ridurre la perturbazione iniziale



Se aumenta la T aumentano i prodotti e viceversa

- **Effetto ione comune** → determina che, in una soluzione la presenza di un secondo sale avente uno ione in comune con il primo sale fa diminuire la solubilità di quest'ultimo



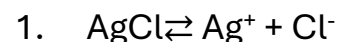
Nella seconda soluzione la concentrazione dei prodotti è maggiore della prima → secondo il principio di Le Chatelier, il sistema cerca di compensare questo turbamento dell'equilibrio (reazione si sposta verso sx) e AgCl si dissocia di meno in presenza del secondo sale e la precipitazione è favorita.

Equilibri di solubilità

- **Prodotto di solubilità** → può essere calcolato sia come il prodotto della **costante di equilibrio per la concentrazione dei reagenti**, sia come il prodotto delle concentrazioni dei prodotti

I Sali sono elettroliti forti e solitamente in una soluzione acquosa dissociano completamente, ma ci sono sali poco solubili in acqua

Possiamo misurare la solubilità di un sale mediante il prodotto di solubilità → applicando la legge di azione di massa alla reazione di dissociazione all'equilibrio



$$K_{eq} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]}$$

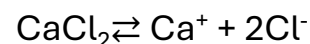
2. AgCl è solido quindi la concentrazione può essere ritenuta costante e inglobata nella $K_{eq} \rightarrow K_{eq} * [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

3. $K_{eq} * [\text{AgCl}]$ corrisponde al **prodotto di solubilità** $[K_{ps}] \rightarrow K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$

- **Relazione tra Kps e solubilità** → il prodotto di solubilità $[K_{ps}]$ è strettamente legato alla solubilità del sale stesso → la solubilità in mol/L (M) indica la massima concentrazione di un sale, mentre il prodotto di solubilità $[K_{ps}]$ indica il prodotto delle concentrazioni degli ioni del sale

1. SALE DI TIPO AB = rapporto ioni prodotti 1:1 (es AgCl) = in soluzione $[\text{A}^+] (=s)$ è uguale alla $[\text{B}^-] (=s) \rightarrow K_{ps} = s * s = s^2$

2. SALE NON DI TIPO AB = rapporto ioni prodotti NON è 1:1 (Es CaCl_2)



= in soluzione $[\text{Ca}^{2+}] (=s)$ è uguale alla $[\text{Cl}^-] (=2s) \rightarrow K_{ps} = s * (2s)^2 = 4s^3$

$$\text{Formula generale} \rightarrow K_{ps} = (m * s)^m * (n * s)^n$$

Dove s è la solubilità, mentre m ed n i coefficienti stechiometrici della reazione di dissociazione del sale

Proprietà colligative

Sono proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle presenti

- **Pressione di vapore** → definita da equilibrio tra il liquido ed il vapore

➤ La pressione di vapore del solvente in fase gassosa è minore di quella del solvente puro

➤ La pressione di vapore del solvente è proporzionale al numero di molecole di solvente nella soluzione, quindi proporzionale alla frazione molare

$$\text{Legge di Raoult: } P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} * P'_{\text{solvente}}$$

Dove P_{solvente} è la pressione di vapore del solvente, X_{solvente} è la frazione molare del solvente e P'_{solvente} la pressione di vapore del solvente puro
Il tipo di legame tra soluto e solvente influenza il valore della pressione di vapore. → aggiungendo soluto non volatile a un solvente ne abbassa la pressione di vapore

- **Innalzamento del punto di ebollizione** → prendendo una soluzione di soluto non volatile e solvente puro notiamo che la **temperatura di ebollizione è più alta** di quella della soluzione pura e la **pressione di vapore è minore** di quella della soluzione pura (a parità di T), quest'ultima aumenta al crescere di T → questo per interazioni forti soluto-solvente, che fanno abbassare il ΔP e di conseguenza aumentano la T di ebollizione
→ valore della pressione di vapore inferiore e soluzione evaporerà più lentamente

$$\Delta T_{pe} = k_{pe} m_{\text{soluto}}$$

Si può calcolare **l'aumento di T** (ΔT_{pe}) (innalzamento ebullioscopico) necessario per l'ebollizione tramite il prodotto della **costante di innalzamento molale del punto di ebollizione** (k_{pe}) e la **molalità del soluto** (m_{soluto})

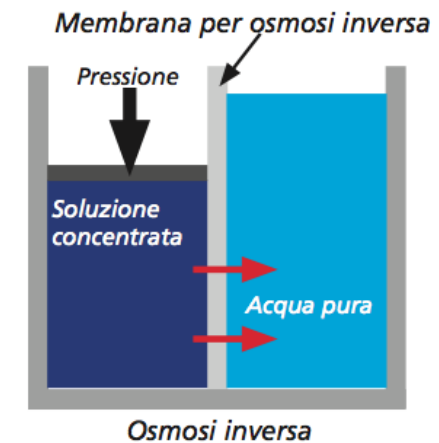
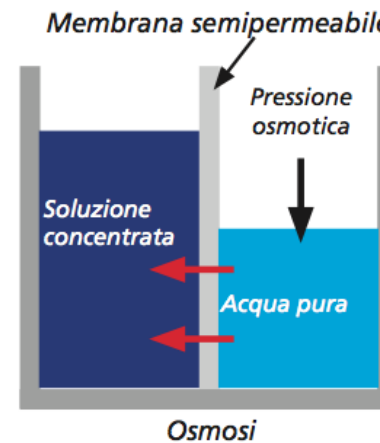
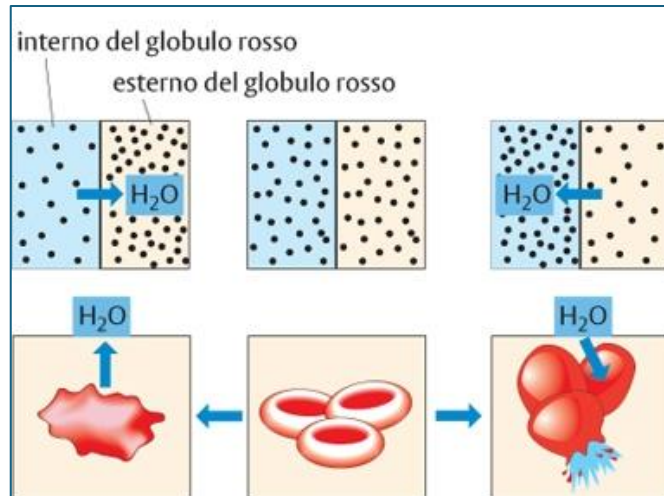
- **Abbassamento del punto di congelamento** → conseguenza delle soluzioni con soluto non volatile, per una soluzione ideale tale **abbassamento crioscopico** (ΔT_{pc}) è data dal prodotto della **costante di abbassamento del punto di congelamento** (k_{pc}) per la **molalità del soluto** (m_{soluto})

$$\Delta T_{pc} = k_{pc} m_{\text{soluto}}$$

Proprietà colligative (2)

Sono proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle presenti

- **Pressione osmotica → OSMOSI** = flusso di molecole di solvente attraverso una membrana semipermeabile da una soluzione più diluita (meno concentrata, o isotonica) a una meno diluita (più concentrata, o ipertonica) → le due soluzioni si equilibrano e diventano tra loro isotoniche.
Es clinico: somministrazione dei liquidi endovena si fa con soluzione ipotonica, altrimenti i globuli rossi in una soluzione ipertonica perderebbero acqua e raggrinzirebbero.



Definizione: la pressione osmotica è definita come la pressione necessaria per impedire il passaggio del solvente puro verso la soluzione, quando queste ultime sono distribuite in due contenitori diversi separati tra loro da una membrana semipermeabile

Il valore di pressione (π) è dato dalla differenza di altezza della colonna del solvente (V minore) e quella della soluzione (V maggiore)

$$\pi = MRT$$

Dove M è la concentrazione molare, R è la costante dei gas e T la temperatura in K

Proprietà colligative (3)

Sono proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle presenti

- **Proprietà colligative delle soluzioni contenenti ioni** → le proprietà colligative dipendono dal rapporto tra il numero di particelle di soluto e il numero di particelle di solvente. I Sali e gli altri soluti che vanno incontro a **dissociazione hanno maggiore effetto sulle proprietà colligative**, dove dalla dissociazione di una mole di soluto le particelle che partecipano alla soluzione sono tante quante le moli di ioni che derivano dalla dissociazione.

NaCl, sostanza più usata per sciogliere il ghiaccio in strada (inducendo abbassamento crioscopico), quando dissocia da due moli di ioni =
abbassamento doppio del punto di congelamento

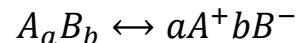


Va considerato il coefficiente di Van't Hoff (i)

Fattore adimensionale che esprime la quantità di particelle o ione che effettivamente viene prodotto a seguito della dissoluzione di una mole di soluto in un solvente

$$i = 1 + \alpha (v-1)$$

Dove α è il grado di dissociazione della sostanza e v il numero degli ioni in cui dissocia la sostanza



v è la somma dei fattori stechiometrici a e b

Il coefficiente di Van't Hoff (i) sarà:

- =1 per i soluti non elettroliti (= non dissociano/ionizzano in soluzione)
- Tra 1 e la quantità di moli di ioni per ogni mole di soluto → per gli elettroliti deboli $0 < \alpha < 1$
- =alla quantità di ioni formati per ogni mole di soluto, nel caso degli ioni che sono elettroliti forti ($\alpha = 1$)