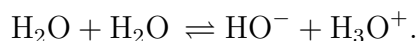


**05. Acido-basité et précipitation****1. RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES****Réactions acido-basiques**

- Un acide est une entité chimique (molécule ou ion) capable de céder un proton  $H^+$ , tandis qu'une base est une entité capable d'en capter un. Ces deux entités sont reliées au sein d'un couple acide/base  $AH/A^-$ , défini par la demi-équation  $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$ .
- Un polyacide est une espèce susceptible de libérer plusieurs protons  $H^+$ .
- Une réaction acido-basique correspond à l'échange d'un ou plusieurs protons entre une base et un acide :  $A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$ .
- Certaines espèces dites amphotères, peuvent se comporter à la fois comme un acide et comme une base dans deux couples différents. L'eau en est l'exemple principal, intervenant dans les couples  $H_3O^+/H_2O$  et  $H_2O/HO^-$ .
- L'eau subit une réaction d'autoprotolyse :



La constante d'équilibre associée est le produit ionique de l'eau  $K_e$  :

$$K_e = \frac{[H_3O^+][HO^-]}{(C^\circ)^2} = 10^{-14} \quad (\text{à } 25^\circ\text{C}).$$

Dans toute solution aqueuse, les concentrations des ions  $H_3O^+$  et  $HO^-$  sont liées. La connaissance de l'une implique celle de l'autre.

On définit également le  $pK_e = -\log K_e = 14$ .

**Potentiel hydrogène**

- Toute solution aqueuse contenant des ions hydronium (oxonium) peut être caractérisée par son potentiel hydrogène (pH), grandeur sans dimension définie par

$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]}{C^\circ}; \quad [H_3O^+] = C^\circ \cdot 10^{-pH}.$$

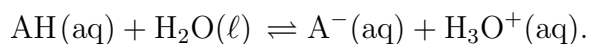
- Selon la valeur du pH, une solution aqueuse (à  $25^\circ\text{C}$ ) est dite :

- acide si  $0 \leq pH < 7$  (les ions  $H_3O^+$  sont majoritaires) ;
- neutre si  $pH = 7$  (il y a autant d'ions  $H_3O^+$  que d'ions  $HO^-$ ) ;
- basique si  $7 < pH \leq 14$  (les ions  $HO^-$  sont majoritaires).

Pour une solution neutre, on déduit du produit ionique de l'eau que  $[H_3O^+] = \sqrt{K_e}$ , d'où la valeur  $pH = 7$ .

**Constante d'acidité**

- Lorsqu'un acide  $AH$  est mis en solution, il réagit avec l'eau selon l'équilibre



Cette réaction est caractérisée par une constante d'équilibre, nommée constante d'acidité

$$K_A = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH] \cdot C^\circ}.$$

- Par analogie avec le pH, on définit le  $pK_A$  du couple  $AH/A^-$  par la relation

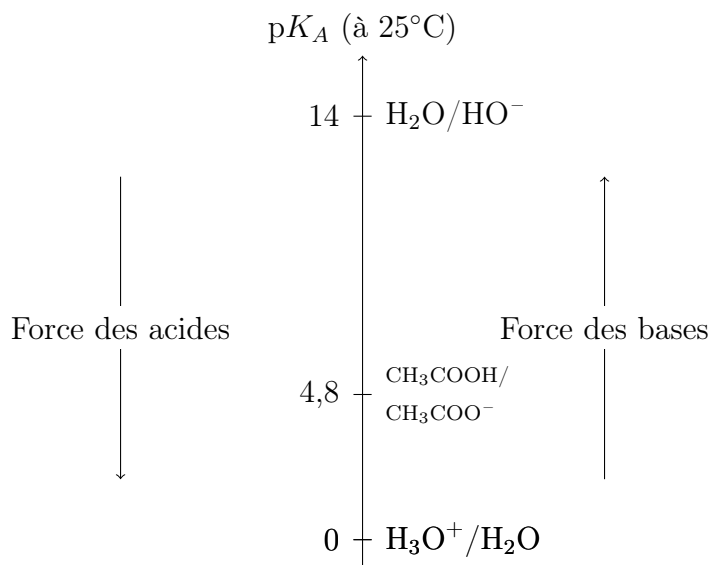
$$pK_A = -\log K_A.$$

- Les couples de l'eau servent de références sur l'échelle des  $pK_A$  :
  - $H_3O^+/H_2O$  :  $K_A = 1$  donc  $pK_A = 0$  ;
  - $H_2O/HO^-$  :  $K_A = 10^{-14}$  donc  $pK_A = 14$ .

## Force des acides et des bases

- Certains acides réagissent totalement avec l'eau en libérant des protons  $H^+$ , ce sont des acides forts. La réaction est alors totale ( $\rightarrow$ ).  
Cela correspond à un  $K_A$  très grand et un  $pK_A$  négatif.  
Exemple : solution d'acide chlorhydrique  $HCl$ .
- Un acide est faible en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau n'est pas totale ( $\rightleftharpoons$ ). Le taux d'avancement  $\tau$  est strictement inférieur à 1.  
Exemple : acide éthanoïque  $CH_3COOH$ .
- Certaines bases réagissent totalement avec l'eau en libérant des ions hydroxyde  $HO^-(aq)$ , ce sont des bases fortes. La réaction est alors totale.  
Exemple : hydroxyde de sodium  $NaOH(s)$ .

## Echelle des $pK_A$

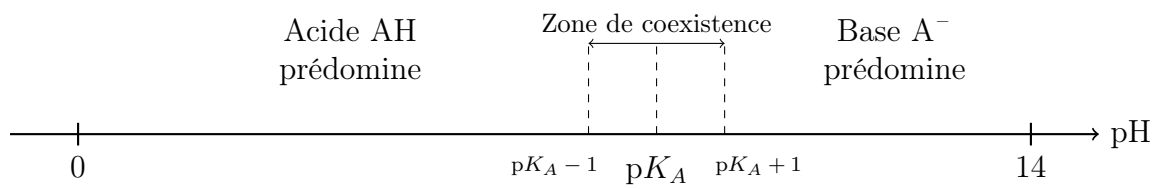


## Diagramme de prédominance

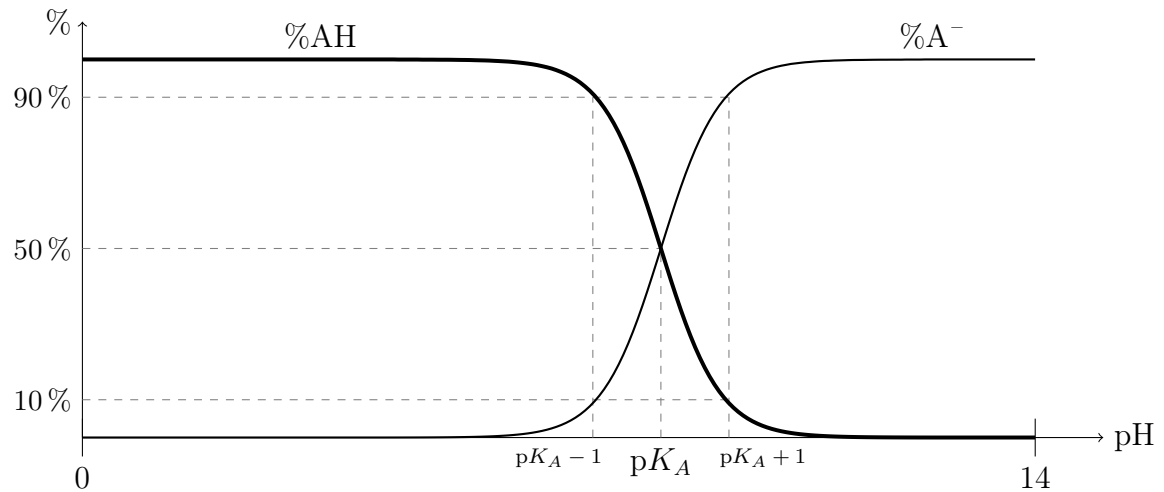
- Une relation fondamentale lie le pH au  $pK_A$  et aux concentrations des espèces du couple :

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}.$$

- Cette relation permet d'établir le diagramme de prédominance :
  - $pH = pK_A \Rightarrow [A^-] = [AH]$  (équipartition des espèces) ;
  - $pH < pK_A \Rightarrow [AH] > [A^-]$  (l'acide prédomine) ;
  - $pH > pK_A \Rightarrow [A^-] > [AH]$  (la base prédomine).



Courbes de distribution en fonction du pH :



## 2. RÉACTIONS DE DISSOLUTION ET DE PRÉCIPITATION

*Contenu à paraître*