

Notion d'acide et de base

Définitions :

- **Ionisation ou dissociation ionique :** c'est l'apparition d'ions lors de la mise en solution de substances appelées électrolytes; parmi lesquels on distingue les acides et les bases.

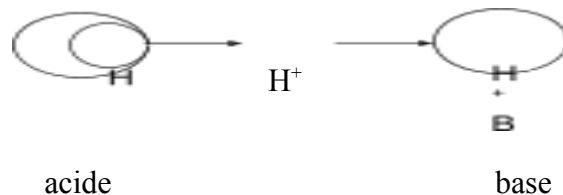
Acide : (selon Brønsted).

C'est une entité chimique, molécule ou ion susceptible de libérer un ion H^+ :



Base :

C'est une entité chimique, molécule ou ion susceptible de capter un ion H^+ :



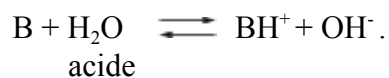
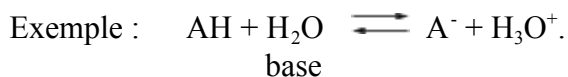
La réaction acido - basique est donc un **transfert de protons**.

Remarque :

Il existe des composés capables de capter plusieurs protons H^+ et d'autres capables de céder plusieurs protons $H^+ \Rightarrow$ polyacides, polybases.



- **Composés amphotères ou ampholytes :** ce sont les composés qui selon la nature du milieu peuvent émettre ou capter des protons, donc avoir un comportement soit acide, soit basique.



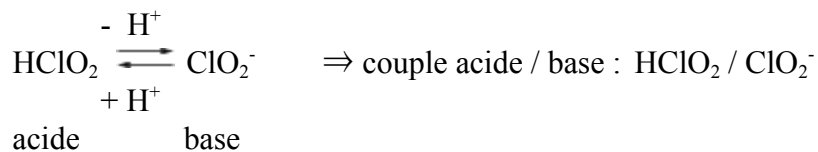
- Conséquences de la théorie de Brønsted-Lowry

1- Couple acide-base conjugués

A tout acide est associée une base et inversement. L'acide et la base définissent un couple acide / base ou couple acido-basique défini par la demi-équation équilibrée :

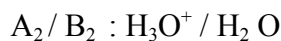
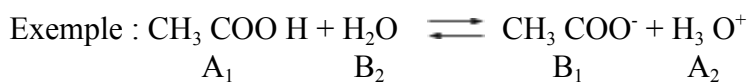
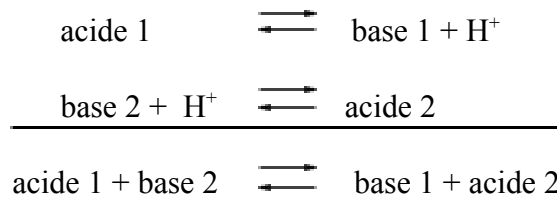


Exemple :



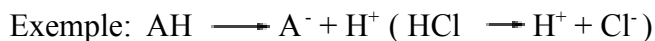
2- réactions acido-basiques

Une réaction acido-basique est une réaction de transfert de protons entre un couple acide-base noté 1 et un autre couple noté 2



3- Force des acides et des bases

Un acide est d'autant plus fort que sa tendance à céder des H^+ est plus élevée. Inversement, une base est d'autant plus forte que sa tendance à capter H^+ est élevée.



Il existe des acides et des bases de "force" moyenne dont l'appartenance à l'un ou l'autre des deux groupes (acides ou bases forts, acide ou bases faibles) est difficile à déterminer. Dans tous les cas, la force peut-être appréciée par application de la loi de **Guldberg et Waage**.



$$K_c = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]} \quad K'_c = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

L'eau, en très large excès, a une concentration qui ne varie pratiquement pas au cours de la réaction.

$$[H_2O] = \text{constante}$$

On introduit alors, la notion de la constante d'acidité et de basicité suivante :

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \quad , \quad K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

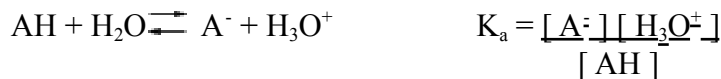
Plus K est grande, plus l'acide (ou la base) est dissocié. En général, on utilise la quantité :

$$\boxed{pK = -\log K}$$

Conclusion : plus pK est grand, plus l'acide (ou la base) est faible et vis et versa

Remarque : K_a et K_b sont des constantes dépendant de :
- la température
- la nature du solvant

* **Relation entre K_a et K_b :**



$$K_a K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} \cdot \frac{[AH][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-]$$

$$\Rightarrow K_a K_b = [H_3O^+][OH^-] = K_e = 10^{-14} \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

Le produit des 2 constantes K_a et K_b = produit ionique de l'eau.

$$\text{et : } \boxed{pK_a + pK_b = pK_e = 14}$$