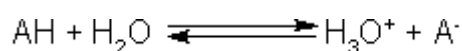


## ACIDITÀ E BASICITÀ DI COMPOSTI ORGANICI

$pK_A$ : misura la forza di un acido relativamente ad  $H_2O$  e permette di stabilire quanto l'acido è un efficiente donatore di protoni.



$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[AH] \cdot [H_2O]}$$

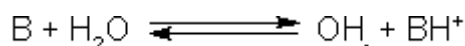
$$K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[AH]}$$

$$pK_A = -\log K_A$$

$pK_A$  di un acido è il valore di pH a cui esso è dissociato al 50 %

- A  $pH > pK_A$  l'acido esiste come  $A^-$
- A  $pH < pK_A$  l'acido esiste come HA
- Più basso è il valore di  $pK_A$  (maggiore  $K_A$ ), più forte è l'acido.
- Più forte è HA più debole è la base coniugata  $A^-$  ( e viceversa)

$pK_B$ : misura della forza di una base relativamente ad  $H_2O$  e permette di stabilire quanto la base è un efficace accettore di protoni.



$$K_{eq} = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B] \cdot [H_2O]}$$

$$K_B = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

$$pK_B = -\log K_B$$

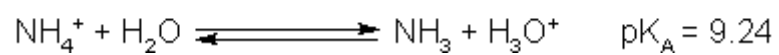
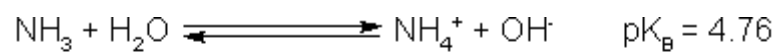
Più basso è il valore di  $pK_B$  (maggiore  $K_B$ ), più forte è la base. È anche possibile valutare la  $pK_A$  relativa alla dissociazione dell'acido coniugato  $BH^+$



$$K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[BH^+]}$$

$$K_A \cdot K_B = \frac{[OH^-] \cdot [BH^+]}{[B]} \cdot \frac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[BH^+]} = [OH^-] \cdot [H_3O^+] = K_w = 10^{-14}$$

Es. per NH<sub>3</sub>



Fattori che diminuiscono la densità elettronica sull'azoto

- Gruppo elettron attrattore legato all'atomo di azoto
- Il doppietto in un orbitale sp o sp<sup>2</sup>
- Il doppietto coniugato con un gruppo elettron attrattore
- Il doppietto coinvolto nel sistema aromatico della molecola