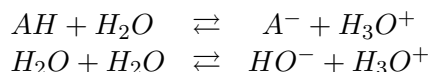


Fiche Chimie

Les systèmes d'équations

■ Cas d'un acide faible neutre

- Acide faible AH *seul* en solution aqueuse. Concentration initiale C_0 .
- Deux équilibres coexistent dans la solution :



- Pour connaître le pH de la solution, il faut déterminer la concentration de la solution en ions H_3O^+ à l'équilibre.

Pour ce faire, on dispose de 4 relations :

- (1) constante d'acidité du couple acido-basique
- (2) constante d'autoprotolyse de l'eau
- (3) conservation de la matière
- (4) électroneutralité de la solution

Soit :

$$\begin{aligned} (1) \quad K_a &= \frac{[A^-] \cdot h}{[AH]} \\ (2) \quad K_e &= [H_3O^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14} \\ (3) \quad [AH] + [A^-] &= C_0 \\ (4) \quad [H_3O^+] &= [HO^-] + [A^-] \end{aligned}$$

- Résolution du système :

$$\begin{aligned} (4) \rightarrow [A^-] &= h - \omega \stackrel{(2)}{=} h - \frac{K_e}{h} \quad (*) \\ (3) \rightarrow [AH] &= C_0 - [A^-] \stackrel{(*)}{=} C_0 - h + \frac{K_e}{h} \end{aligned}$$

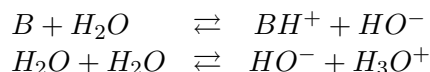
$$\stackrel{(1)}{\rightarrow} K_a = \frac{\left(h - \frac{K_e}{h}\right) \cdot h}{C_0 - h + \frac{K_e}{h}}$$

CI : $[H_3O^+]$ est la racine d'une équation du troisième degré :

$$h^3 + K_a \cdot h^2 - (K_e + K_a \cdot C_0) \cdot h - K_a \cdot K_e = 0$$

■ Cas d'une base faible neutre

- Base faible B *seule* en solution aqueuse. Concentration initiale C_0 .
- Deux équilibres coexistent dans la solution :



- Pour connaître le pH de la solution, il faut déterminer la concentration de la solution en ions H_3O^+ à l'équilibre.

Pour ce faire, on dispose de 4 relations :

- (1) constante de basicité du couple acide-base
- (2) constante d'autoprotolyse de l'eau
- (3) conservation de la matière
- (4) électroneutralité de la solution

Soit :

$$\begin{aligned} (1) \quad K_b &= \frac{K_e}{K_a} = \frac{[BH^+] \cdot \omega}{[B]} \\ (2) \quad K_e &= [H_3O^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14} \\ (3) \quad [B] + [BH^+] &= C_0 \\ (4) \quad [H_3O^+] + [BH^+] &= [HO^-] \end{aligned}$$

- Résolution du système :

$$\begin{aligned} (4) \rightarrow [BH^+] &= \omega - h \stackrel{(2)}{=} \omega - \frac{K_e}{\omega} \quad (*) \\ (3) \rightarrow [B] &= C_0 - [BH^+] \stackrel{(*)}{=} C_0 - \omega + \frac{K_e}{\omega} \end{aligned}$$

$$\stackrel{(1)}{\rightarrow} K_b = \frac{\left(\omega - \frac{K_e}{\omega}\right) \cdot \omega}{C_0 - \omega + \frac{K_e}{\omega}}$$

CI : $[HO^-]$ est la racine d'une équation du troisième degré :

$$\omega^3 + K_b \cdot \omega^2 - (K_e + K_b \cdot C_0) \cdot \omega - K_b \cdot K_e = 0$$

■ Approximations et RP

La résolution du système d'équations (cas simple ci-dessus : 4 équations pour 4 inconnues $[AH]$ ou $[BH^+]$, $[A^-]$ ou $[B]$, $[H_3O^+]$ et $[HO^-]$) peut être lourde; on lui préfère la **méthode de la réaction prépondérante** → Cf **FCSA(3)**