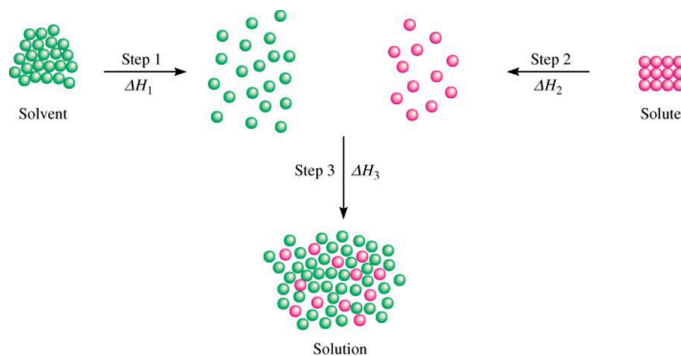


CAPITOLO 12 - LE PROPRIETÀ FISICHE DELLE SOLUZIONI

Le soluzioni possono essere definite sulla base della loro capacità di sciogliere un soluto. Una soluzione che contiene la massima quantità di soluto in un dato solvente ad una temperatura ben definita è detta **soluzione satura** mentre una soluzione che contiene meno soluto rispetto alla capacità che il solvente ha di scioglierlo ad una specifica temperatura viene chiamata **soluzione insatura**.

Un terzo tipo di soluzioni sono le **soluzioni sovrassature**, le quali contengono più soluto di quanto siano in grado di scioglierne e sono per questo motivo instabili. Nel tempo parte del soluto si separerà dalla soluzione formando cristalli (tale processo viene chiamato **cristallizzazione**, se la avviene in modo particolarmente veloce si parla di **precipitazione** e si formano molecole di piccole dimensioni).

Il processo di **solubilizzazione** si ha quando le particelle di soluto vanno ad occupare le posizioni solitamente occupate dalle particelle di solvente. In questo processo sono in gioco tre tipi di interazione: quella solvente-solvente, quella soluto-soluto e quella solvente-soluto. Tale processo può essere suddiviso in tre step: nei primi due si deve apportare energia per rompere le forze molecolari attrattive del soluto e del solvente mentre nel terzo step le molecole di solvente e di soluto si mescolano. Quest'ultimo step può essere esotermico o endotermico. Il calore di solubilizzazione è dato da: $\Delta H_{solub} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$.



Due sostanze con forze intermolecolari simili sono solubili l'una nell'altra dunque molecole apolari sono solubili nei solventi apolari e molecole polari sono solubili in solventi polari così come i composti ionici. Le molecole apolari non hanno momenti di dipolo e quindi non sono in grado di solvatare completamente gli ioni di un composto ionico [la **solvatazione** è il processo per cui uno ione o una molecola è circondata da molecole di solvente disposte in uno specifico modo; quando il solvente è l'acqua si parla di **idratazione**].

Il processo di solubilizzazione è governato da due fattori: l'energia in gioco e la naturale tendenza di ogni evento a evolvere verso il disordine. La solubilità è una misura della quantità di soluto in grado di sciogliersi in un solvente ad una determinata temperatura. Quando due liquidi sono completamente solubili l'uno nell'altro si dice che sono completamente **miscibili**.

Concentrazione

La concentrazione di una soluzione è la quantità di soluto presente in una determinata quantità di solvente o di soluzione. Essa può essere espressa in diversi modi:

1. **Percentuale in massa**: massa di soluto/massa di soluzione · 100%
2. **Molarità (M)**: moli di soluto/litri di soluzione
3. **Molalità (m)**: moli di soluto/massa di solvente (kg)

Come varia la solubilità

Per quanto riguarda i **solidi**, in generale, la **solubilità aumenta con l'aumentare della temperatura**. Tuttavia non è possibile trovare una chiara relazione quindi tale relazione deve essere determinata sperimentalmente. Tale principio viene utilizzato nella **cristallizzazione frazionata** che consiste nella separazione di una miscela di sostanze nei suoi componenti puri sulla base delle loro differenti solubilità.

La solubilità dei gas, invece, diminuisce all'aumentare della temperatura.

La pressione esterna non ha alcuna influenza sulla solubilità di liquidi e solidi ma influenza sensibilmente la solubilità dei gas. La relazione quantitativa tra queste due quantità è data dalla **legge di Henry** la quale afferma che la solubilità di un gas in un liquido è proporzionale alla pressione esercitata dal gas sulla soluzione: $c = kP$. In questa relazione c rappresenta la concentrazione molare del gas disciolto, P è la pressione del gas sulla soluzione e, per un dato gas, k è una costante che dipende solamente dalla temperatura, la cui unità di misura è **mol/(L·atm)**. Ciò significa che all'aumentare della pressione parziale un maggior numero di molecole di gas passa in soluzione perché aumenta il numero di molecole che urtano la superficie del liquido.

Proprietà colligative

Molte proprietà delle soluzioni dipendono dal numero di particelle di soluto e non dalla natura delle particelle stesse. Tali proprietà sono dette **colligative** e sono l'abbassamento della tensione di vapore, l'innalzamento ebullioscopico, l'abbassamento crioscopico e la pressione osmotica.

1. **Abbassamento della tensione di vapore:** se un soluto è **non volatile** (non presenta una tensione di vapore misurabile), la tensione di vapore della soluzione sarà sempre inferiore alla tensione di vapore del soluto puro e dipende dalla concentrazione del soluto. Questa relazione è definita dalla legge di Raoult che afferma che la pressione parziale di un solvente su una soluzione, P_1 , è data dalla tensione di vapore del solvente puro, P_1^o , moltiplicata per la frazione molare del solvente in soluzione, X_1 : $P_1 = P_1^o X_1$. La diminuzione della tensione di vapore è direttamente proporzionale alla concentrazione del soluto presente. Se entrambi i componenti di una soluzione sono **volatili**, la tensione di vapore è data dalla somma delle singole pressioni parziali (la legge di Raoult è valida anche in questo caso). Una soluzione ideale è una qualsiasi soluzione che obbedisce alla legge di Raoult (un esempio è la soluzione benzene-toluene).
2. **Innalzamento ebullioscopico:** poiché ad ogni temperatura la tensione di vapore di una soluzione si abbassa rispetto a quella del solvente puro, allora anche la curva liquido-vapore della soluzione si trova sotto a quella del solvente puro. Di conseguenza la temperatura di ebollizione della soluzione sarà maggiore rispetto a quella del solvente puro. L'innalzamento ebullioscopico è definito come $\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^o$. Poiché è proporzionale all'abbassamento della tensione di vapore, è anche proporzionale alla molalità della soluzione dunque $\Delta T_{eb} = K_{eb} m$ dove K_{eb} è la costante ebullioscopica ed m è la molalità della soluzione.
3. **Abbassamento crioscopico:** è definito allo stesso modo dell'innalzamento ebullioscopico e quindi si ha $\Delta T_c = K_c m$ dove ΔT_c è la costante crioscopica.
4. **Pressione osmotica:** molti processi chimici si basano sul passaggio selettivo di molecole di solvente attraverso una membrana porosa da una soluzione diluita ad una più concentrata. I due comparti sono separati da una **membrana semipermeabile** che lascia passare le molecole di solvente ma blocca quelle di soluto. Il movimento netto di molecole di solvente attraverso una membrana semipermeabile da un solvente puro o una soluzione diluita verso una soluzione più concentrata è detto **osmosi**. La **pressione osmotica** (π) è la pressione necessaria per bloccare il processo di osmosi e può essere ricavata direttamente dalla differenza nei due livelli finali del liquido. La pressione osmotica è data da $\pi = MRT$ ed è dunque direttamente proporzionale alla concentrazione della soluzione (si utili alla molarità M perché non si hanno variazioni di temperatura). Se due soluzioni presentano la stessa pressione osmotica vengono chiamate **isotoniche**; se presentano invece pressioni osmotiche diverse quella più concentrata viene chiamata **ipertonica** e quella meno concentrata **ipotonica**.

Occorre prestare più attenzione alle **soluzioni elettrolitiche** poiché in acqua queste si dissociano in ioni comportando dunque un aumento del numero di particelle presenti in soluzione. Per tenere conto di questo effetto bisogna correggere le equazioni inserendo il coefficiente i chiamato **fattore di van't Hoff**, definito genericamente come moli di particelle derivanti dal soluto/moli di soluto (per tutti i soluti che non si dissociano si ha $i=1$). Le equazioni delle proprietà colligative vengono trasformate come segue:

$$\text{Tensione di vapore: } P_1 = \frac{n_1}{n_1 + i n_0} P_1^o$$

$$\text{Innalzamento ebullioscopico: } \Delta T_{eb} = i K_{eb} m$$

$$\text{Abbassamento crioscopico: } \Delta T_c = i K_c m$$

$$\text{Pressione osmotica: } \pi = i MRT$$