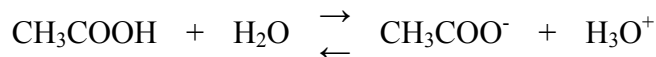


Le soluzioni tampone e il calcolo del loro pH

Si abbia, come esempio, una **soluzione di acido acetico** (CH_3COOH) e del **suo sale acetato sodico** (CH_3COONa).

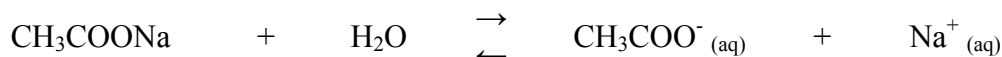
Si possono osservare due fenomeni:

1. la **dissociazione parziale dell'acido acetico** (che è un acido debole):



$$\text{con } K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

2. la **dissociazione totale dell'acetato sodico in acqua**:

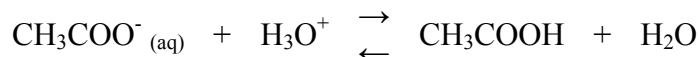


La conseguenza è che la presenza del sale fa aumentare il numero di ioni acetato:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{totali}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_1 + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_2$$

Se a questa soluzione si aggiunge una certa quantità di acido forte (ad esempio: acido cloridrico, HCl) come avviene nello stomaco, si aumenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

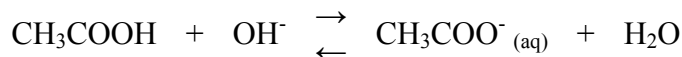
- l'acido forte reagisce con gli ioni acetato CH_3COO^- ;
- l'acido forte scompare dalla soluzione (**lo ione acetato reagisce con gli ioni H_3O^+ , lasciando inalterato il pH**



Nota: la stessa quantità di acido forte (ad es. HCl) aggiunta ad un ugual volume di acqua pura avrebbe provocato una forte diminuzione del valore di pH, con un aumento notevole dell'acidità.

Analogamente, se alla soluzione si aggiunge una certa quantità di base forte (ad esempio NaOH), si aumenta la $[\text{OH}^-]$:

- la base forte (il gruppo ossidrilico OH^-) reagisce con l'acido acetico;
- la base forte scompare dalla soluzione, lasciando inalterato il pH

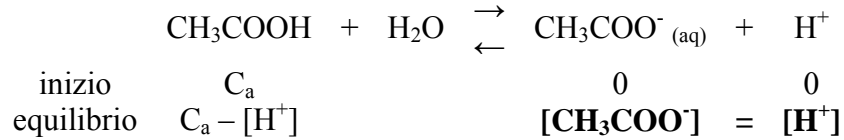


Per il **calcolo del pH di una soluzione tampone** del tipo acido acetico/acetato ci si riferisce all'equilibrio di dissociazione dell'acido acetico.

Siano:

- C_s la **concentrazione del sale**;
- C_a la **concentrazione iniziale dell'acido acetico**;

- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ la concentrazione degli ioni $[\text{H}^+]$, che è uguale alla concentrazione degli ioni acetato $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ provenienti dalla dissociazione dell'acido acetico puro.



Considerando anche la **presenza del sale all'equilibrio**, si hanno:

$$\begin{array}{l}
 [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{totali}} = C_s + [\text{H}^+] \approx C_s \quad \text{con } C_s \gg [\text{H}^+] \\
 \text{CH}_3\text{COOH} = C_s - [\text{H}^+] \approx C_a \quad \text{con } C_a \gg [\text{H}^+]
 \end{array}$$

Sapendo che la costante di dissociazione dell'acido acetico, all'equilibrio, è:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

si ha: $K_a = \frac{C_s [\text{H}^+]}{C_a}$

da cui: $[\text{H}^+] = \frac{K_a C_a}{C_s}$

e $\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$

Nota: in particolare, se $C_a = C_s$, si ricava che $K_a = [\text{H}^+]$ e $\text{pH} = -\log_{10} K_a = \text{p}K_a$.

Lo stesso ragionamento vale per il calcolo del pH di una soluzione tampone, costituita da una base debole (ad es.: ammoniaca, NH_3) in presenza del suo acido coniugato (sale).

Quindi si ha: $[\text{OH}^-] = \frac{K_b C_b}{C_s}$

da cui: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$.

Nota: in particolare, se $C_b = C_s$, si ricava che $K_b = [\text{OH}^-]$ e

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b$.