

Chapitre 5 : Constante d'acidité d'un couple acide / base :

Réaction d'**autoprotolyse de l'eau** : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{HO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$n = \frac{m}{M}$$
$$\rho = \frac{m}{V}$$

La constante d'équilibre associée à la réaction d'autoprotolyse de l'eau est appelée **produit ionique de l'eau** et noté **Ke**

$$\text{Ke} = Q_{r, eq} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \cdot [\text{HO}^-]_{eq}$$

A 25 °C, $\text{Ke} = 1,0 \cdot 10^{-14}$ $p\text{Ke} = -\log \text{Ke} = 14$

On appelle **constante d'acidité Ka** d'un couple AH / A⁻ la constante d'équilibre dans la réaction de l'acide AH sur l'eau. Ka dépend de la **température**.

$$\text{Ka} = Q_{r, eq} = \frac{[\text{A}^-]_{eq} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq}}$$
$$K = \frac{Ka1}{Ka2}$$

Un acide ou une base est d'autant plus fort que le taux d'avancement final de sa réaction avec l'eau est grand.

A température et concentrations égales, un acide A1H est plus fort qu'un acide A2H si $\tau_1 > \tau_2$, c'est-à-dire $pH_1 < pH_2$ ce qui implique $Ka_1 > Ka_2$

$$\tau = \frac{10^{-pH}}{C_{AH}}$$

$$K = \frac{Ke}{Ka}$$

A température et concentration égales, une base B2 est plus forte qu'une base B1 si $pH_2 > pH_1$, c'est-à-dire $\tau_2 > \tau_1$. Ce qui implique $Ka_1 > Ka_2$ et donc $pKa_1 < pKa_2$

$$pH = pKa + \log \frac{[\text{A}^-]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq}}$$

Diagramme de prédominance :

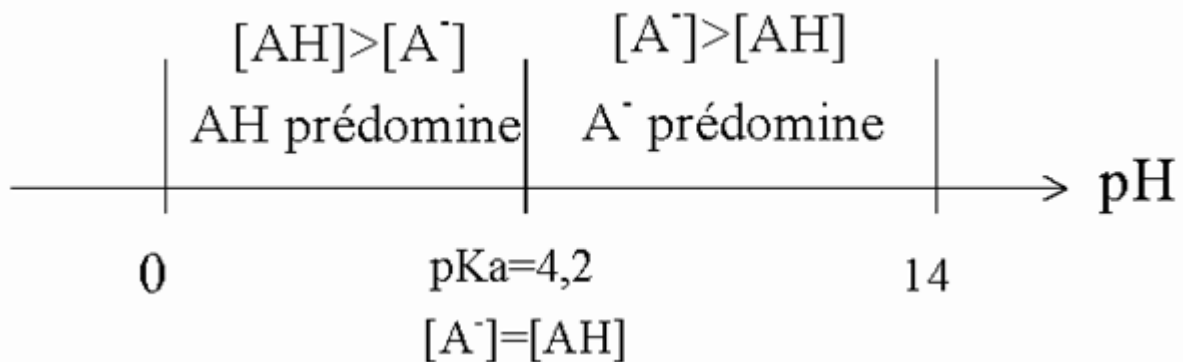
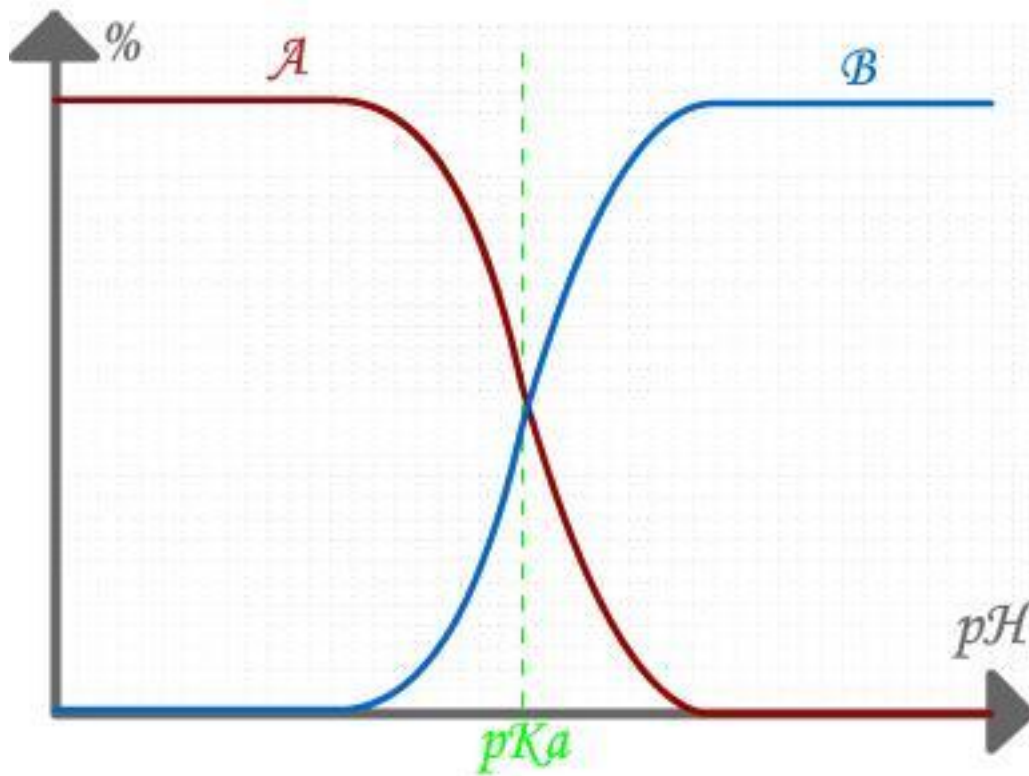


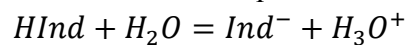
Diagramme de distribution :

fraction d'acide : $\alpha(AH) = \frac{[AH]_{eq}}{[AH]_{eq} + [A^-]_{eq}}$
 $\alpha(AH) + \alpha(A^-) = 1$



Un **indicateur coloré** acido/basique est une espèce chimique dont les formes acides et bases conjugués notées respectivement HInd et Ind⁻ ont des **couleurs différentes**.

HInd et Ind⁻ sont en équilibre en solution selon l'équation :



Teinte sensible de l'indicateur = addition des couleurs de HInd et Ind⁻