

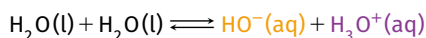


## Constante d'acidité

À la réaction  $AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$ ,  
on associe la constante :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [A^-]_{eq}}{[AH]_{eq} \cdot c^\circ}$$

La constante d'acidité du couple  $H_2O(l)/HO^-(aq)$ , aussi appelée produit ionique de l'eau, est associée à la réaction :



$$K_e = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [HO^-]_{eq}}{c^{\circ 2}}$$

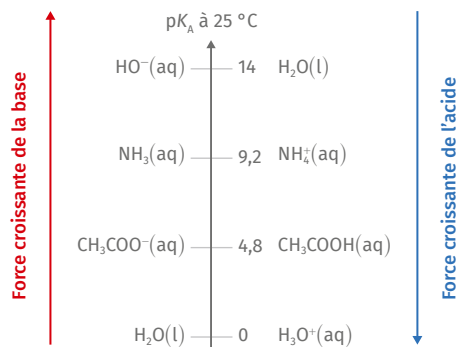
$K_e$  : produit ionique de l'eau

$[H_3O^+]_{eq}$  : concentration en ion oxonium ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )

$[HO^-]_{eq}$  : concentration en ion hydroxyde ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )

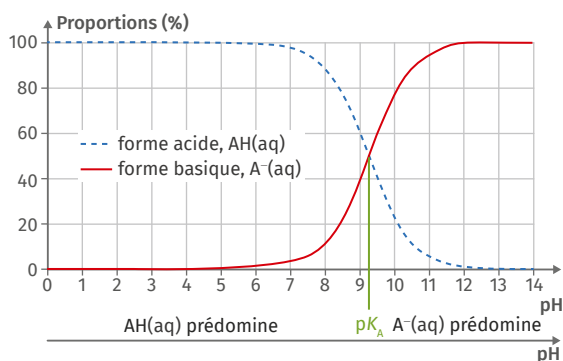
$c^\circ$  : concentration standard égale à  $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$pK_A = -\log(K_A) \text{ ou } K_A = 10^{-pK_A}$$



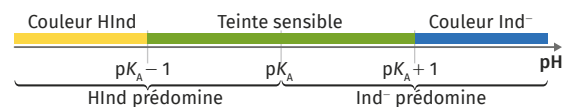
## Diagramme de distribution et de prédominance

### Diagramme de distribution

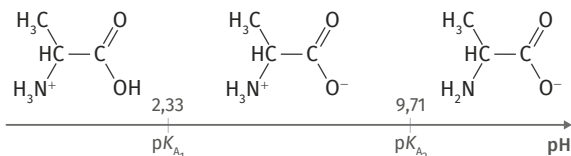


### Diagramme de prédominance

#### • Indicateurs colorés



#### • Acides aminés



## Éléments essentiels de la modélisation et limites

### Ce modèle permet de :

- comparer les forces relatives des acides et des bases ;
- déterminer quelle est la forme du couple qui prédomine dans une solution ;
- comprendre le changement de teinte d'un indicateur coloré de pH.

### Mais il ne permet pas de :

- étudier facilement les mélanges d'acides ou de bases ;
- étudier les solutions autres que les solutions aqueuses ;
- expliquer les  $pK_A$  négatifs ou supérieurs à 14 ;
- traiter les cas des gaz en solution.