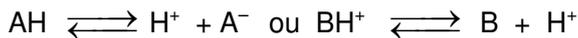


## Résumé :

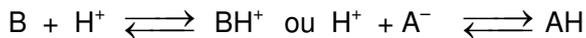
## Les acides et les bases

### Définition :

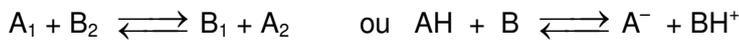
\* Un monoacide est toute entité chimique capable de libérer un proton  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.



\* Une monobase est toute entité chimique capable de capter un proton  $H^+$  au cours d'une réaction chimique.



**Réaction acide-base :** C'est une réaction au cours de la quelle on a un transfert de protons  $H^+$  entre 2 couples acide/base  $A_1/B_1$  et  $A_2/B_2$  notée :



### Les constantes d'acidité et de basicité d'un couple (A/B):

$$K_a = \frac{[H_3O^+][B]}{[A]} \quad \text{et} \quad K_b = \frac{[OH^-][A]}{[B]}$$

Règle : Plus  $K_a$  est grande, plus  $pK_a = -\log K_a$  est faible, plus l'acide est fort.

Plus  $K_b$  est grande, plus  $pK_b = -\log K_b$  est faible, plus la base est forte.

$$K_a \cdot K_b = K_e \quad \text{ou} \quad pK_a + pK_b = pK_e.$$

Donc plus  $K_a$  est grande, plus  $K_b$  est faible  $\Rightarrow$  Plus l'acide est fort, plus sa base conjuguée est faible.

\* Si l'acide est **fort** ( $K_a > K_a(H_3O^+/H_2O) = 55,5$  et  $pK_a < -1,74$ ), alors sa base conjuguée est **inerte** ( $K_b < K_b(H_3O^+/H_2O) = 1,8 \cdot 10^{-16}$  et  $pK_b > 15,74$ ).

\* Si l'acide est **inerte** ( $K_a < K_a(H_2O/HO^-) = 1,8 \cdot 10^{-16}$  et  $pK_a > 15,74$ ), alors sa base conjuguée est **forte** ( $K_b > K_b(H_2O/HO^-) = 55,5$  et  $pK_b < -1,74$ ).

\* Si l'acide est **faible** ( $1,8 \cdot 10^{-16} < K_a < 55,5$ ) et ( $-1,74 < pK_a < 15,74$ ), alors sa base conjuguée est **faible** ( $1,8 \cdot 10^{-16} < K_b < 55,5$ ) et ( $-1,74 < pK_b < 15,74$ ). Ex :  $NH_4^+/NH_3$ .

\* Pour la réaction ( $A_1 + B_2 \rightleftharpoons B_1 + A_2$ ), on a  $K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = \frac{K_{b2}}{K_{b1}}$  (Si  $K > 1$  alors  $A_1$  et  $B_2$  sont les plus forts).

**Définition du pH :**  $pH = -\log [H_3O^+]$  ou  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ .

