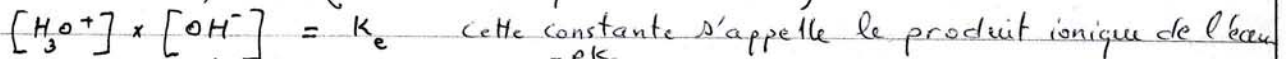


# Les Réactions acido-basiques

## 1° Les solutions aqueuses :

### 1-1 Produit ionique de l'eau :

Pour toute solution aqueuse (acide - basique ou neutre) on a :



on utilise  $pK_e = -\log K_e \Leftrightarrow K_e = 10^{-pK_e}$

$$\text{à } 25^\circ \quad K_e = 10^{-14} \quad \Leftrightarrow \quad pK_e = 14$$

$$\text{à } 60^\circ \quad K_e = 10^{-13} \quad \Leftrightarrow \quad pK_e = 13.$$

### 1-2 échelle de pH

• une solution est acide si  $[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow [H_3O^+] > \sqrt{K_e} \Rightarrow [H_3O^+] > 10^{-\frac{pK_e}{2}} \Rightarrow$   
 $pH < \frac{1}{2} pK_e \quad \text{à } 25^\circ \quad pH < 7$

• De la même façon une solution est basique si :  $pH > \frac{1}{2} pK_e \quad \text{à } 25^\circ \quad pH > 7$

• une solution est neutre si  $pH = \frac{1}{2} pK_e \quad \text{à } 25^\circ \quad pH = 7$

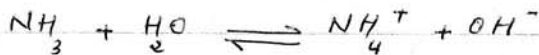
Exemple de solution neutre : une solution de chlorure de sodium

## 2° Constante d'acidité : 2-1/ Définition

on appelle constante d'acidité du couple A/B :

$$K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[A]}$$

Exemple : soit la réaction de dissolution d'ammoniac dans l'eau :



Donner les deux couples qui participent à la réaction et leurs constantes d'acidité .

Remarque :  $K_A$  est faible on utilise  $pK_A = -\log K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-pK_A}$

### 2-2. Relation entre pH et $pK_A$

$$\text{pour le couple A/B on a } K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [B]}{[A]} \Rightarrow \frac{K_A}{[H_3O^+]} = \frac{[B]}{[A]}$$

$$\Rightarrow \log K_A - \log [H_3O^+] = \log \frac{[B]}{[A]} \Rightarrow -\log [H_3O^+] = -\log K_A + \log \frac{[B]}{[A]}$$

$$pH = pK_A + \log \frac{[B]}{[A]}$$

$$\text{ou } \frac{[B]}{[A]} = 10^{pH - pK_A}$$

## 3° Comparaison des acides et des bases ayant même concentration .

### 3-1 Comparaison des acides :

soit la réaction d'un acide HA avec l'eau



on a :  $\tau = \frac{[H_3O^+]}{C_A} \Rightarrow [H_3O^+] = \tau C_A$

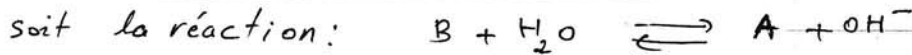
$[A^-] = [H_3O^+]$  et  $[HA] = C_A - [A^-] \Rightarrow [HA] = C_A (1 - \tau)$

d'où  $K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \Rightarrow K_A = \frac{\tau C_A \cdot \tau C_A}{C_A (1 - \tau)} \Rightarrow K_A = \frac{\tau^2 C_A^2}{1 - \tau}$

Deux acides  $A_1$  et  $A_2$  de même concentration si :

$\tau_1 > \tau_2 \Rightarrow K_{A_1} > K_{A_2} \Rightarrow pK_{A_1} < pK_{A_2}$

3-2 comparaison des bases



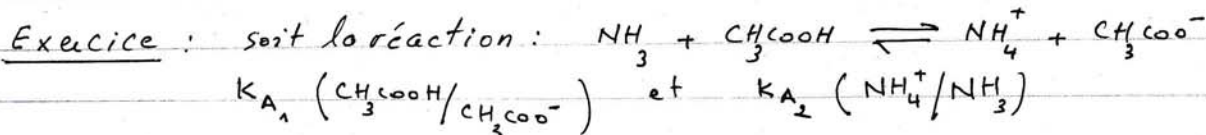
on a :  $\tau = \frac{[OH^-]}{C_B} \Rightarrow [OH^-] = \tau C_B$

$[A] = [OH^-] = \tau C_B$   $[B] = C_B - [A] = C_B (1 - \tau)$

La constante d'acidité :  $K_A = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[A]} = \frac{[B] \cdot K_e}{[A] \cdot [OH^-]} = \frac{C_B (1 - \tau) K_e}{\tau^2 C_B^2} = \frac{K_e (1 - \tau)}{C_B \tau^2}$

Deux Base  $B_1$  et  $B_2$  de même concentration : si  $\tau_1 > \tau_2 \Rightarrow \frac{1 - \tau_1}{\tau_1^2} < \frac{1 - \tau_2}{\tau_2^2} \Rightarrow$

$K_{A_1} < K_{A_2} \Rightarrow pK_{A_1} > pK_{A_2}$



Montre que la constante d'équilibre  $K = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}}$

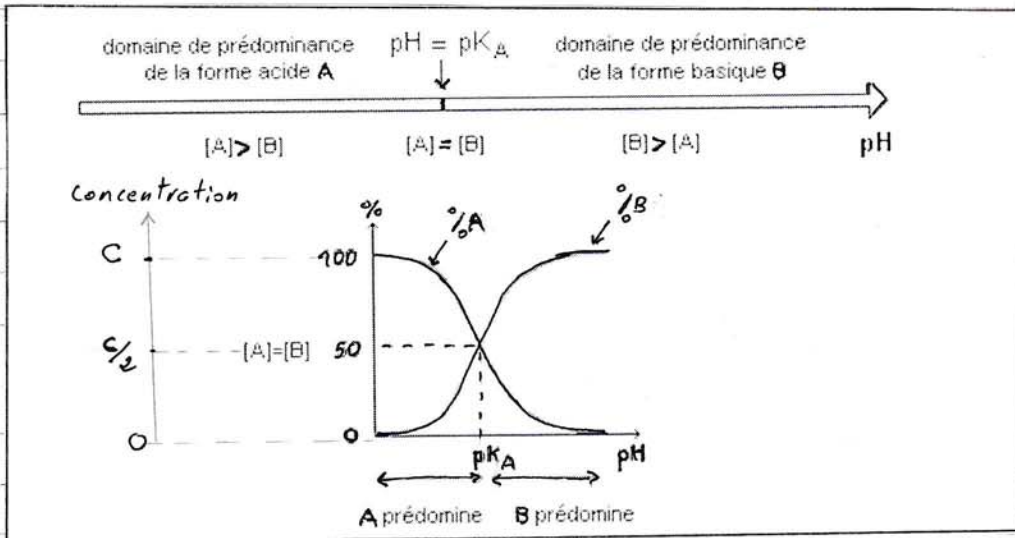
Remarque : si  $K \gg 10^4$  on considère que la réaction est totale (Réaction de dosage)

		pKa à 25 °C			
Force croissante ↑ de la base					
	HO <sup>-</sup>	14	H <sub>2</sub> O		
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	10,3	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
Bases conjuguées	NH <sub>3</sub>	9,2	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>		Acides
	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	6,35	CO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O		
	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	4,8	CH <sub>3</sub> COOH		
	HCOO <sup>-</sup>	3,7	HCOOH		
	H <sub>2</sub> O	0	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>		Force croissante ↓ de l'acide

#### 4° Diagrammes de prédominance d'espèces acides et bases.

on a :  $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[B]}{[A]}$

- L'acide A prédomine si  $[A] > [B] \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} < 1 \Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} < 0 \Rightarrow \text{pH} < \text{pK}_A$
- La base B prédomine si  $[B] > [A] \Rightarrow \frac{[B]}{[A]} > 1 \Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} > 0 \Rightarrow \text{pH} > \text{pK}_A$
- si  $[A] = [B] \Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_A$ .



on a  $C = [A] + [B]$

Le pourcentage en acide est  $P(A) = \frac{[A]}{C}$  et  $P(B) = \frac{[B]}{C}$

$$\begin{cases} \frac{P(B)}{P(A)} = \frac{[B]}{[A]} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_A} \\ P(B) + P(A) = 1 \end{cases} \Rightarrow P(A) \times 10^{\text{pH} - \text{pK}_A} + P(A) = 1$$

d'où  $P(A) = \frac{1}{1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_A}}$

Exemple si  $\text{pH} = \text{pK}_A \Rightarrow P(A) = \frac{1}{2} = 50\%$ .

Remarque : pour réaction d'un acide avec l'eau :  $P(B) = \frac{[B]}{C} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \alpha$ .