

IDROLISI

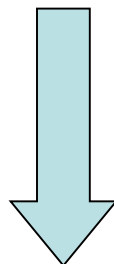
I SALI

Basandosi sulla classificazione di acidi e basi, si possono identificare 4 diversi tipi di Sali:

1. Sali di basi forti e acidi forti
2. Sali di basi forti e acidi deboli
3. Sali di basi deboli e acidi forti
4. Sali di basi deboli e acidi deboli

1. SALI DI BASI FORTI E ACIDI FORTI

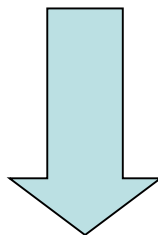
Sono Sali che contengono il catione di una base forte e l'anione di un acido forte.



Danno soluzioni a pH neutro perché né l'anione né il catione reagiscono in modo apprezzabile con l'acqua (es. NaCl, sale di una base forte NaOH e di un acido forte HCl)

2. SALI DI BASI FORTI E ACIDI DEBOLI

Sono Sali che contengono il catione di una base forte e l'anione di un acido debole.



Danno soluzioni a pH basico perché l'anione reagisce con l'acqua alterando il bilancio degli ioni $\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$ (es. CH_3COONa formato dal catione di una base forte NaOH e dall'anione di un acido debole CH_3COOH)





La costante di equilibrio di questa reazione è definita costante di idrolisi basica o K_b di CH_3COO^-

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (K_b \text{ per } \text{CH}_3\text{COO}^-)$$

Si può calcolare questa costante di equilibrio dalle altre espressioni note. Moltiplicando numeratore e denominatore dell'espressione precedente per $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a dare

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{1}$$

e sapendo che

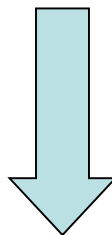
$$K_b = \frac{1}{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})} \times \frac{K_w}{1} = \frac{K_w}{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}}$$

si ottiene

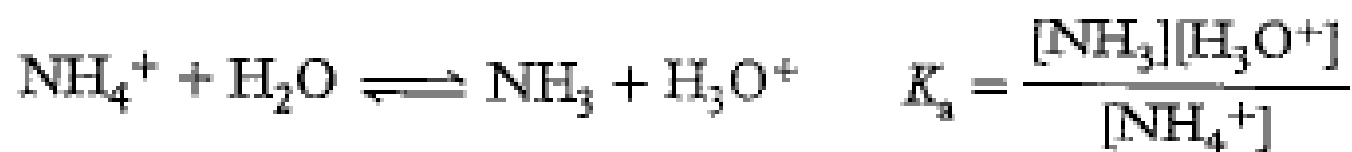
$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 5.6 \times 10^{-10}$$

3. SALI DI BASI DEBOLI E ACIDI FORTI

Sono Sali che contengono il catione di una base debole e l'anione di un acido forte.



Danno soluzioni a pH acido perché il catione reagisce con l'acqua alterando il bilancio degli ioni $\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$ (es. NH_4Cl formato dal catione di una base debole NH_3 e dall'anione di un acido forte HCl)



L'espressione $K_w = K_a K_b$ è valida per *ogni* coppia coniugata acido-base in soluzione acquosa. In questo caso la si usa per la coppia $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

4. SALI DI BASI DEBOLI E ACIDI DEBOLI

Sono Sali che contengono il catione di una base debole e l'anione di un acido debole.

(a) Se $K_a = K_b$ il pH della soluzione è neutro

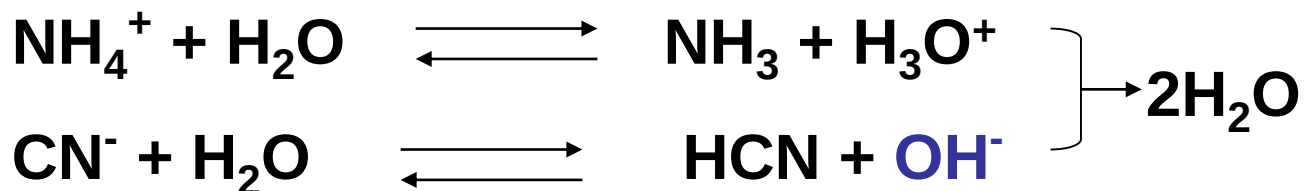
Es. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ formato dal catione di una base debole NH_3 e dall'anione di un acido debole CH_3COOH

(b) $K_b > K_a$ il pH della soluzione risultante è basico

Es. NH_4CN formato dal catione di una base debole NH_3 e dall'anione di un acido debole HCN

$$K_b \text{ CN}^- = 2.5 \times 10^{-5}$$

$$K_a \text{ NH}_4^+ = 5.06 \times 10^{-10}$$



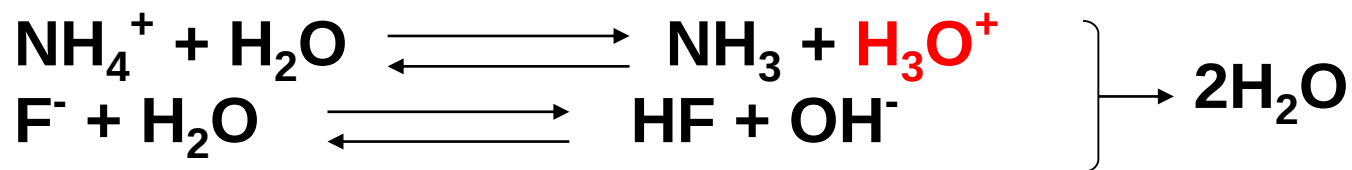
La seconda reazione avviene in misura maggiore: la soluzione è basica

(c) $K_b < K_a$ il pH della soluzione risultante

Es. NH_4F formato dal catione di una base debole NH_3 e dall'anione di un acido debole HF

$$K_b \text{ F}^- = 1.5 \times 10^{-11}$$

$$K_a \text{ NH}_4^+ = 5.06 \times 10^{-10}$$



La prima reazione avviene in misura maggiore: la soluzione è acida