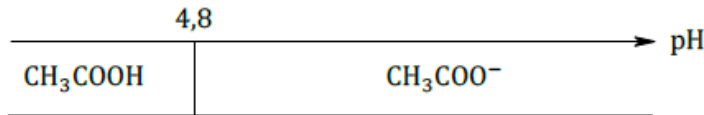


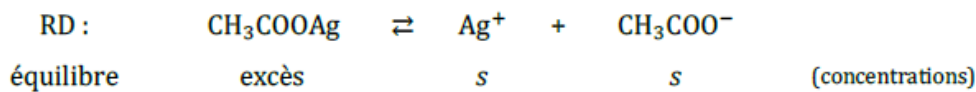
Exercice 8 : influence du pH _ CORR

La dissolution de l'acétate d'argent conduit à la libération de l'ion acétate CH_3COO^- , qui est une base faible dans l'eau. Selon les conditions de pH, cet ion peut se retrouver protonné sous forme CH_3COOH . Pour aider au raisonnement, on trace le diagramme de prédominance de ce couple :



Dans un tampon pH = 10,0

Le diagramme montre que l'espèce CH_3COO^- est largement prédominante. On peut négliger CH_3COOH et raisonner sur l'équation de dissolution simple :



Donc $K_s = 10^{-2,7} = [\text{Ag}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-] = s^2$, d'où :

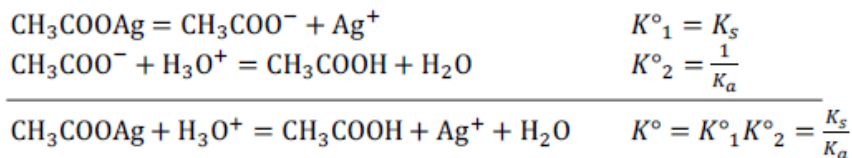
$$s = \sqrt{K_s} = 0,045 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Dans un tampon pH = 3,0

À ce pH, c'est $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ qui est négligeable devant $[\text{CH}_3\text{COOH}]$. La réaction précédente ne modélise

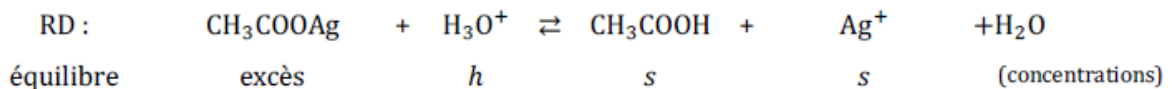
donc pas correctement la dissolution, puisque les ions acétate sont quasi-totalement convertis en acide acétique par les ions H_3O^+ présents dans la solution (apportés par le tampon).

Il faut donc additionner la dissolution du sel et la protonnation de l'acétate pour trouver la réaction de dissolution :



On fait alors le bilan de cette nouvelle réaction de dissolution comme précédemment.

N.B. La concentration en H_3O^+ est maintenue constante par le tampon. On la note $h = 10^{-3,0} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.



Donc $K^\circ = \frac{K_s}{K_a} = \frac{s^2}{h}$, d'où :

$$s = \sqrt{\frac{K_s}{K_a} h} = 0,35 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$