

- But du TP : Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.

### Acide faible : notion d'équilibre et constante d'acidité

- Certains acides AH réagissent partiellement avec l'eau suivant l'équation :  $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- A la fin de la réaction, toutes les espèces figurant dans l'équation sont présentes, en particulier AH et  $\text{A}^-$  : une réaction partielle (ou limitée) conduit à un état d'équilibre.
- Ces acides sont appelés acides faibles et leurs bases conjuguées sont appelées bases faibles.
- A cette équation est associée une grandeur sans unité appelée constante d'acidité du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$  :

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

où  $[\text{A}^-]$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  et  $[\text{AH}]$  sont les concentrations en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

- On pose aussi  $\text{p}K_A = -\log(K_A)$ , soit  $K_A = 10^{-\text{p}K_A}$

## I. Détermination du $K_A$ de l'acide éthanóique

### 1. Protocole

- A partir d'une solution d'acide éthanóique de concentration  $1,00 \text{ mol.L}^{-1}$  appelée « acide » et d'éthanoate de sodium cristallisé  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $3 \text{ H}_2\text{O}$  appelée « base » de masse molaire  $M = 136 \text{ g.mol}^{-1}$ , préparer quatre solutions dont la composition est décrite dans le tableau ci-dessous.

- Point méthode : Pour préparer les solutions :

- Pour plus de facilités, mesurer le volume d'acide à l'aide d'une burette et peser la base.
- Mélanger les deux dans un bécher de 100 mL contenant 60 mL d'eau distillée mesurée à l'éprouvette graduée.

1.1. Homogénéiser la solution et mesurer son pH. Compléter le tableau pour le pH de chaque solution.

- Solutions à préparer : les volumes sont en mL, les masses en g.

	S <sub>1</sub>	S <sub>2</sub>	S <sub>3</sub>	S <sub>4</sub>
V(acide) (mL)	10	10	5,0	5,0
n(acide) (en mmol)				
m(base)(g)	1,36	0,68	1,36	2,72
n(base) (en mmol)				
V(eau) (en mL)	60	60	60	60
pH				
$x = \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right)$				

### 2. Exploitation

2.1. Calculer les quantités de matières d'acide et de base en mmol. Reporter ces valeurs dans le tableau ci-dessus.

2.2. Montrer que, quel que soit le volume d'eau, les rapports en quantité de matière  $\frac{n(\text{base})}{n(\text{acide})}$  et en concentration  $\frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$  sont égaux.

2.3. Pour chaque solution, calculer la valeur  $x = \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right)$  puis reporter sur un graphe le point (x ; pH).

2.4. Dédire de la définition de la constante d'acidité  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$  la relation  $\text{pH} = \text{p}K_A + x$ .

**Données** :  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$  ;  $\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$  ;  $\log(a/b) = \log(a) - \log(b)$

2.5. S'aider de cette relation pour déduire graphiquement une valeur de  $\text{p}K_A$ .

Donner alors la valeur de  $K_A$ .

## II. Application aux solutions tampons

### 1. Protocole

- 1.1. Diluer à l'eau distillée de l'acide chlorhydrique de concentration  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en contrôlant son pH au pH-mètre afin d'obtenir le même pH que celui de la solution  $S_2$ .  
*Pour cela plonger l'électrode de pH dans un grand bécher (250 mL) contenant environ 100 mL d'eau distillée et placé sur un agitateur magnétique. Ajouter l'acide chlorhydrique goutte à goutte jusqu'à amener le pH à la valeur attendue (environ 4 à 5 gouttes mais tout dépend de la quantité de l'eau et de son pH).*
- 1.2. Prélever à l'éprouvette graduée environ 70 mL de cette solution diluée, notée S.  
*Vous introduirez les 70 mL dans un bécher de 100mL muni d'une agitation magnétique*
- 1.3. Tout en mesurant le pH de S, ajouter, à la pipette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  jusqu'à ce que son pH augmente d'une unité.  
*Il faut ajouter la base goutte à goutte, soit avec une pipette graduée de 5,0 mL*  
Noter le volume d'hydroxyde de sodium ajouté :  $V_{\text{NaOH}} = \dots\dots\dots$
- 1.4. Verser la solution  $S_2$  dans le bécher de 250 mL, placer l'agitateur et la sonde pH.  
*Ajouter de l'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que son pH augmente aussi d'une unité.*  
Noter le volume d'hydroxyde de sodium ajouté :  $V_{\text{NaOH}} = \dots\dots\dots$

### 2. Exploitation

- La solution  $S_2$  est une solution tampon alors que S ne l'est pas.
- 2.1. Commenter les résultats précédents.
  - 2.2. Proposer une définition de la notion de solution tampon.

### I. Détermination du $K_A$ de l'acide éthanóïque

#### 1. Protocole

➤ Solutions à préparer : les volumes sont en mL, les masses en g.

	S <sub>1</sub>	S <sub>2</sub>	S <sub>3</sub>	S <sub>4</sub>
V(acide) (mL)	10	10	5,0	5,0
n(acide) (en mmol)	0,010	0,010	0,0050	0,0050
m(base)(g)	1,36	0,68	1,36	2,72
n(base) (en mmol)	0,010	0,0050	0,010	0,020
V(eau) (en mL)	60	60	60	60
pH	4,8	4,6	5,2	5,2
$x = \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right)$	0,0	-0,30	+0,30	+0,60

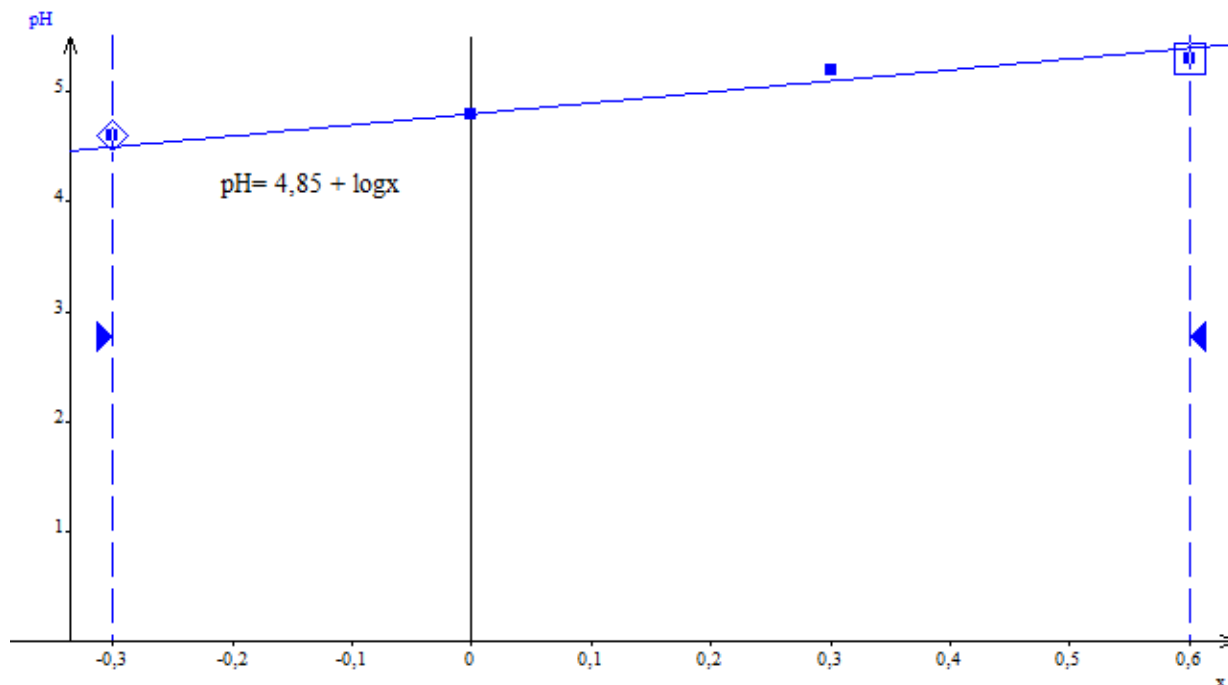
#### 2. Exploitation

2.1. Calculer les quantités de matières d'acide et de base en mmol. Reporter ces valeurs dans le tableau ci-dessus.

2.2. Montrer que, quel que soit le volume d'eau, les rapports en quantité de matière

$$\text{Erreur ! Signet non défini.} = \frac{\frac{n(\text{base})}{V}}{\frac{n(\text{acide})}{V}} = \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

2.3. Pour chaque solution, calculer la valeur  $x = \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right)$  puis reporter sur un graphe le point (x ; pH).



2.4. Dédire de la définition de la constante d'acidité  $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$  la relation  $\text{pH} = \text{p}K_A + x$ .

**Données :**  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$  ;  $\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$  ;  $\log(a/b) = \log(a) - \log(b)$

2.5. S'aider de cette relation pour déduire graphiquement une valeur de  $\text{p}K_A$ .

Donner alors la valeur de  $K_A$ .

**pKa est l'ordonnée à l'origine du modèle proposé : pKa = 4,9**

**$K_A = 10^{-4,9} = 1,3 \cdot 10^{-5}$**

## II. Application aux solutions tampons

### 1. Protocole

- 1.1. Diluer à l'eau distillée de l'acide chlorhydrique de concentration  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en contrôlant son pH au pH-mètre afin d'obtenir le même pH que celui de la solution  $S_2$ .
- 1.2. Prélever à l'éprouvette graduée environ 70 mL de cette solution diluée, notée S.
- 1.3. Tout en mesurant le pH de S, ajouter, à la pipette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  jusqu'à ce que son pH augmente d'une unité.  
*Il faut ajouter la base goutte à goutte, soit avec une pipette graduée de 5,0 mL*  
Noter le volume d'hydroxyde de sodium ajouté :  $V_{\text{NaOH}} = \mathbf{1 \text{ ou } 2 \text{ gouttes}}$ .
- 1.4. Verser la solution  $S_2$  dans le bécher de 250 mL, placer l'agitateur et la sonde pH.  
*Ajouter de l'hydroxyde de sodium jusqu'à ce que son pH augmente aussi d'une unité.*  
Noter le volume d'hydroxyde de sodium ajouté :  $V_{\text{NaOH}} = \mathbf{\text{au moins } 50 \text{ mL}}$

### 2. Exploitation

- La solution  $S_2$  est une solution tampon alors que S ne l'est pas.
- 2.1. Commenter les résultats précédents. **Le pH d'une solution tampon varie peu si on lui ajoute de l'hydroxyde de sodium**
  - 2.2. Proposer une définition de la notion de solution tampon.  
**Une solution tampon est une solution qui maintient le même pH malgré l'addition de petites quantités d'un acide ou d'une base, ou malgré une dilution.**