
COMPRENDRE, LOIS ET MODELES



Chapitre 16 :

**Théorie de Brønsted.
Notion d'équilibre chimique.**



I. Le pH

Le pH (potentiel Hydrogène) permet de mesurer l'acidité d'une solution, il s'exprime sans unité avec :

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

En effet l'acidité d'une solution est due à la présence d'ions oxonium (H_3O^+).

Inversement on a :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Pour un pH élevé la concentration en ions oxonium est faible et pour un pH faible la concentration en ions oxonium est élevée.

Le pH peut être mesuré avec du papier pH ou un pH-mètre.



II. La théorie de Brönsted

En 1923, Joannes Brönsted établit une théorie (en même temps qu'un autre chimiste : Thomas Lowry) selon laquelle :

- Les acides sont des espèces chimiques susceptibles de céder un ou plusieurs protons H^+ .
- Les bases sont des espèces chimiques susceptibles de capter un ou plusieurs protons H^+ .

Ainsi en nommant HA l'acide, on a :



Un couple acide base correspond à l'acide et sa base conjuguée, on écrit toujours :

Acide/Base

Exemples : HCl/Cl^- ; CH_3COOH/CH_3COO^-



III. Réactions acido-basiques

A/ Produit ionique de l'eau

L'eau est à la fois une base et un acide, on dit que c'est une espèce amphotère ou ampholyte.

Couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ (l'eau est une base dans ce cas) $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$

Couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$ (l'eau est un acide dans ce cas) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HO}^- + \text{H}^+$

Le produit ionique de l'eau est égal à $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]$

A 25° pour une solution aqueuse $K_e = 10^{-14}$

Et on définit le $\text{p}K_e = -\log K_e$



III. Réactions acido-basiques

B/ Constante d'acidité et pK_A

Pour une réaction $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$, on définit la constante d'acidité comme le quotient du produit des concentrations des produits sur le produit de la concentration des réactifs soit :

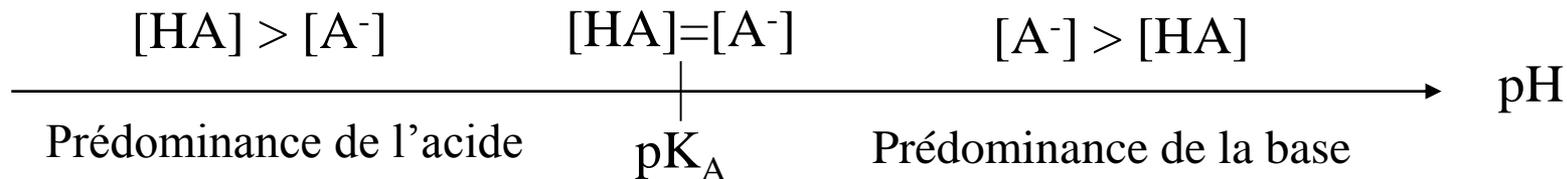
$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

(Les concentrations sont celles de l'état final)

$$pK_A = -\log K_A$$

Domaine de prédominance

Grâce au pK_A, on peut connaître l'espèce qui prédomine dans une solution suivant le pH de celle-ci :





III. Réactions acido-basiques

C/ Acide fort, base forte / Acide faible, base faible

Un acide est dit « fort » lorsqu'il réagit totalement avec l'eau, on a :



Exemples : acide chlorhydrique, acide sulfurique.

Une base forte est une espèce chimique qui réagit totalement avec l'eau : elle n'existe pas en présence d'eau.



La réaction entre un acide fort et une base forte est quasi-totale.

Les acides faibles et les bases faibles, eux, ne réagissent pas totalement avec l'eau.



III. Réactions acido-basiques

D/ Titrages acido-basiques

A l'aide d'acides et de bases, on peut déterminer la concentration molaire de certaines solutions de concentrations inconnues. On fait réagir l'espèce à titrer B avec une solution titrante notée A.

Au cours de la première partie du dosage, l'espèce titrante est consommée puis on arrive à un état appelé équivalence pour laquelle $n_A = n_B$.

L'équivalence est repérée de différentes manières suivant le titrage (voir TPs) :

- Changement de couleur (indicateur coloré).
- Suivi du pH.



III. Réactions acido-basiques

E/ pH d'une solution suivant les concentrations et le pKa

D'après les relations précédents $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

De cette relation on obtient :

$$\mathbf{pH = pKa + \log \frac{[base]}{[acide]}}$$

Démonstration à faire pour le prochain cours... pensez à isoler $[H_3O^+]$ dans la première relation puis à passer au log.