

# Precorso Chimica Generale, Inorganica, Organica

**Dipartimento: DISSPA**

**Anno Accademico 2022/2023**

**Assegnatario: dott. Davide M.S. Marcolongo**

**Mail: [davide.marcolongo@uniba.it](mailto:davide.marcolongo@uniba.it)**

**Sede: Dipartimento di Chimica, Piano 3, Lab. 313/A**

# Lezione 5

**Concentrazioni e Soluzioni Acquose:**  
**Dissociazioni e Solubilità**  
**Proprietà Acido-Base**  
**Proprietà Colligative**

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Modi di esprimere la concentrazione: questioni di precisa nobiltà

La **Concentrazione** (o **Titolo**) è una **grandezza** che si riferisce ad un **singolo componente** di una **miscela** e ne esprime il **rapporto quantitativo** rispetto alla **quantità totale** di tutti i **componenti** della miscela o rispetto alla quantità del componente **più abbondante**

Determinare **adeguatamente** e in modo **preciso** la concentrazione di un determinato componente in una **miscela** è importante per definirne le **proprietà**, la **stabilità** e **reattività**, e l'eventuale pericolosità. Molte operazioni di laboratorio, legate alla **chimica analitica**, sono volte a determinare la concentrazione delle miscele, le quali a loro volta possono presentarsi in uno qualsiasi degli **stati fisici (solido, liquido, aeriforme)**

Il concetto di concentrazione è legato anche al concetto di **Purezza**, qualora la concentrazione sia **molto** elevata e quindi il componente di interesse sia il **componente quasi esclusivo** della miscela. La purezza è quasi sempre misurata come **percentuale in peso**, rispetto alla quale si determina la percentuale di **impurezze**, poiché le **misure di massa** sono sempre **più precise**

Vi sono **molti e svariati** modi di esprimere la concentrazione, ma questa è espressa sempre in termini di un **rapporto tra altre grandezze**: il **denominatore** si riferisce ad una grandezza del **componente di interesse**, il **denominatore** si riferisce ad una grandezza del **totale** della miscela o del suo **componente principale**

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Modi di esprimere la concentrazione: Concentrazione Percentuale

La **Concentrazione** come **Rapporto (Percentuale)** esprime il **rapporto** tra una grandezza relativa al componente di interesse ed una relativa all'intera miscela. Questo rapporto è un **numero inferiore ad 1**, pertanto si preferisce, più spesso, moltiplicare tale valore per **100** e così determinare il **valore percentuale**

Le due **grandezze** messe a rapporto devono essere **omogenee** (stessa unità di misura, identica grandezza), in modo da risultare in un **numero puro**, come la percentuale richiede

**Frazione Atomica:**  $Atom i_i = \frac{X_i}{\text{Numero Atomi Totale Miscela}}$  (comodo definire un numero totale pari a 100)

**Frazione in Volume** (utile per gas e miscele di liquidi completamente miscibili):  $\varphi_i = \frac{V_i(\text{mL})}{V_{\text{tot miscela}}(\text{mL})}$

**Frazione Massica** (utile per qualsiasi miscela, soprattutto solide):  $W_i = \frac{w_i(\text{g})}{w_{\text{tot}}(\text{g})}$

**Frazione in Pressione (Pressione Parziale, utile per gas):**  $P_i = \frac{p_i(\text{bar})}{p_{\text{tot}}(\text{bar})}$

**Frazione Molare:**  $\chi = \frac{n_i(\text{mol})}{n_{\text{tot}}(\text{mol})}$

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Miscele Speciali: le Soluzioni

Una **Soluzione** è un sistema **molto comune** in chimica. Essa è una **miscela omogenea** in cui una o più sostanze, dette **soluto**, sono contenute in una sostanza, in genere molto più abbondante, detta **solvente**. Le particelle sono mescolate e distribuite in modo **uniforme** nello spazio e il volume ha, statisticamente, la **medesima composizione in ogni punto**.

Una soluzione si differenzia da una **Dispersione** poiché i **componenti** del soluto sono **indistinguibili** mediante microscopio e sono presenti in forma di **atomi, ioni o piccole molecole**, i quali sono **completamente circondati da molecole di solvente**, secondo il processo di **Solvatazione**

I concetti di soluto e solvente sono strettamente validi quando le sostanze non siano miscibili tra loro in qualunque rapporto e quando si presti attenzione a definire i ruoli in caso di stati di aggregazione diversi (il solvente conserva il proprio stato di aggregazione)

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Soluzioni Speciali: le Soluzioni Acquose

Tra le soluzioni allo **stato liquido**, quelle in cui il solvente è l'**acqua** (soluzioni acquose) sono di certo le **più diffuse in natura**, le più semplici da realizzare anche a livello industriale e laboratoriale, e tra le più interessanti da studiare come **modello**

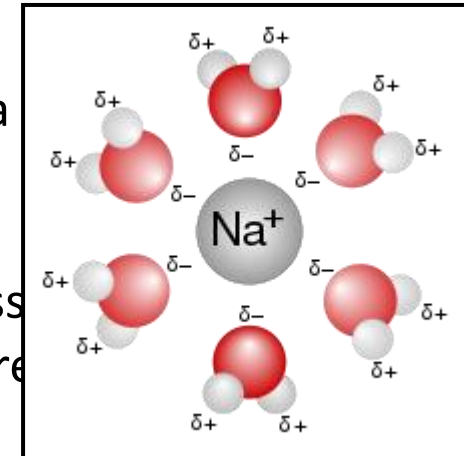
Non esiste un solvente universale,  
neanche l'acqua lo è

«**il simile scioglie il simile**»

oni dipolari sono molto importanti per il suo **peculiare ruolo** di

ifferenti) sono **dissolti** dalle molecole polari  
oliscono le **forze di attrazione** tra ioni fino a  
Il processo di **Dissociazione Ionica**

Questo è possibile poiché i composti ionici sono un tipo specifico di **soluto polare**, la cui dissociazione è favorita dall'attrazione reciproca tra le **cariche opposte** dei dipoli di solvente e soluto. È la presenza di ioni **mobili** sotto forma di ioni a permettere la **conduzione elettrica** delle soluzioni



I **soluti apolari** sono invece solubilizzati grazie a **interazioni meno forti**, ma sufficienti a garantire una certa miscibilità, come ad esempio nelle **interazioni dipolo-dipolo** dei sistemi polarizzabili

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Modi di esprimere la concentrazione: Concentrazione Percentuale

La definizione di soluzione permette e richiede la definizione di altro modi per esprimere la **Concentrazione**, come **Rapporti** di grandezze specifiche di soluto e solvente o soluto e soluzione intera. In questi casi, non è necessario che le grandezze siano omogenee né che si ricorra poi ad una notazione percentuale

**Concentrazione Massica (Densità)**  $\rho_i = \frac{w_{soluto}(g)}{V_{soluzione}(L)}$  (legata alla definizione di **solubilità**)

**Concentrazione Molare (Molarità):**  $c_i = \frac{n_{soluto}(mol)}{V_{tot\ soluzione}(L)}$  (spesso normalizzata a **1 L**), indicata con [ ] )

**Concentrazione Molale (Molalità):**  $b_i = \frac{n_{soluto}(mol)}{w_{solvente}(kg)}$  (spesso normalizzato a **1 kg**)

**Concentrazione Normale (Normalità):**  $N_i = \frac{n_{equivalenti\ soluto}(eq)}{V_{tot\ soluzione}(L)}$  (grandezza in disuso ed abolita, legata alla reattività)

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Legge della Diluizione: Eguaglianze di Moli

Nella pratica, moltissimi composti chimici sono disponibili in forma di **soluzioni molto concentrate** con titolo preciso e ben superiore a quello necessario, dette **Soluzioni Madre**

Per ottenere le soluzioni con la **concentrazione richiesta**, è necessario **diluire** le soluzioni madre (in modo preciso e noto). Questo non significa aumentarne il volume con aggiunta di solvente in modo indefinito fino alla concentrazione richiesta, ma **prelevare un volume noto della soluzione madre e aggiungere solvente sino ad un volume finale noto desiderato**

Ciò è possibile considerando che **solo il numero di moli della specie di interesse sarà costante** durante la diluizione, pertanto è possibile **eguagliare il numero di moli**, esprimendolo mediante la definizione di **concentrazione molare**, e determinare il **volume di soluzione madre da prelevare**

$$c_i = \frac{n_i(\text{mol})}{V_{\text{sol}}(\text{L})} \rightarrow n_i(\text{mol}) = c_i \times V_{\text{sol}}(\text{L}) \rightarrow c_1 \times V_1(\text{L}) = n_1(\text{mol}) = n_2(\text{mol}) = c_2 \times V_2(\text{L})$$



# Lezione 5: Dissociazioni e Solubilità

## Io, personalmente, mi dissocio!

Quando un **soluto ionico**, è disciolto in acqua (o qualsiasi **solvente polare**) per formare una soluzione, il processo di **solubilizzazione** cui va incontro prevede che gli ioni che lo formano siano sottratti al solido e **solvatati**, portati quindi in soluzione. Tale processo, cui partecipano sostanze quali **acidi, basi e sali**, prende il nome di **Dissociazione in Ioni** o **Dissociazione Elettrolitica**

Dato un elettrolita la cui **formula** generale sia  $Cat_xAn_y$ , dove si evidenzia la struttura formata da una parte **cationica** ed una **anionica**, la **dissociazione** avviene come segue (come fosse una reazione vera e propria)

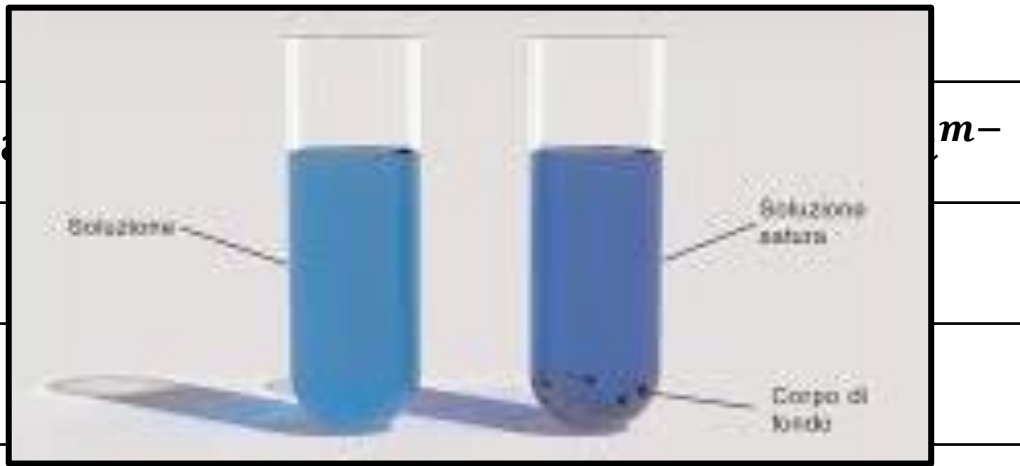
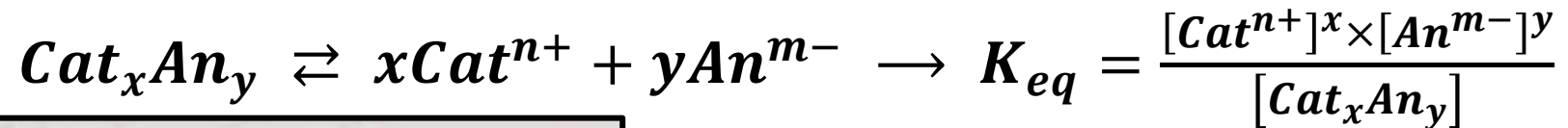


# Lezione 5: Dissociazioni e Solubilità

## Io, personalmente, mi dissocio! O quasi

L'esistenza di elettroliti forti o deboli, con un differente valore del parametro  $\alpha$ , è dovuta alla **dissociazione** che avviene **solo in modo parziale**, poiché il vantaggio energetico dovuto alle interazioni con il solvente, e la conseguente solvatazione, è limitato e una parte dell'elettrolita ha tendenza a restare associato nella sua forma originale (**indissociato**)

In realtà, tale tipo di fenomeno è un processo che si svolge all'**equilibrio** (condizione di **Equilibrio Stazionario e Dinamico** nel tempo) ben descritto da una **Costante di Equilibrio**, secondo la **Legge di Azione di Massa**, dove compaiono le concentrazioni molari (delle soluzioni) o le pressioni (dei gas)



Il **modello di dissociazione all'equilibrio** appena mostrato è efficacemente e proficuamente applicato nella determinazione della **Solubilità** (concentrazione a **saturatione** di una soluzione di elettrolita debole) e nella determinazione delle **proprietà acido/base** degli elettroliti e loro soluzioni

# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Base per Acido: pH e Teorie

Una proprietà fondamentale delle sostanze e delle soluzioni (acquose e non) è il loro **carattere acido o basico**.



Questo è stato definito mediante **tre teorie principali**, in base all'argomento di studio, ma tutti si rifanno, nella pratica ad un parametro, il **pH**, definito come  **$pH = -\log[H^+]$** , rispetto al quale è stata definita una **scala** apposita



Il valore di pH è fortemente influenzato da **tutte le specie chimiche** presenti, siano essi elettroliti **forti o deboli** (processi di dissociazione all'**equilibrio e idrolisi**), e ne determina la «**forza**»



# Lezione 5: Concentrazioni e Soluzioni Acquose

## Un bicchiere di acqua salata: le Proprietà Colligative

Sperimentalmente si osserva che l'aggiunta di un **soluto non volatile** ad un **solvente** induce una variazione di alcune **proprietà fisiche della soluzione** ottenuta, che risultano differenti da quelle del solo solvente (**puro**). Alcune di queste proprietà, dette **Colligative**, dipendono solo dal **numero di particelle distinte di soluto** (concentrazione), e **non dalla natura** dei componenti della soluzione; esse sono:

### Abbassamento della Tensione di Vapore

### Innalzamento Ebullioscopico e Abbassamento Crioscopico

$$T_{eb,slz} - T_{eb,solv} = \Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

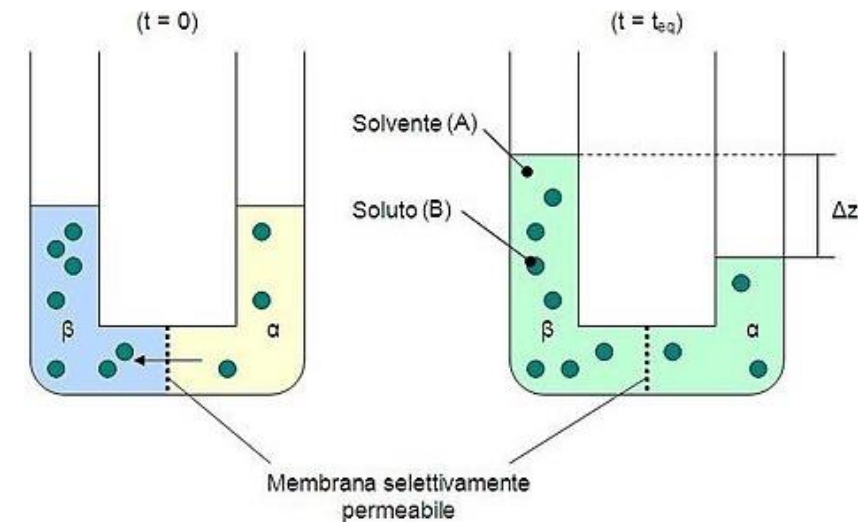
$$T_{cr,solv} - T_{cr,slz} = \Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

Le costanti hanno significato molale

**Pressione Osmotica** (Osmosi): Movimento spontaneo di solvente sino a equilibrio;  $\pi \times V = n_{soluto} \times R \times T$

Per **soliti elettroliti**, la **dissociazione in ioni** libera un numero maggiore di **particelle** che in un non-elettrolita, a parità di numero di moli, e l'effetto sulle proprietà colligative è **accentuato**. Per considerare la dissociazione si introduce un **coefficiente** (correttivo) di **van't Hoff**, ***i***, che, considerando gli ioni indipendenti tra loro, indica il **numero di ioni prodotti**:

$$i = 1 + \alpha \times (\nu - 1)$$



# Precorso Chimica Generale, Inorganica, Organica

Dipartimento: DISSPA

Anno Accademico 2022/2023

Interessante? Utile? Piaciuto? Rispondete!

Assegnatario: dott. Davide M.S. Marcolongo

Mail: [davide.marcolongo@uniba.it](mailto:davide.marcolongo@uniba.it)

Sede: Dipartimento di Chimica, Piano 3, Lab. 313/A

