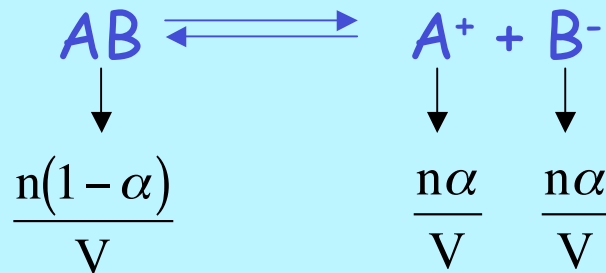


-DISSOCIAZIONE DI ELETTROLITI DEBOLI-



$$K_c = \frac{n\alpha^2}{(1-\alpha)V}$$

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow K_c = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$$

Legge di Ostwald: diminuendo la concentrazione aumenta il grado di dissociazione α

per elettroliti molto deboli, cioè con $K_c < 10^{-4}$:

$$1-\alpha \sim 1$$

$$K_c \sim \alpha^2 C$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_c}{C}}$$

-IDROLISI SALINA-

SALI: composti ionici e quindi elettroliti forti che derivano dalla reazione di un acido con una base e che in acqua sono completamente dissociati nei loro costituenti

SALE PROVENIENTE DALLA REAZIONE DI UN ACIDO FORTE CON UNA BASE FORTE



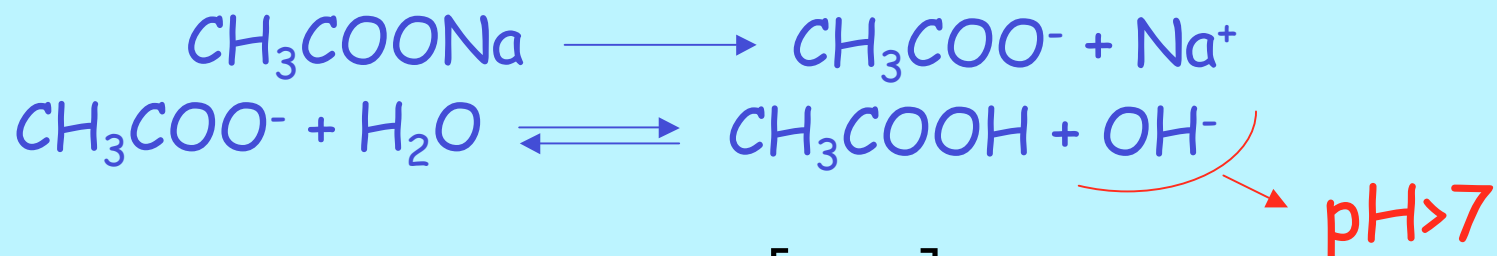
Le specie ioni che non interagiscono fra loro in soluzione e non perturbano l'equilibrio di dissociazione dell'acqua

pH = 7

- ✓ Na^+ non lega ioni OH^- (NaOH è una base forte)
- ✓ Cl^- non lega ioni H^+ (HCl è un acido forte)

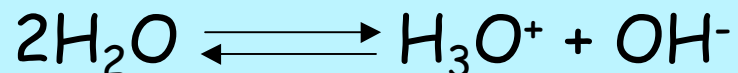
-IDROLISI SALINA-

SALE PROVENIENTE DALLA REAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE CON UNA BASE FORTE



$$K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

in soluzione acquosa contemporaneamente si ha :



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

-IDROLISI SALINA-

SALE PROVENIENTE DALLA REAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE CON UNA BASE FORTE

$$K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{K}_w]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow K_i = \frac{K_w}{K_A}$$

Assumendo che:

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = C_s$ (il sale è completamente dissociato)

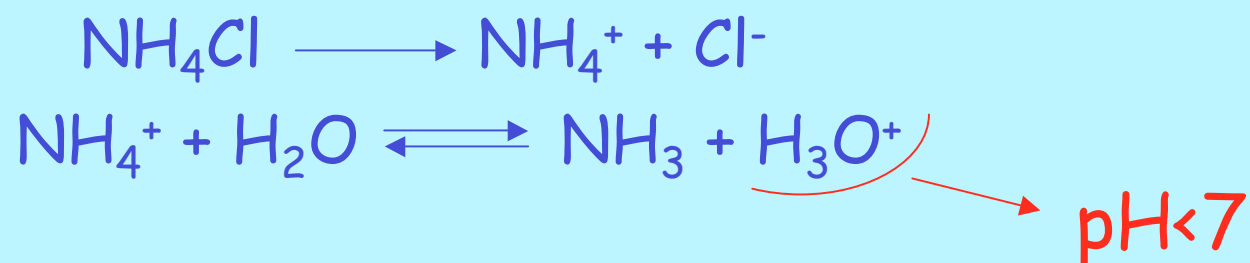
$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$ (dall'equilibrio d'idrolisi)

$$K_i = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_s}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_i C_s} = \sqrt{\frac{K_w}{K_A} C_s}$$

-IDROLISI SALINA-

SALE PROVENIENTE DALLA REAZIONE DI UN ACIDO FORTE CON UNA BASE DEBOLE



$$K_i = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Anche in questo caso bisogna considerare:

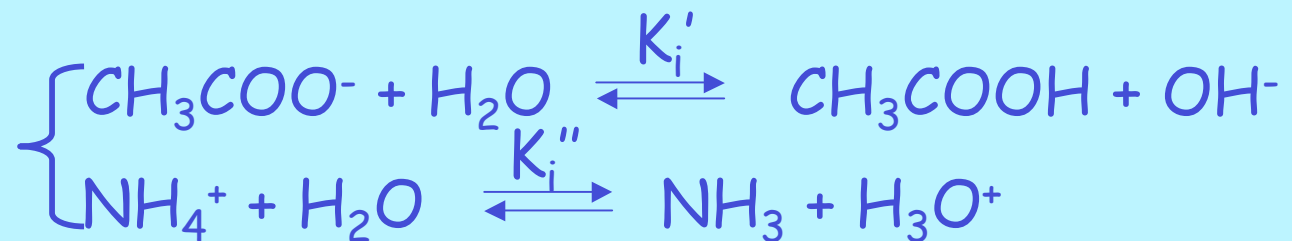


$$K_i = \frac{K_w}{K_B}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_i C_S} = \sqrt{\frac{K_w}{K_B} C_S}$$

-IDROLISI SALINA-

SALE PROVENIENTE DALLA REAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE CON UNA BASE DEBOLE



1. $K_i' = K_i'' \longrightarrow \text{pH}=7, K_A = K_B$

2. $K_i' > K_i'' \longrightarrow \text{pH}>7, K_A < K_B$

3. $K_i' < K_i'' \longrightarrow \text{pH}<7, K_A > K_B$

ESERCIZIO 1

Calcolare la concentrazione di HCN ed il pH di una soluzione 0.2M di KCN

$$K_A = 4 \cdot 10^{-10} M$$



$$[OH^-] = \sqrt{K_i C_S} = \sqrt{\frac{K_W}{K_A} C_S}$$

-considerando che $[OH^-] = [HCN]$, perché si formano tanti ioni OH^- quante molecole di HCN e trascurando gli ioni OH^- provenienti dalla dissociazione di H_2O

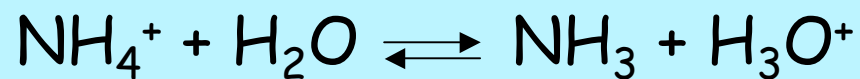
-considerando che $[CN^-] = C_S$, perché il sale è completamente dissociato

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{4 \times 10^{-10}} 0.2} = 2.2 \times 10^{-3} M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = 2.65 \Rightarrow pH = 11.35$$

ESERCIZIO 2

Una soluzione acquosa di NH_4Cl ha $\text{pH}=5$. Calcolare la concentrazione molare di NH_4Cl sapendo che $K_B = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{M}$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_i C_S} = \sqrt{\frac{K_W}{K_B} C_S}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{M}$$

$$K_i = \frac{K_W}{K_B} = \frac{10^{-14} \text{M}^2}{1.8 \times 10^{-5} \text{M}} = 5.5 \times 10^{-10} \text{M}$$

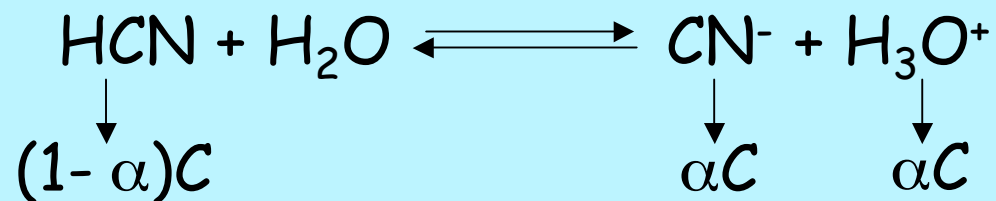
$$C_S = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_i} = \frac{(10^{-5})^2}{5.5 \times 10^{-10}} = 0.18 \text{M}$$

ESERCIZIO 3

La K_A dell'acido cianidrico (HCN) è $4 \cdot 10^{-10} M$. Calcolare la molarità di HCN, la concentrazione idrogenionica in una sua soluzione in cui risulta dissociato allo 0.01%, ed il pH della soluzione.

$$\% \text{di dissociazione} = \alpha \cdot 100 \qquad \alpha = \% \text{diss} / 100 = 10^{-4}$$

$$K_A = C_A \cdot \alpha^2 \qquad C_A = \frac{K_A}{\alpha^2} = \frac{4 \times 10^{-10}}{(10^{-4})^2} = 4 \times 10^{-2} M$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha C = 4 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-4} = 4 \cdot 10^{-6} M$$

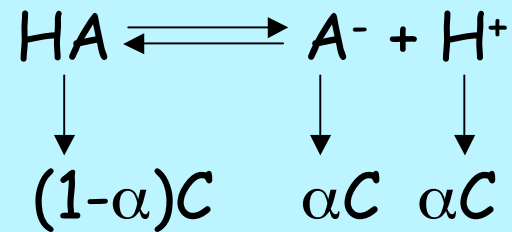
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_A C_A} = \sqrt{4 \times 10^{-10} \times 4 \times 10^{-2}} = 4 \times 10^{-6} M$$

$$\text{pH} = 5.4$$

ESERCIZIO 4

Calcolare la costante di dissociazione di un acido debole sapendo che è dissociato allo 0.1% e che il pH della sua soluzione è 5.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ M}$$



$$C_A = \frac{[\text{H}^+]}{\alpha}$$

$$\alpha = \frac{0.1}{100} = 10^{-3}$$

$$C_A = \frac{10^{-5}}{10^{-3}} = 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_A C_A} \Rightarrow K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_A} = \frac{(10^{-5})^2}{10^{-2}} = 10^{-8} \text{ M}$$

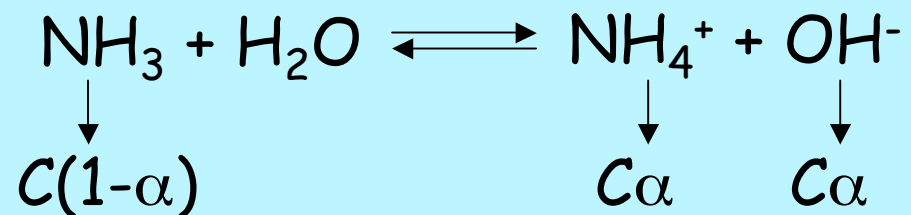
ESERCIZIO 5

La costante di dissociazione di NH_3 è $1.8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Calcolare la molarità e la concentrazione di ioni OH^- di una soluzione in cui NH_3 è dissociata all'1.3%.

$$\alpha = 1.3/100 = 1.3 \cdot 10^{-2}$$

$$C = \frac{K_B}{\alpha^2} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{(1.3 \times 10^{-2})^2} = 0.106\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = \alpha C = 1.3 \times 10^{-2} \times 0.106 = 1.38 \times 10^{-3}\text{M}$$



ESERCIZIO 6

Calcolare il grado di dissociazione α dell'acido formico ($K_A=2 \cdot 10^{-4}$ M) alla concentrazione di $5 \cdot 10^{-3}$ M.

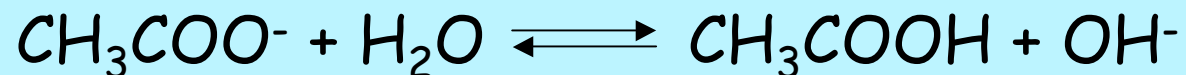
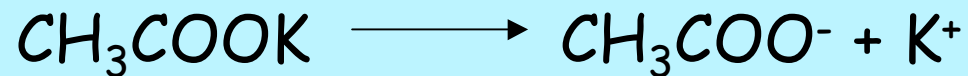
$$K_A = C_A \alpha^2$$

$$\alpha^2 = \frac{K_A}{C_A}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_A}{C_A}} = \sqrt{\frac{2 \times 10^{-4}}{5 \times 10^{-3}}} = 0.2$$

ESERCIZIO 7

Qual è la concentrazione molare dell'acetato di potassio in una soluzione acquosa di questo sale che presenta pH=8.6 ? (KA dell'acido acetico: $1.8 \cdot 10^{-5}$ M)



$$\text{pOH} = 14 - 8.6 = 5.4 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 3.98 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{W}}}{K_{\text{A}}} C_{\text{S}}}$$

$$3.98 \times 10^{-6} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} C_{\text{S}}}$$

$$\frac{1.58 \times 10^{-4}}{0.555 \times 10^{-9}} = C_{\text{S}} \Rightarrow C_{\text{S}} = 2.85 \times 10^{-2} \text{ M}$$