

**MAIS QUEL EST DONC CET ACIDE ?**

**CONTEXTE DU SUJET**

Au laboratoire, sur l'étagère des acides carboxyliques, un étudiant voit deux flacons non étiquetés. Il hésite entre une solution d'acide acétique (ou éthanoïque) et une solution d'acide formique (ou méthanoïque). Ces deux molécules sont très proches par leur structure et leurs solutions présentent une forte odeur de vinaigre dans les deux cas. Ces deux acides présentent toutefois des caractéristiques physico-chimiques différentes, notamment leur  $pK_A$ .

L'étudiant choisit de focaliser son attention sur l'un des deux flacons. Il se propose de mener une démarche expérimentale pour déterminer de quel acide il s'agit et quelle est sa concentration.

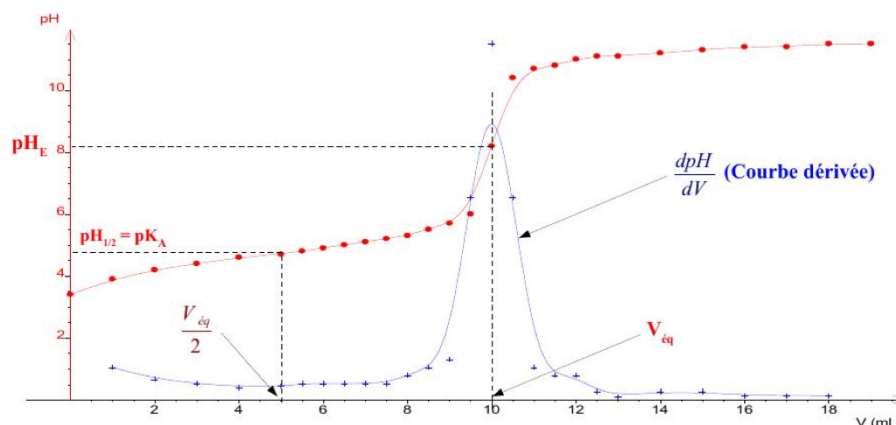
**L'objectif de cette séance est de déterminer l'acide présent dans la solution choisie et sa concentration dans le flacon.**

**DOCUMENT MIS À DISPOSITION**

**Document 1 : constantes chimiques**

- $pK_A$  du couple acide méthanoïque/ion méthanoate  $\text{HCOOH(aq)}/\text{HCOO}^-(\text{aq})$  : 3,7
- $pK_A$  du couple acide éthanoïque/ion éthanoate  $\text{CH}_3\text{COOH(aq)}/\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$  : 4,7
- Produit ionique de l'eau à 25°C :  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{éq}} = K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$
- Masses molaires :  $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

**Document 2 : utiliser un titrage pH-métrique pour déterminer un  $pK_A$**



**Document 3 : constante d'acidité d'un couple**

- Un couple acide/base est caractérisé par une constante sans dimension appelée constante d'acidité et notée  $K_A$  et dont la valeur ne dépend que de la température :

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{base}]}{[\text{acide}]}$$

- Il est d'usage, dans la littérature, de donner les valeurs de  $pK_A = -\log K_A$  plutôt que de  $K_A$
- Une autre écriture de la relation précédente est  $\text{pH} = pK_A + \log \left( \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \right)$

#### **Document 4 : protocole du titrage d'une solution acide**

Remplir une burette graduée avec la solution titrante  $S_B$  d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+, \text{HO}^-$ ) de concentration  $c_B = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Introduire un volume  $V_A = 25,0 \text{ mL}$  de la solution à titrer  $S_A$  d'acide dilué 10 fois. Ajouter dans le becher environ 100 mL d'eau distillée et introduire le barreau aimanté. Introduire dans le becher l'électrode combinée de pH après avoir étalonné le pH-mètre. Adapter la burette au-dessus du montage, régler l'agitation et procéder au titrage.

#### **MATÉRIEL MIS À DISPOSITION**

- un pH-mètre
- des solutions pour étalonnage du pH-mètre
- bechers
- 1 becher en plastique (poubelle)
- 1 agitateur magnétique
- 1 barreau aimanté
- 1 burette graduée de 25 mL
- 1 pipette jaugée de 25 mL
- 1 propipette
- 1 pissette d'eau distillée
- 1 éprouvette graduée de 100 mL
- solution d'acide inconnu dilué 10 fois
- solution  $S_B$  de soude de concentration  $c_B = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

#### **TRAVAIL À EFFECTUER**

1. Quelles caractéristiques doit posséder la réaction support d'un titrage ?

On supposera pour la suite que la réaction entre l'acide faible inconnu et les ions hydroxyde (base forte) possède ces caractéristiques.

2. À l'aide des documents et d'un bilan de matière à la demi-équivalence (tableau d'avancement), expliquer pourquoi le pH à la demi-équivalence est égal au  $\text{pK}_A$  du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$ .
3. Faire un schéma précis et légendé du dispositif de titrage.

#### **APPEL N°1**

**Appeler le professeur pour lui présenter vos résultats ou en cas de difficulté**

4. À l'aide de la courbe de titrage, déterminer les coordonnées du point équivalent. En déduire le  $\text{pK}_A$  de l'acide inconnu et conclure sur la nature de cet acide. Détailler le raisonnement et la méthode.

#### **APPEL N°2**

**Appeler le professeur pour lui présenter vos résultats ou en cas de difficulté**

5. Déterminer la concentration molaire puis la concentration massique de l'acide inconnu dans la solution et préparer l'étiquette pour le flacon en y faisant figurer toutes les informations importantes.

#### **APPEL N°3**

**Appeler le professeur pour lui présenter vos résultats ou en cas de difficulté**