

- Lorsqu'on introduit un acide AH dans de l'eau, il y a une réaction d'équation  $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} = \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$   
L'acide AH se dissocie alors pour former des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

**DOC1 : coefficient de dissociation d'un acide**

- Le coefficient de dissociation d'un acide est donné par la formule  $\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0}$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$  : concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans la solution en fin de réaction

$C_0$  : concentration initiale de l'acide avant sa réaction avec l'eau

- On rappelle que la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est liée au pH de la solution par la relation  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$
- Plus un acide est fort, plus le coefficient de dissociation est élevé
- Un acide est dit « acide fort » lorsque sa réaction avec l'eau est considérée comme totale. On a alors :

$$\alpha = 1 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0$$

**DOC2 : constante d'acidité d'un couple**

- On définit la constante d'acidité  $K_A$  du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$  par la relation  $K_A = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$

- On définit le  $\text{p}K_A$  du couple par la relation :  $\text{p}K_A = -\log K_A$

- On peut montrer que le coefficient de dissociation de l'acide est relié à la constante d'acidité par la

relation :  $K_A = C_0 \times \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$

**A/ Influence de la dilution sur la valeur du coefficient de dissociation**

- Dans un grand bécher numéroté  $S_1$ , verser environ 100 mL d'une solution  $S_1$  d'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(\text{aq})}$  de concentration  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

- Donner l'équation de la réaction entre l'acide éthanóique et l'eau
- Donner l'expression de la constante d'acidité du couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}/\text{CH}_3\text{CO}_2^-$
- Mesurer le pH de la solution
- Calculer le coefficient de dissociation de l'acide éthanóique
- Calculer la constante d'acidité  $K_A$  du couple puis la valeur de son  $\text{p}K_A$

**Préparation de la solution S<sub>2</sub> :**

Préparer une solution S<sub>2</sub> d'acide éthanoïque en réalisant le protocole suivant :

- Verser 50,0 mL de la solution S<sub>1</sub> dans une fiole de 100,0 mL
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Verser la solution dans un bécher numéroté S<sub>2</sub>

**Préparation de la solution S<sub>3</sub> :**

Préparer une solution S<sub>3</sub> d'acide éthanoïque en réalisant le protocole suivant :

- Verser 25,0 mL de la solution S<sub>1</sub> dans une fiole de 100,0 mL
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Verser la solution dans un bécher numéroté S<sub>3</sub>

**Préparation de la solution S<sub>4</sub> :**

Préparer une solution S<sub>4</sub> d'acide éthanoïque en réalisant le protocole suivant :

- Verser 10,0 mL de la solution S<sub>1</sub> dans une fiole de 100,0 mL
- Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Verser la solution dans un bécher numéroté S<sub>4</sub>

**▪ Pour chacune des 3 solutions :**

- Déterminer la concentration de la solution
- Mesurer le pH de la solution
- Calculer le coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque
- Calculer la constante d'acidité K<sub>A</sub> du couple CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H/CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub><sup>-</sup> puis la valeur de son pK<sub>A</sub>
- Récapituler les résultats en recopiant et en complétant le tableau suivant :

<b>Solutions</b>	<b>S<sub>1</sub></b>	<b>S<sub>2</sub></b>	<b>S<sub>3</sub></b>	<b>S<sub>4</sub></b>
<b>Concentration</b>	1,0.10 <sup>-2</sup> mol.L <sup>-1</sup>			
<b>Coefficient de dissociation de l'acide</b>				
<b>pK<sub>A</sub></b>				

- Que peut-on conclure ?
- Le pK<sub>A</sub> théorique de l'acide éthanoïque est de 4,75 ; calculer l'écart relatif entre la valeur théorique et la valeur expérimentale

## B/ Influence du $pK_A$ sur la valeur du coefficient de dissociation

▪ On dispose

- d'une solution  $S_1$  d'acide éthanóique  $CH_3CO_2H$  (aq) de concentration  $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- d'une solution  $S_5$  d'acide méthanoíque  $HCO_2H$  (aq) de concentration  $C_5 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

- Verser la solution  $S_5$  d'acide méthanoíque dans un bécher

→ Mesurer le pH de la solution  $S_5$

→ Calculer le coefficient de dissociation de l'acide méthanoíque

→ Calculer la constante d'acidité  $K_A$  du couple  $HCO_2H/HCO_2^-$  puis la valeur de son  $pK_A$

→ Le  $pK_A$  théorique de l'acide méthanoíque est de 3,75 ; calculer l'écart relatif entre la valeur théorique et la valeur expérimentale

→ Récapituler les résultats en recopiant et en complétant le tableau suivant :

Solutions	$S_1$	$S_5$
Acide	Acide éthanóique	Acide méthanoíque
Concentration	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
Coefficient de dissociation de l'acide	$\alpha =$	
$pK_{A(exp)}$		
$pK_{A(th)}$	4,75	3,75

→ Que peut-on conclure ?