



# Révisions Bac

L'essentiel : Acide + Base

2012 - 2013



Prof : Kh.Bessem

## Définitions + Caractéristiques :

- Un acide selon Bronsted, est une entité chimique électriquement chargée ou non, capable de libérer un ion  $H^+$ .
  - Un acide est d'autant plus fort que :
    - La valeur de sa constante d'acidité  $K_a$  est grande.
    - La valeur de son  $pK_a$  est faible.
    - La valeur de son  $pH$  est faible.
    - la valeur du taux d'avancement final  $\tau_f$  grande.
  - L'équation de la réaction d'ionisation d'un acide dans l'eau est :
    - Si l'acide est fort :  $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$
    - Si l'acide est faible :  $AH + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$
  - Pour un acide faible, la constante d'acidité s'écrit :  $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$
  - Pour un acide fort :  $pH = -\log(C)$   $pH < 6$
  - Pour un acide faible :  $pH = \frac{1}{2}(pK_a + \log(C))$   $pH < 6$
- Une base selon Bronsted, est une entité chimique électriquement chargée ou non, capable de capter un ion  $H^+$ .
  - Une base est d'autant plus forte que :
    - La valeur de sa constante de basicité  $K_b$  est grande.
    - La valeur de son  $pK_b$  est faible.
    - La valeur de son  $pH$  est grande.
    - la valeur du taux d'avancement final  $\tau_f$  grande.
  - L'équation de la réaction d'ionisation d'une base dans l'eau est :
    - Si la base est forte :  $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$
    - Si la base est faible :  $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$
  - Pour une base faible, la constante de basicité s'écrit :  $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$
  - Pour une base forte:  $pH = pK_e + \log(C)$   $pH < 8$
  - Pour une base faible :  $pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log(C))$   $pH > 8$

## Formules :

Le produit ionique de l'eau, noté  $K_e = [H_3O^+][OH^-]$ , est la constante d'équilibre associée à l'équation de l'ionisation propre de l'eau : à 25 °C  $K_e = 10^{-14}$  c'est-à-dire  $pK_e = 14$ .

$$\begin{array}{ll}
 K_a K_b = K_e & pK_a + pK_b = pK_e \\
 K_a = 10^{-pK_a} & pK_a = -\log(K_a) \\
 K_b = 10^{-pK_b} & pK_b = -\log(K_b) \\
 [H_3O^+] = 10^{-pH} & pH = -\log([H_3O^+])
 \end{array}$$