

Chapitre 13

Réaction chimique par échange de proton

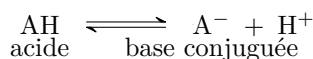
13.1 pH d'une solution aqueuse

Le pH est une grandeur sans unité donnant une information sur la concentration en ion oxonium $[H_3O^+]$.
 $pH = -\log[H_3O^+]$, $[H_3O^+]$ en $mol \cdot L^{-1}$
 $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

13.2 Équilibre acido-basique

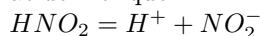
13.2.1 Définition

Un acide selon Brønsted est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .
Une base au sens de Brønsted est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .
Quand un acide cède un proton H^+ , il donne sa base conjuguée.



AH/A^- est un couple acido-basique.

- acide nitrique

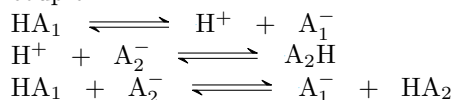


- ion ammonium



13.2.2 Réactions acido-basiques

Une réaction acido-basique est un transfert de proton entre un acide HA_1 vers la base A_2^- d'un autre couple.



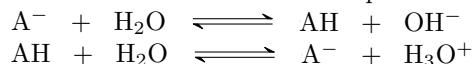
13.2.3 Notion d'équilibre acido-basique

On dira qu'un système chimique est à l'équilibre quand les concentrations des réactifs et des produits n'évoluent plus (d'un point de vue macroscopique).

On matérialisera cet équilibre qui peut s'effectuer dans les 2 sens par une double flèche.

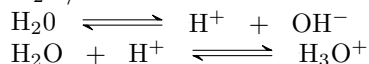
13.2.4 Acides faibles et bases faibles

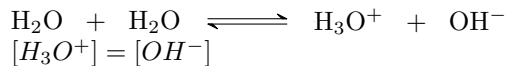
Un acide est dit faible lorsqu'il ne réagit pas totalement avec l'eau.



Autoprotolyse de l'eau : H_3O^+/H_2O

H_2O/OH^-





Cette réaction est très peu avancée.

13.2.5 Produit ionique de l'eau

C'est la constante d'équilibre associée à cette transformation d'autoprotolyse de l'eau.
On note cette constante $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$. À 20 ° C : $K_e = 10^{-14}$

13.3 Domaine de prédominance

13.3.1 Constante d'acidité K_A

La constante d'acidité est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'un acide avec l'eau.



$$K_A = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$pK_A = -\log K_A$$

$$K_A = 10^{-pK_A}$$

$$\log K_A = \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]\right)$$

$$= \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right) + \log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right) - \log K_A$$

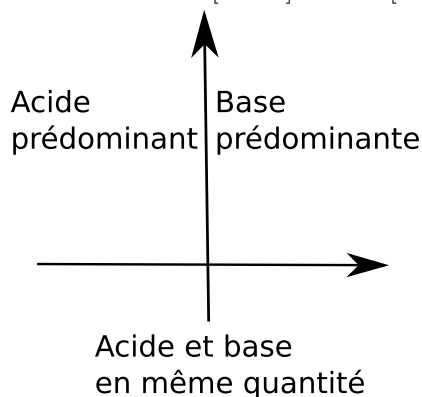
$$pH = pK_A + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right)$$

13.3.2 Domaine de prédominance

$$\text{Si } pH = pK_A \Rightarrow \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{Acide}]}\right) = 0 \Leftrightarrow \frac{[\text{B}]}{[\text{Acide}]} = 1 \Leftrightarrow [\text{B}] = [\text{Acide}]$$

$$\text{Si } pH > pK_A \Rightarrow \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{Acide}]}\right) > 0 \Leftrightarrow \frac{[\text{B}]}{[\text{Acide}]} > 1 \Leftrightarrow [\text{B}] > [\text{Acide}]$$

$$\text{Si } pH < pK_A \Rightarrow \log\left(\frac{[\text{B}]}{[\text{Acide}]}\right) < 0 \Leftrightarrow \frac{[\text{B}]}{[\text{Acide}]} < 1 \Leftrightarrow [\text{Acide}] > [\text{B}]$$



Exemple : Acide éthanoïque

