



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 τ_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 τ_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 $pK_e = 14$.

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