

Sintesi - Capitolo 6

Equilibri nelle soluzioni acquose

Soluzione e concentrazione

Con il termine *soluzione* si intende una dispersione omogenea di una sostanza, detta **soluto**, che può essere solida, liquida o gassosa, in un solvente, il quale, a sua volta, può essere solido, liquido o gassoso.

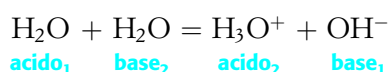
- La **concentrazione** di una soluzione indica la quantità del soluto sciolta in una determinata quantità di solvente, che può essere espressa in vari modi:
- grammi di soluto per litro di soluzione (g/L);
- % in peso: grammi di soluto in 100 mL di soluzione;
- % in volume: mL di soluto in 100 mL di soluzione;
- parti per milione (ppm): milligrammi di soluto in 1 L di soluzione;
- molarità (M): numero di moli del soluto in 1 L di soluzione;
- normalità (N): numero di equivalenti in 1 L di soluzione;
- molalità (*m*): numero di moli in 1 kg di solvente;
- formalità (F): numero di grammo-formule di soluto in 1 L di soluzione.

Teoria di Brønsted e Lowry

Secondo la *teoria di Brønsted e Lowry*, nota per gli **equilibri acido-base**, un acido (o una base **forte**) genera una base coniugata (o un acido coniugato) **debole**; pertanto, l'equilibrio viene spostato verso destra e la costante acida, K_a (o K_b), ha un valore elevato. Al contrario, un acido debole (o una base debole) genera una base coniugata (o un acido coniugato) forte, con la conseguenza di uno spostamento di equilibrio verso sinistra (le costanti interessate presentano un valore basso).

Sempre secondo questa teoria, viene dimostrato il comportamento **anfotero** dell'acqua.

Data la reazione



si ha

$$K = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1 \times 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ \text{C})$$

ed è possibile dimostrare facilmente che $K_w = K_a \times K_b$.

Calcolo del pH

L'acidità (o la basicità) di una soluzione di acidi (o basi) forti si calcola considerando la concentrazione di ioni H_3O^+ od OH^- :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (\text{oppure } -\log [\text{H}^+])$$

e

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Per gli acidi (o basi) deboli valgono altre considerazioni in base al loro equilibrio, che è spostato verso

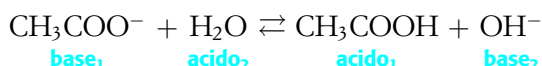
sinistra; quindi, si ha

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$$

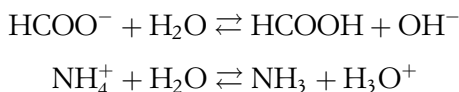
dove C_a è la concentrazione iniziale e K_a la costante di dissociazione

Per poter calcolare il pH della soluzioni acquose dei sali bisogna esaminare quattro casi differenti in base alla loro **idrolisi**:

- Sali come NaCl e KNO₃, che provengono da un acido e da una base forti, presentano un pH finale neutro
- Sali come CH₃COOH, che proviene da un acido debole e da una base forte, danno idrolisi basica:



- Sali come NH₄Cl, che si forma da un acido forte e da una base debole, presenta idrolisi acida:



Soluzioni tampone

Viene definita *soluzione tampone* una soluzione formata da un acido debole (o una base debole) in presenza del suo sale. Piccole aggiunte di un acido o di una base fanno variare di poco il pH di tale soluzione.

Esistono:

- La soluzione tampone acida:

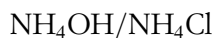


Con alcuni passaggi si dimostra che

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

dove C_s è la concentrazione del sale e C_a quella dell'acido.

- La soluzione tampone basica:



la cui basicità finale risulta:

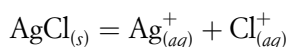
$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{C_s}{C_b}$$

dove C_s è la concentrazione del sale e C_b quella della base.

Equilibri eterogenei

Per quanto riguarda gli *equilibri eterogenei*, cioè la presenza di un sale poco solubile in una soluzione acquosa, si prende in considerazione la **costante del prodotto di solubilità**, K_{ps} .

Secondo il seguente equilibrio:



con

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

La solubilità di un sale insolubile aumenta con l'aumentare della temperatura e della diluizione, perché viene favorito il passaggio di ioni nella soluzione; e diminuisce in presenza di un elettrolita avente uno ione (catione o anione) in comune, poiché cambia il prodotto delle concentrazioni, con il risultato di uno spostamento di equilibrio verso sinistra e il successivo aumento del corpo di fondo.