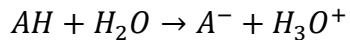




### Le taux d'avancement final de la réaction

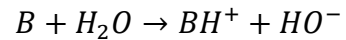
$$\tau = \frac{x_f}{x_m}$$

#### Réaction entre l'acide et l'eau :



$$\tau = \frac{x_f}{x_m} = \frac{[H_3O^+]}{C_A}$$

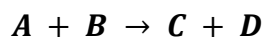
#### Réaction entre la base et l'eau :



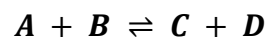
$$\tau = \frac{x_f}{x_m} = \frac{[HO^-]}{C_B}$$

### Réaction totale et réaction limitée

Réaction totale :  $\tau = 1$

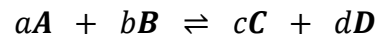


Réaction limitée :  $\tau < 1$



### Quotient de réaction

Soit une réaction modélisée par l'équation :



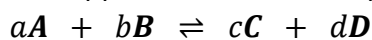
$a, b, c$  et  $d$  les coefficients stœchiométriques :

$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

(  $[X] = 1$  : pour l'eau en tant que solvant et pour les solides et les gaz non solubles dans l'eau )

### Constante d'équilibre

L'état final d'une réaction qui se fait dans les deux sens est un état d'équilibre. On lui associe une constante appelée constante d'équilibre  $K$ .



$$K = Q_{r, \text{éq}} = \frac{[C]_{\text{éq}}^c \cdot [D]_{\text{éq}}^d}{[A]_{\text{éq}}^a \cdot [B]_{\text{éq}}^b}$$

La réaction est considérée totale si :

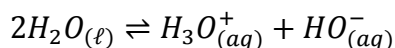
$$K > 10^4$$

- $\tau$  et  $K$  varient dans le même sens.
- $\tau$  et  $C$  varient dans deux sens opposés.

## Transformations liées aux réactions acidobasiques

### Produit ionique de l'eau

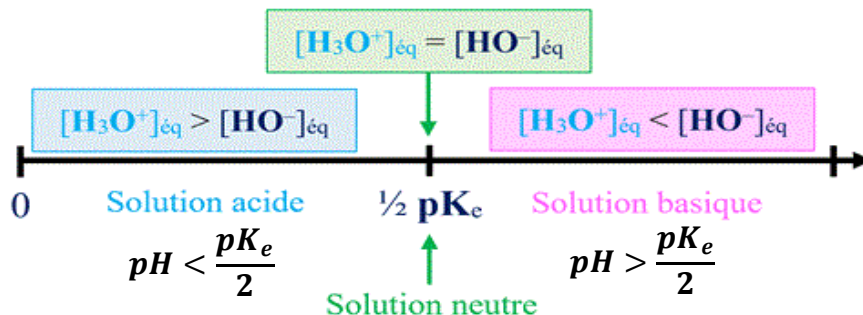
#### Autoprotolyse de l'eau :



Dans toute solution aqueuse :

$$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [HO^-]_{\text{éq}} \quad \text{et} \quad pK_e = -\log(K_e)$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C} : K_e = 10^{-14} \quad \text{et} \quad pK_e = 14$$



### Constante d'acidité d'un couple acide-base

Pour le couple  $AH/A^-$  :

$$K_A = \frac{[A^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[HA]_{\text{éq}}}$$

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

- Comme la constante d'équilibre  $K$ , pour un couple donné la constante  $K_A$  ne dépend que de la température.

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

### Les couples correspondant à l'eau

| $H_3O^+/H_2O$           | $H_2O/HO^-$                       |
|-------------------------|-----------------------------------|
| $K_A(H_3O^+/H_2O) = 1$  | $K_A(H_2O/HO^-) = K_e = 10^{-14}$ |
| $pK_A(H_3O^+/H_2O) = 0$ | $pK_A(H_2O/HO^-) = pK_e = 14$     |

### Utilisations de la constante d'acidité

#### Comparaison des acidités et des basicités

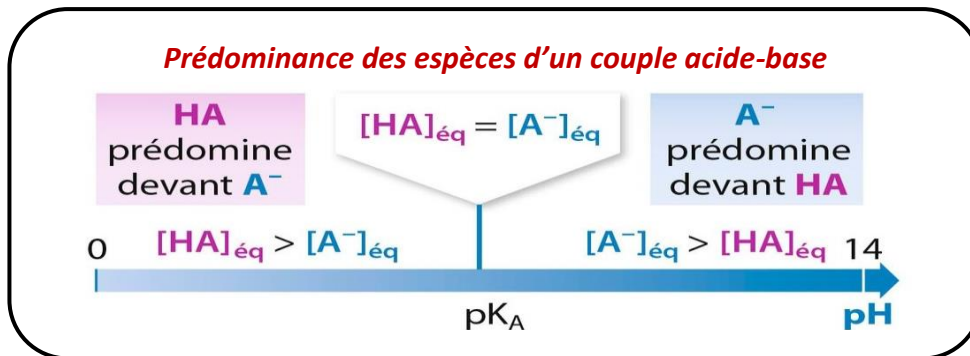
- L'acide le plus fort a la plus petite valeur de  $pK_A$  ou la grande valeur de  $K_A$ .
- La base la plus forte a la plus grande valeur de  $pK_A$  ou la plus petite valeur de  $K_A$ .

#### Calcul de la constante d'équilibre d'une réactions acide-base

$$A_1 + B_2 \rightleftharpoons B_1 + A_2$$

$$K = \frac{K_A(A_1/B_1)}{K_A(A_2/B_2)} = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}} = 10^{(pK_{A_2} - pK_{A_1})}$$

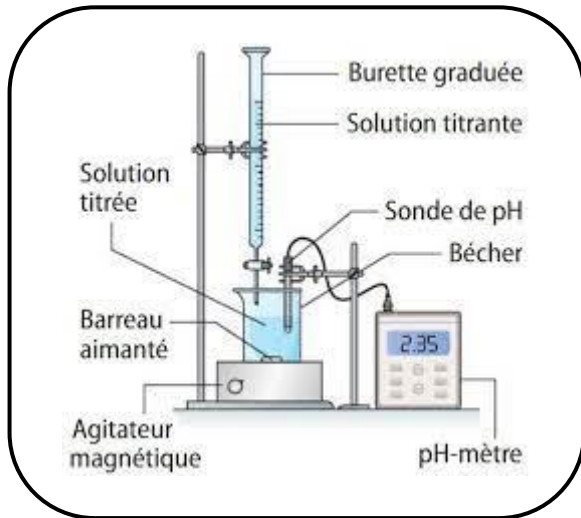
|                                                                                      |                                                                                    |
|--------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|
| <b>Réaction d'un acide avec l'eau</b><br>$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ | <b>Réaction d'une base avec l'eau</b><br>$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + HO^-$ |
| $K = \frac{K_A(AH/A^-)}{K_A(H_3O^+/H_2O)} = K_A(AH/A^-)$                             | $K = \frac{K_A(H_2O/HO^-)}{K_A(BH^+/B)} = \frac{K_e}{K_A(BH^+/B)}$                 |



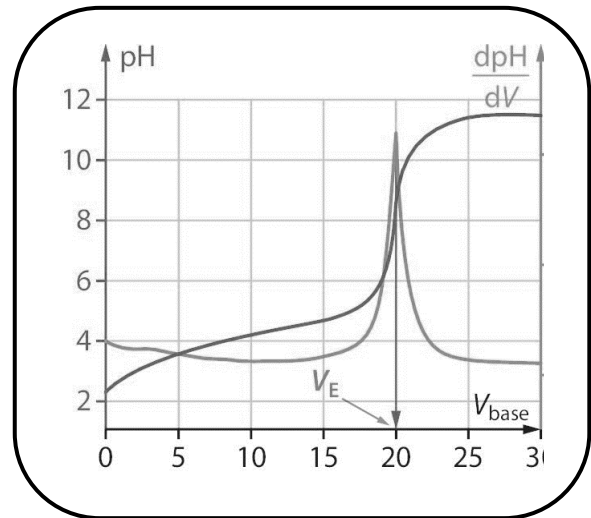
| <b>Acide fort et acide faible</b> |                                            | <b>Base forte et base faible</b> |                                          |
|-----------------------------------|--------------------------------------------|----------------------------------|------------------------------------------|
| <i>Solution d'acide fort</i>      | <i>Solution d'acide faible</i>             | <i>Solution de base forte</i>    | <i>Solution de base faible</i>           |
| $[H_3O^+] = C_A$                  | $[H_3O^+] < C_A$                           | $[HO^-] = C_B$                   | $[HO^-] < C_B$                           |
| $pH = -\log C_A$                  | $pH = \frac{1}{2} \cdot (pK_A - \log C_A)$ | $pH = 14 + \log C_B$             | $pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_A + \log C_B)$ |

# Dosage acidobasique

## Dispositif expérimental



## Courbe de dosage

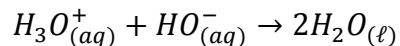


## Equivalence acide-base

A l'équivalence les deux réactifs sont limitants : le mélange initial est stœchiométrique.

$$C_A \times V_A = C_B \times V_B$$

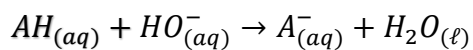
### Dosage : acide fort / une base forte



A l'équivalence le mélange est neutre :

$$pH_E = 7$$

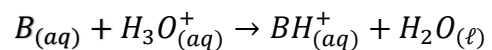
### Dosage : acide faible / base forte



A l'équivalence le mélange est basique :

$$pH_E > 7$$

### Dosage : base faible / acide fort



A l'équivalence le mélange est acide :

$$pH_E < 7$$

## La demi-équivalence

La demi-équivalence lors d'un dosage est le point où le volume de la solution titrante ajouté est égale à la moitié de son volume ajouté pour atteindre l'équivalence :

$$(V)_{1/2} = \frac{V_E}{2}$$

### A la demi-équivalence :

$$(pH)_{1/2} = pK_A$$

$$[Acide] = [Base]$$