

I. Caractéristiques des équilibres acido-basiques

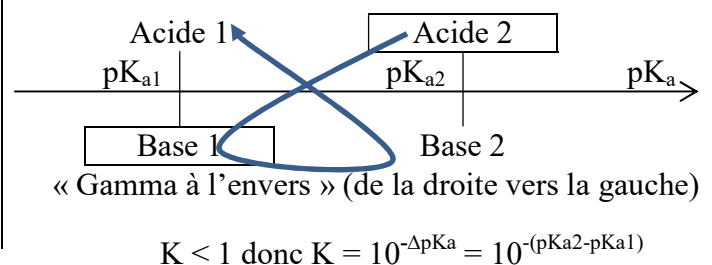
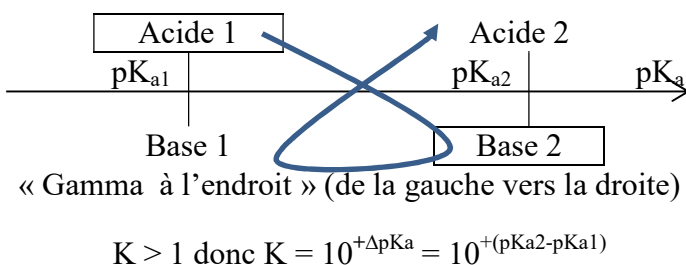
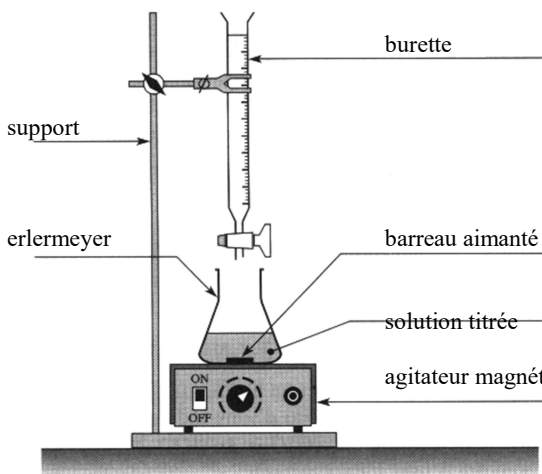
- Dans le cas d'un acide faible (dont la base conjuguée est elle-aussi faible), on définit la **constante d'acidité K_a** comme la constante de l'équilibre : $\text{acide} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{base} + \text{H}_3\text{O}^+$

$$\text{d'où } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{base}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}}}$$

- On définit $\text{p}K_a = -\log(K_a)$ qui sert à classer les acides et les bases. Plus $\text{p}K_a$ est faible, plus l'acide se rapproche d'un acide fort : l'acide le plus « fort » dans l'eau est H_3O^+ . Plus $\text{p}K_a$ est grand, plus la base se rapproche d'une base forte.
- Dans l'eau, il se produit toujours la réaction d'**autoprotolyse de l'eau** : $2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$ de constante d'équilibre $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 10^{-14}$ à 25°C
- En conséquence $\text{p}K_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) = 14$ et $\text{p}K_a(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0$
- Un acide fort est tel que $\text{acide} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{base} + \text{H}_3\text{O}^+$ est totale.
Une base forte est telle que $\text{base} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{acide} + \text{HO}^-$ est totale
Par exemple, une solution de HCl (acide fort) dans l'eau contient $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ mais ne contient plus HCl !

II. Prévision des équilibres acido-basiques

- Pour la réaction acido-basique $\text{acide}_1 + \text{base}_2 = \text{base}_1 + \text{acide}_2$, la constante $K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{(\text{p}K_{a2} - \text{p}K_{a1})}$
- La constante d'équilibre peut être retrouvée graphiquement grâce à la « règle du gamma » :

**III. Réaction de titrage acidobasique**

- Une réaction de titrage doit être rapide, quasi-totale et permettre de repérer l'équivalence par une technique connue.

➤ L'équivalence est une situation particulière qui a lieu au cours du titrage : les réactifs sont introduits en proportions stoechiométriques :

Exemple : Titrage de NH_3 (titré) par H_3O^+ (titrant) selon la réaction : $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$

A l'équivalence, il a $n(\text{NH}_3) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$ donc $C_b \cdot V_b = C_a \cdot V_e$
donc $C_b = C_a \cdot V_e / V_b$