

# ACIDE FAIBLE – BASE FAIBLE \*\*\* COUPLE ACIDE-BASE

## 1. Notion d'acide faible

### 1.1. Expérience :

On dissout 0,1 mol d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans un volume  $V = 1 \text{ L}$  d'eau.

On peut donc dire que  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Si l'ionisation était totale : 
$$\underset{1 \text{ mole}}{\text{CH}_3\text{COOH}} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \underset{1 \text{ mole}}{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{CH}_3\text{COO}^-$$

Alors on devrait trouver  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{pH} = 1$

**Mais on constate que :  $\text{pH} = 2,9 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$**

**Donc  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{CH}_3\text{COOH}]$**

1.2. Conclusion : toutes les molécules  $\text{CH}_3\text{COOH}$  introduites dans l'eau ne se sont pas ionisées. **L'IONISATION EST PARTIELLE** : l'acide éthanóïque est un **ACIDE FAIBLE**

## 2. Notion de base faible

### 2.1. Expérience :

On dissout 0,1 mol de gaz ammoniac  $\text{NH}_3$  dans un volume  $V = 1 \text{ L}$  d'eau. On peut donc dire que  $[\text{NH}_3] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Si l'ionisation était totale : 
$$\underset{1 \text{ mole}}{\text{NH}_3} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \underset{1 \text{ mole}}{\text{NH}_4^+} + \text{HO}^-$$

Alors on devrait trouver  $[\text{NH}_3] = [\text{HO}^-] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Comme  $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$

Ce qui donne  $\text{pH} = 13$

**Mais on constate que :  $\text{pH} = 11 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$**

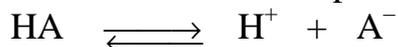
**Donc  $[\text{HO}^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{Donc } [\text{HO}^-] < [\text{NH}_3]$**

2.2. Conclusion : toutes les molécules  $\text{NH}_3$  introduites dans l'eau ne se sont pas ionisées. **L'IONISATION EST PARTIELLE** : l'ammoniac est une **BASE FAIBLE**

## 3. COUPLE ACIDE/BASE

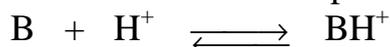
### 3.1. Définition : selon BRÖNSTED

Un ACIDE est un corps susceptible de LIBERER un proton  $\text{H}^+$



Couple acide /base :  $\text{HA}/\text{A}^-$  (HA est l'acide et  $\text{A}^-$  est la base conjuguée)

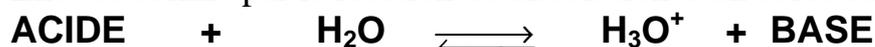
Une BASE est un corps susceptible de FIXER un proton  $\text{H}^+$



Couple acide /base :  $\text{BH}^+/\text{B}$  ( $\text{BH}^+$  est l'acide conjugué de la base B)

### 3.2. Constante d'acidité $K_a$ :

Elle est définie par la réaction de dissolution d'un acide dans l'eau :



$$K_a = \frac{[H_3O^+]. [BASE]}{[ACIDE]}$$

On donne très souvent la valeur du pKa :  $pKa = -\log K_a$

### 3.3. Le cas de l'eau :

L'eau peut avoir un comportement soit d'acide soit de base : on dit que l'eau est AMPHOTERE :

Les deux couples de l'eau sont :  $H_3O^+ / H_2O$   
 $H_2O / HO^-$

### 3.4. Quelques valeurs de pKa

ACIDE		pKa A 25°C	BASE	CONJUGUEE
Nom	Formule		Formule	Nom
<b>Ion Oxonium</b>	<b>H<sub>3</sub>O<sup>+</sup></b>	<b>0,0</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>Eau</b>
Ion Hydrogénosulfate	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1,9	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ion Sulfate
Acide fluorhydrique	HF	3,2	F <sup>-</sup>	Ion Fluorure
Acide méthanoïque	HCOOH	3,8	HCOO <sup>-</sup>	Ion méthanoate
Acide benzoïque	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	4,2	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>	Ion benzoate
Acide éthanoïque	CH <sub>3</sub> COOH	4,6	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Ion éthanoate
Sulfure d'hydrogène	H <sub>2</sub> S	7,0	HS <sup>-</sup>	Ion hydrogénosulfure
Ion ammonium	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	9,2	NH <sub>3</sub>	ammoniac
Ion hydrogénocarbonate	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	10,2	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Ion carbonate
Ion hydrogénéphosphate	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	12,3	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Ion phosphate
<b>Eau</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>14,0</b>	<b>HO<sup>-</sup></b>	<b>Ion hydroxyde</b>

### Détermination expérimentale des valeurs de pKa :

On fait une réaction acido-basique et on trace la courbe  $pH = f(v)$  : on constate qu'à la

DEMI-EQUIVALENCE :  $[ACIDE] = [BASE]$ . Comme  $K_a = \frac{[H_3O^+]. [BASE]}{[ACIDE]}$

⇒  $K_a = [H_3O^+]$  Donc  $pH = pKa$  pour la demi-équivalence

### 4. RESOLUTION DES PROBLEMES :

- Ecrire la réaction de dissolution dans l'eau en repérant le couple acide/base
- Si le pH est donné ⇒ calculer  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$  et  $[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$
- ELECTRONEUTRALITE : Somme [ ions positifs ] = Somme [ ions négatifs ]
- CONSERVATION DE LA MATIERE :  
[ Corps introduit ]<sub>i</sub> = [ partie dissociée ] + [ corps non dissocié ]<sub>f</sub>