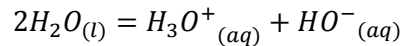


# Transformations associées à des réactions acido-basiques en solution aqueuse

## Chapitre 4

### I. Autoprotolyse de l'eau

Il existe une réaction de l'eau sur elle-même qui conduit à la formation d'ions hydroxyde et oxonium. C'est l'autoprotolyse de l'eau.



On en tire  $K_e$  le produit ionique de l'eau, constante d'équilibre de cette équation :

$$K_e = [H_3O^+][HO^-] \quad pK_e = -\log(K_e) \quad K_e = 10^{-pK_e}$$

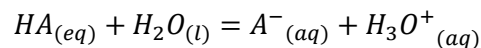
### II. Echelle de pH

Acide	Neutre	Basique
$[H_3O^+] > [HO^-]$	$[H_3O^+] = [HO^-]$	$[H_3O^+] < [HO^-]$
$pH < \frac{pK_e}{2}$	$pH = \frac{pK_e}{2} = 7$	$pH > \frac{pK_e}{2}$

### III. Constante d'acidité $K_A$ d'un couple acido-basique

**Définition :**

La constante d'acidité d'un couple  $HA / A^-$  représente la constante d'équilibre de la réaction.



$$K_A = \frac{[A^-]_{(aq)}[H_3O^+]_{(aq)}}{[HA]_{(aq)}}$$

On a  $pK_A = -\log K_A$

$$pH = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{(aq)}}{[HA]_{(aq)}}\right)$$

Pour une réaction acido – basique,  $K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$

### IV. Constante d'acidité des couples de l'eau

Couple	Equation	$pK_A$
$H_3O^+ / H_2O$	$H_3O^+ + H_2O = H_2O + H_3O^+$	$pK_A = 0$
$H_2O / HO^-$	$2H_2O = HO^- + H_3O^+$	$pK_A = 14$

# Transformations associées à des réactions acido-basiques en solution aqueuse

## Chapitre 4

### V. Comparaison du comportement des acides entre eux et des bases entre elles

#### 1. Comparaison de deux acides

$$K_A = c \frac{\tau^2}{1 - \tau}$$

- $K_A$  est une fonction croissante de  $\tau$ .
- Un acide est d'autant plus fort qu'il est dissocié ( $\tau$  grand). Sa constante  $K_A$  est donc d'autant plus élevée et son  $pK_A$  d'autant plus faible.

#### 2. Comparaison de deux bases

$$K = \frac{Ke}{K_A} = Ke \frac{1 - \tau}{c\tau^2}$$

- $K$  est une fonction décroissante de  $\tau$ .
- Une base est d'autant plus forte qu'elle est dissociée ( $\tau$  grand). Sa constante  $K$  est donc d'autant plus faible et son  $pK$  d'autant plus élevé.

### VI. Domaine de prédominance

Prédominance de l'acide	Prédominance de la base	
$pK_A > pH$	$pH = pK_A$	$pH > pK_A$
$[HA] > [A^-]$	$[A^-] = [HA]$	$[A^-] > [HA]$

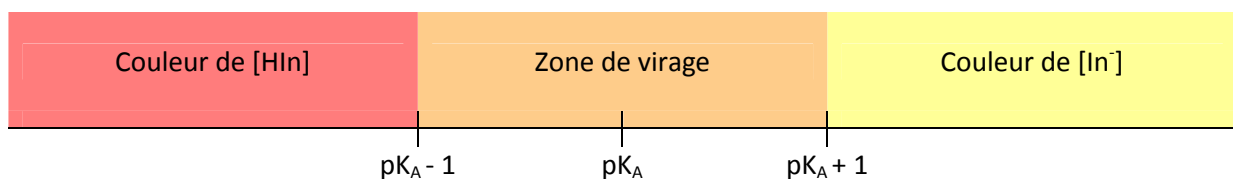
pH →

### VII. Application aux indicateurs colorés

Un indicateur coloré est constitué par un couple acido-basique dont les espèces conjuguées ont des teintes différentes.

La solution a la teinte de la forme basique si  $[In^-] > 10[HIn]$

La solution a la teinte de la forme acide si  $[HIn] > 10[In^-]$



### VIII. Réaction totale

Une réaction est totale si :

- $\tau = 1$
- $pK_A > 10^4$

### IX. L'équivalence

On peut déterminer le volume à l'équivalence  $V_E$  par :

- Le changement de couleur d'un indicateur coloré
- Méthode des tangentes
- Extremum de la courbe  $\frac{dpH}{dV}$