

Réactions acide/base

I. Autoprotolyse de l'eau

1 Les couples de l'eau

pH de l'eau pure = 7

Elle contient des ions oxonium, $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/L}$



Base oxonium acide hydroxyde

Elle peut jouer le rôle d'un acide ou d'une base (amphotère), et comme l'eau est pure les ions H^+ ne sont libérés que par d'autres molécules d'eau.

Couple de l'eau : H_3O^+/H_2O H_2O/HO^-

Bilan de réaction de l'eau sur elle même :



CETTE REACTION = AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

2 Produit ionique de l'eau

Constante d'équilibre de l'autoprotolyse de l'eau (réaction 1)

à 25 °C : $K_e = [H_3O^+]_f [HO^-]_f = 10^{-14}$

Dans l'eau pure, pH = 7 donc $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Cette relation est toujours valable en milieu aqueux

3 Domaines de prédominances

$[HO^-] = K_e/[H_3O^+]$

En milieu acide, H_3O^+ est majoritaire et en milieu basique, c'est HO^- .

II Réaction d'un acide sur l'eau

1 Cas général



$$K_a = \frac{[A^-]_{\text{eq}} \cdot [H_3O^+]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}$$

Selon un tableau d'avancement: $[H_3O^+] = [A^-]$ $[AH] = C_0 - [H_3O^+]$

Or, $eq = K_a = \text{constante d'acidité} = \frac{[H_3O^+]^2_f}{C_0 - [H_3O^+]_f}$

$pK_a = -\log(K_a) = \text{pH} - \log\left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f}\right)$

$K_a = 10^{-pK_a}$

2) Cas particulier: les couples de l'eau

*Couple H_3O^+/H_2O : $pK_a = 0$

*Couple H_2O/HO^- : $pK_e = 14$.

3) Comparaison de 2 acides

Plus le pK_a d'un acide est petit, plus sa réaction avec l'eau est avancée (plus il est dissocié)

4) Comparaison de deux bases

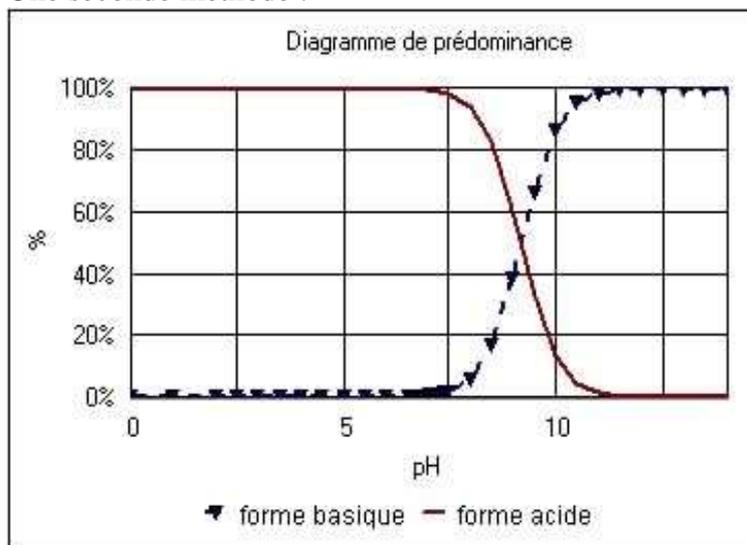
Plus le pK_a d'un couple est petit, moins la base réagit avec l'eau

5) Domaines de prédominance

*Si $pH < pK_a$, alors $pH - pK_a < 0$ et l'acide est majoritaire = $10^{pH - pK_a} < 1$

*Si $pK_a < pH$ alors $0 < pH - pK_a$ et la base est majoritaire = $1 < 10^{pH - pK_a}$

Une seconde méthode :



6) Réaction entre deux couples

$Q_{r,eq} = K_{a1}/K_{a2} = K_{a_{acide}}/K_{a_{base}}$