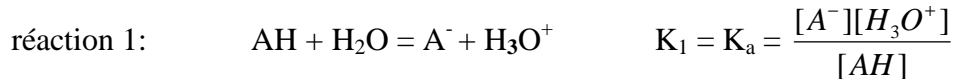


Etude des monoacides faibles et monobases faibles :

Cas des acides :

Soit une solution d'un monoacide faible AH (par exemple HNO₂) de concentration apportée c. Un acide faible est un acide qui ne réagit pas sur l'eau par une réaction totale.

Nous avons deux réactions au sein du milieu réactionnel :



On fait l'hypothèse suivante : l'autoprotolyse de l'eau (réaction 2) est négligeable. C'est le principe de la réaction prépondérante. $K_1 \gg K_2$ (hypothèse valable dans presque tous les cas)

Un tableau d'avancement nous permet alors de déterminer les concentrations de chaque espèce chimique en solution :

Tableau d'avancement :

	AH	H ₂ O	=	A ⁻	H ₃ O ⁺
État initial	c	excès		0	0
État final	c - x	excès		x	x

x : avancement molaire volumique de la réaction

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{x^2}{c - x}$$

La résolution de cette équation du second degré nous fournit x et donc les concentrations de chaque espèce en solution.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x$$

Attention : Il faut vérifier l'hypothèse de départ et bien examiner si $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$

Si l'acide AH est très faible, sa dissociation est limitée alors $c \gg x$ et $K_a = \frac{x^2}{c}$

$$\text{Soit } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x = -\log \sqrt{\frac{K_a}{c}} = -\frac{1}{2} \log \frac{K_a}{c} = \frac{1}{2} (\log K_a - \log c)$$

$$\text{D'où } pH = \frac{1}{2}(pK_e - \log c)$$

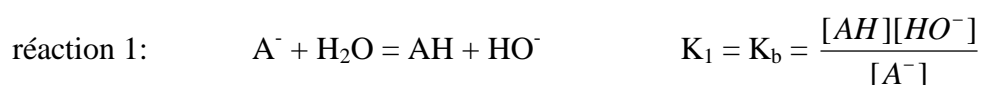
Attention : il faudra vérifier les deux hypothèses : $[OH^-] \ll [H_3O^+]$ et $[A^-] \ll [AH]$ en déterminant leur concentration avant de valider le résultat.

Exemples d'acide faible : les acides carboxyliques $RCOOH$, NH_4^+ ...

Cas des bases faibles :

Soit une solution d'une monobase faible A^- de concentration apportée c . Une base faible est une base qui ne réagit pas sur l'eau par une réaction totale.

Nous avons deux réactions au sein du milieu réactionnel :



On fait l'hypothèse suivante : l'autoprotolyse de l'eau (réaction 2) est négligeable car $K_1 \gg K_2$

Un tableau d'avancement nous permet de déterminer les concentrations de chaque espèce chimique en solution :

Tableau d'avancement :

	A^-	H_2O		AH	HO^-
État initial	c	excès		0	0
État final	$c - x$	excès		x	x

x : avancement molaire volumique de la réaction

$$K_b = \frac{[AH][HO^-]}{[A^-]} = \frac{x^2}{c - x}$$

La résolution de cette équation du second degré nous fournit x soit $[HO^-]$ et donc les concentrations de chaque espèce en solution.

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log \frac{K_e}{x}$$

Attention : Il faut vérifier l'hypothèse de départ et bien examiner si $[H_3O^+] \ll [OH^-]$

Si l'acide A^- est très faible, sa dissociation est limitée alors $c \gg x$ et $K_b = \frac{x^2}{c}$

$$\text{Soit } pH = -\log [H_3O^+] = -\log \frac{K_e}{x} = -\log \frac{K_e}{\sqrt{K_b c}}$$

$$\text{Or } k_e = k_a k_b \text{ donc } pH = -\log \sqrt{\frac{K_e^2}{K_b c}} = -\frac{1}{2} \log \frac{K_e^2}{K_b c} = -\frac{1}{2} \log \frac{K_e^2}{\frac{K_e c}{K_a}} = -\frac{1}{2} \log \frac{K_e K_a}{c} = -\frac{1}{2} (\log K_e K_a - \log c)$$

$$\text{D'où } pH = \frac{1}{2} (pK_e + pK_a + \log c)$$

Attention : il faudra vérifier les deux hypothèses : $[OH^-] \gg [H_3O^+]$ et $[A^-] \gg [AH]$ en déterminant leur concentration avant de valider le résultat.

Exemple d'acide faibles : CH_3COO^- ; NH_3