

## Equilibri acido-base : Approssimazione dell'equilibrio prevalente. ( $c_0 > 10^{-3} M$ )

### 1 reattivo

1. Acido/base                      a) forte  $[H_3O^+] = c_0$  e quindi  $pH = -\log(c_0)$   
 ([OH] =  $c_0$  e quindi  $pOH = -\log(c_0)$ )

b) debole  $H_2O + HA \Leftrightarrow H_3O^+ + A^-$   
 in  $c_0$   
 eq.  $c_0 - [A^-]$   $[H_3O^+] \approx [A^-]$

da cui

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \approx \frac{[H_3O^+]^2}{c_0 - [H_3O^+]} \approx \frac{[H_3O^+]^2}{c_0} \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{c_0 K_a}$$

2. Acido/Base poliprotico: poiché la prima dissociazione è di almeno 3 ordini di grandezza superiore alle dissociazioni successive, si approssima che la prima dissociazione sia l'equilibrio prevalente. Pertanto in base al valore della  $K_{a1}$  ( $K_{b1}$ ) si tratta il caso come 1a o 1b.

3. Sale acido: poiché il sale acido può agire sia da base che da acido non si possono trascurare i due contributi e si ricorre alla formula semplificata:

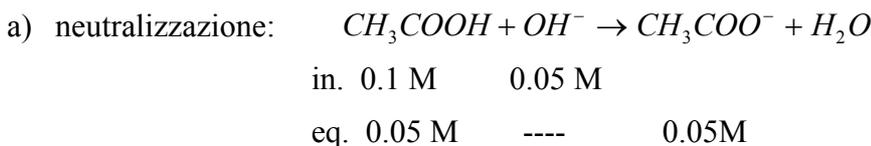
Es:  $NaHCO_3$  (oppure  $Na_2HPO_4$ ):  $[H_3O^+] = \sqrt{K_{a1}K_{a2}}$  (oppure:  $[H_3O^+] = \sqrt{K_{a2}K_{a3}}$ )

### 2 reattivi

4. Acido forte + acido debole (base forte + base debole):  
 per il principio di Le Chatelier la dissociazione dell'acido debole (base debole) viene repressa per cui il  $pH$  ( $pOH$ ) è dato dalla dissociazione dell'acido (base) forte (**caso 1a**)

5. Acido + base (quantità "stechiometriche")  $\rightarrow$  avviene la reazione di neutralizzazione (N.B. ricordarsi di tenere presente la diluizione !!!), e quindi, essendo le quantità "stechiometriche", si ricade in uno dei casi **1-3**.

6. Acido + base (quantità non "stechiometriche")  $\rightarrow$  avviene la reazione di neutralizzazione (N.B. ricordarsi di tenere presente la diluizione !!! -  $V_i C_i = V_f C_f$ ), e si ottiene un acido in presenza della base coniugata (soluzione tampone). In questo caso si ricorre all'approssimazione del tampone ovvero all'approssimazione che la presenza dello ione al comune reprime la dissociazione, per cui lo stato iniz.  $\approx$  stato equil. Es: 50 ml  $CH_3COOH$  0.2M + 50 ml  $NaOH$  0.1M

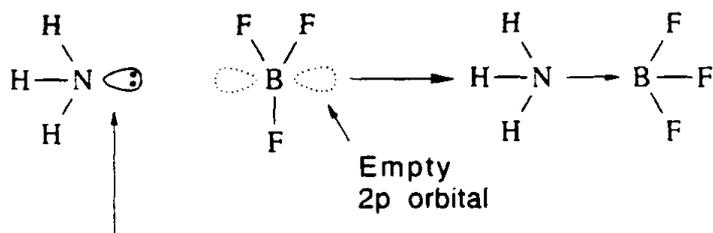
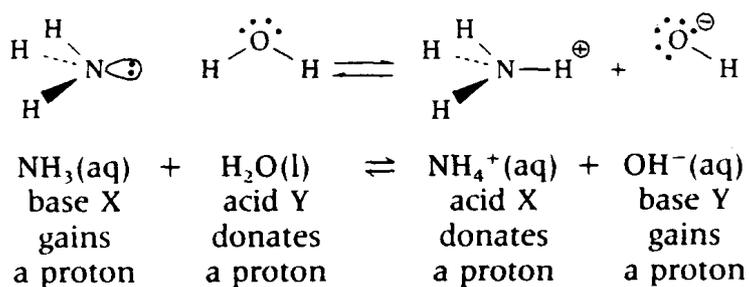
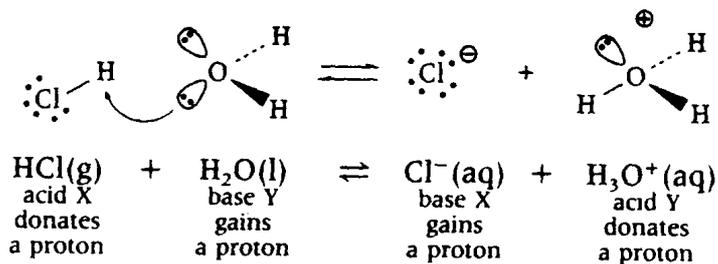


quindi e' equivalente ad un sistema di  $CH_3COOH$  0.05 M in presenza della sua base associata  $CH_3COO^-$  0.05 M (soluzione tampone) per cui l'equilibrio prevalente è:

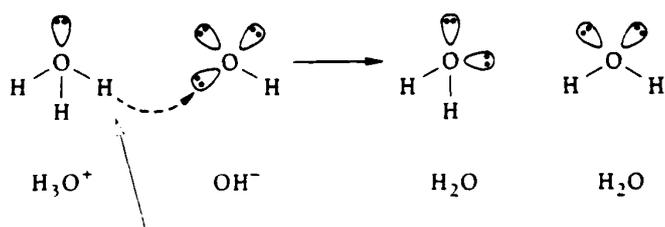


lo stato iniziale  $\approx$  equil. per cui:  $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \approx \frac{[H_3O^+]c_{b,0}}{c_{a,0}} \approx \frac{[H_3O^+]n_{b,0}}{n_{a,0}}$

Definizioni acido-base : esempi



The ammonia molecule donates a lone pair to the  $\text{BF}_3$ : it is a Lewis base



This proton will be donated to the neighbouring hydroxide ion

**Figure 74.3** In the reaction between a hydroxide ion and an oxonium ion, the former is a Brønsted base and the latter a Brønsted acid