

### Exercice

Toutes les solutions sont prises à 25 °C, température à laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

On dispose, au laboratoire de chimie, de deux solutions aqueuses acides ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ).

- ( $S_1$ ) : une solution aqueuse de fluorure d'hydrogène (HF) de concentration molaire  $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- ( $S_2$ ) : une solution aqueuse d'acide méthanoïque (HCOOH) de concentration molaire  $C_2$ .

Afin de déterminer la nature (fort ou faible) de ces deux acides et de comparer leurs forces relatives, on réalise les expériences suivantes :

#### 1- Expérience n°1 :

A l'aide d'un pH-mètre, on mesure le pH de la solution ( $S_1$ ), on trouve  $\text{pH}_1 = 2,7$ .

- a- Montrer que le fluorure d'hydrogène est un acide faible.
- b- Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

#### 2- Expérience n°2 :

On réalise le dosage pH-métrique d'un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  de la solution ( $S_2$ ) avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire  $C_B = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On porte dans le tableau suivant les coordonnées de deux points de la courbe d'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_B$  de la solution de base ajouté.

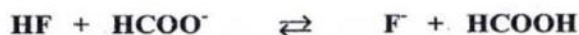
$V_B$ (mL)	pH	Nature du point
10	7,8	Point d'équivalence
5	3,8	Point de demi-équivalence

En exploitant le tableau précédent :

- a- justifier que l'acide méthanoïque est faible ;
- b- trouver le  $\text{pK}_a$  du couple HCOOH/HCOO<sup>-</sup> ;
- c- déterminer la valeur de  $C_2$ .

#### 3- Expérience n°3 :

Dans un volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  de la solution ( $S_1$ ), on introduit, sans variation de volume, une quantité  $n_0 = 2.10^{-4} \text{ mol}$  de méthanoate de sodium (HCOONa). Il se produit une réaction acide-base symbolisée par l'équation chimique suivante :



- a- Sachant que l'avancement final de cette réaction est  $x_f = 1,73.10^{-4} \text{ mol}$ , compléter le tableau d'avancement de la réaction, donné dans la figure 1 de la page 5/5.
- b- En déduire la valeur de la constante d'équilibre  $K$  relative à cette réaction.
- c- Comparer alors, la force des deux acides HF et HCOOH.

Equation chimique		HF + HCOO <sup>-</sup> ⇌ F <sup>-</sup> + HCOOH			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (mol)			
Initial	0	$8.10^{-4}$	$2.10^{-4}$	$2.10^{-4}$	0
Final	$x_f$				

figure 1

### Exercice

Toutes les solutions sont prises à 25°C, température à laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

L'étiquette d'une bouteille contenant une solution aqueuse ( $S_A$ ) d'un monoacide noté AH, s'est décollée.

Il peut s'agir d'une solution de chlorure d'hydrogène HCl (acide fort), d'une solution d'acide méthanoïque HCOOH (acide faible) ou d'une solution d'acide benzoïque C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH (acide faible).

On désire identifier l'acide AH et déterminer la concentration  $C_A$  de la solution ( $S_A$ ). Pour cela, on introduit dans un bécher un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  de la solution ( $S_A$ ), on y verse progressivement une



solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  (base forte) de concentration  $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et on relève régulièrement le  $\text{pH}$  du mélange réactionnel. Le suivi  $\text{pH}$ -métrique permet de tracer la courbe de la **figure 2 de l'annexe (page 5/6)**.

- 1- a- Préciser en le justifiant, si à l'équivalence, le mélange réactionnel est acide, basique ou neutre.  
b- En déduire que  $(S_A)$  ne peut pas être une solution de chlorure d'hydrogène.
- 2- a- Définir l'équivalence acido-basique.  
b- Déterminer la concentration  $C_A$  de la solution  $(S_A)$ .
- 3- a- En exploitant la courbe de la **figure 2**, déterminer en le justifiant, le  $\text{pK}_a$  du couple  $\text{AH}/\text{A}^-$ .  
b- En s'aidant du tableau ci-dessous, identifier l'acide  $\text{AH}$ .

Couple acide-base	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$
$\text{K}_a$	$6,31 \cdot 10^{-5}$	$1,78 \cdot 10^{-4}$

- c- Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.
- 4- En l'absence du  $\text{pH}$ -mètre, on aurait pu effectuer ce dosage en utilisant un indicateur coloré. Quel indicateur coloré, parmi ceux cités ci-dessous, est le plus adapté à la conduite de ce dosage ? Justifier.

Indicateur coloré	Zone de virage
Hélianthine	3,2 - 4,4
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6
Phénolphtaléine	8,2 - 10,0

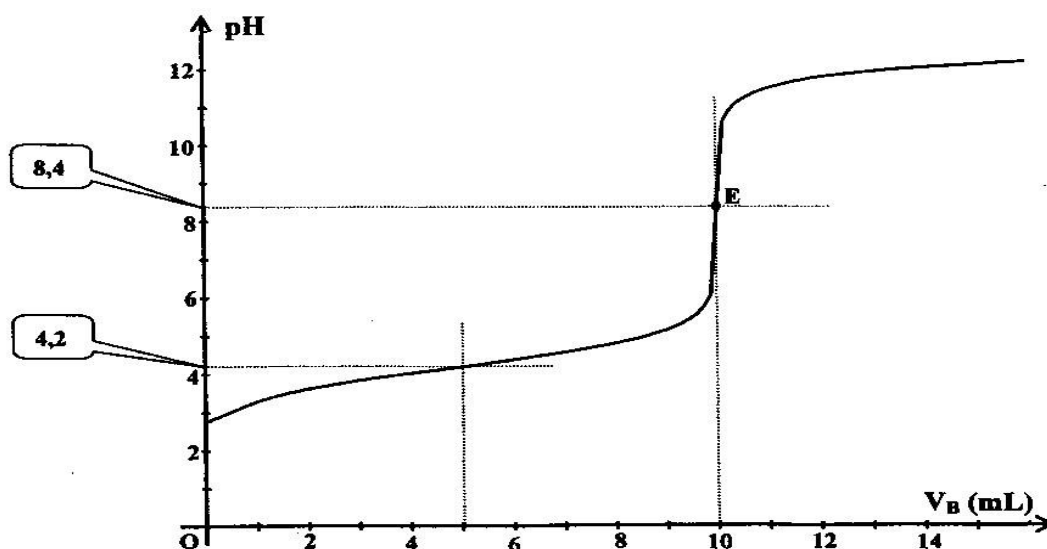


figure 2

## Exercice

Toutes les solutions sont prises à  $25^\circ\text{C}$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.

On dispose de deux solutions aqueuses de même concentration molaire initiale  $C_A$ , l'une de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  (acide fort) et l'autre d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

On dose, séparément, un volume  $V_A = 10 \text{ mL}$  de chacune des deux solutions par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  (base forte), de concentration molaire  $C_B = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

A l'aide d'un  $\text{pH}$ -mètre, on suit l'évolution du  $\text{pH}$  du milieu réactionnel en fonction du volume  $V_B$  de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée. On obtient les courbes (1) et (2) de la **figure 2**.

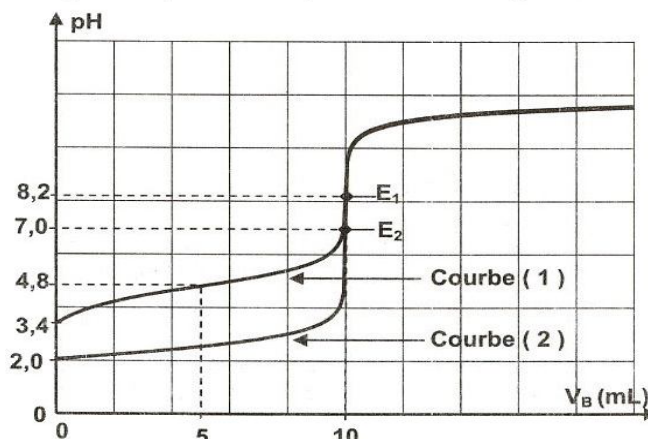


Figure 2



- 1) a- Montrer que la **courbe (2)** correspond au dosage de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.  
 b- Écrire l'équation chimique de la réaction de ce dosage.  
 c- En exploitant la **courbe (2)**, déterminer la valeur de  $C_A$ .
- 2) Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.
- 3) a- Écrire l'équation chimique de la réaction d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau.  
 b- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système correspondant à la réaction précédente.  
 c- Etablir en fonction de  $C_A$  et  $[H_3O^+]$ , l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $CH_3COOH/CH_3COO^-$ . Calculer la valeur de son  $pK_a$ .  
 d- Retrouver cette valeur par exploitation de la **courbe (1)**. Justifier.

## Exercice

Toutes les solutions sont prises à  $25^\circ C$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau pure est  $K_e = 10^{-14}$ .

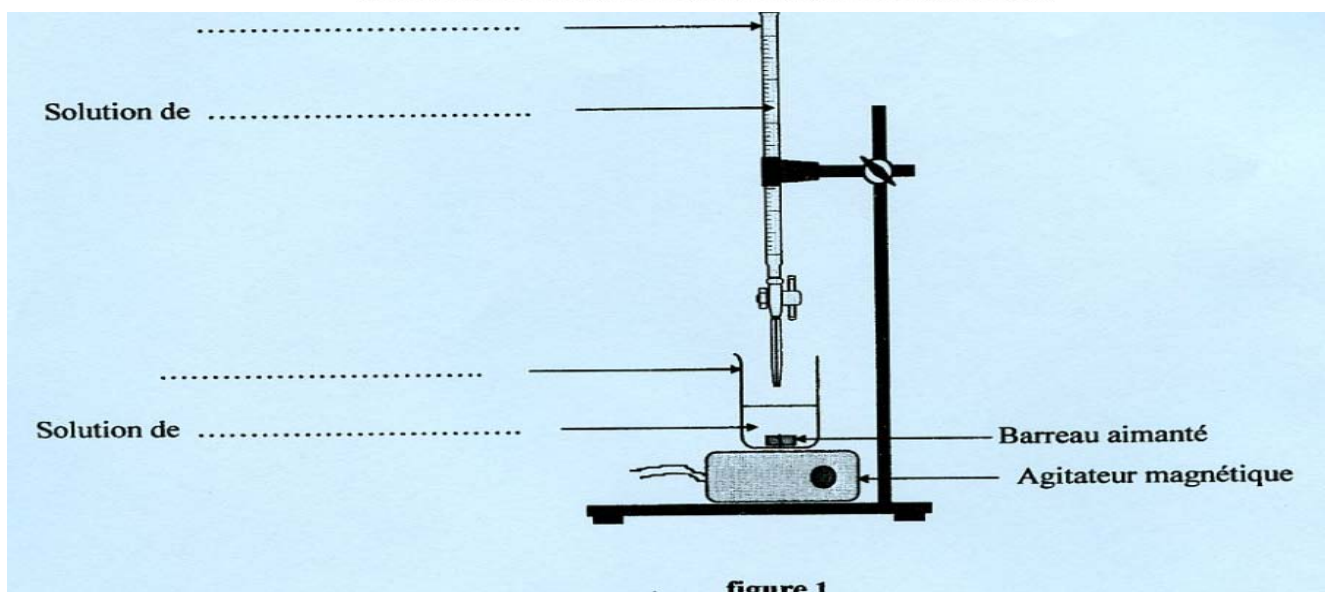
Un détartrant pour cafetière vendu en sachets dans le commerce, se présente sous la forme d'une poudre blanche à base d'acide sulfamique. Cet acide, de formule  $NH_2SO_3H$ , sera considéré comme un monoacide fort que l'on notera **AH**.

On souhaite déterminer, lors d'une séance de travaux pratiques, le pourcentage d'acide sulfamique présent dans ce détartrant. Pour cela, on prépare un volume  $V = 250 \text{ mL}$  de solution aqueuse ( $S_a$ ) en dissolvant une masse  $m = 1,50 \text{ g}$  de ce détartrant dans l'eau distillée, puis on dose un volume  $V_a = 20 \text{ mL}$  de cette solution par une solution aqueuse ( $S_b$ ) d'hydroxyde de sodium  $NaOH$ , de concentration molaire  $C_b = 8.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , en présence d'un indicateur coloré approprié. L'équivalence est obtenue lorsqu'on ajoute un volume  $V_{BE} = 15 \text{ mL}$  de la solution ( $S_b$ ).

Le dispositif expérimental utilisé dans ce dosage est schématisé sur la **figure 1 de la page 5/6** (à rendre avec la copie).

- 1- Compléter l'annotation de la **figure 1 de la page 5/6**.
- 2- Écrire l'équation de la réaction du dosage effectué, et montrer qu'elle est totale.
- 3- a- Déterminer la concentration molaire  $C_a$ , en acide sulfamique, de la solution ( $S_a$ ).  
 b- Calculer la masse  $m_a$  d'acide sulfamique contenu dans la masse  $m$  de détartrant.  
**On donne :** masse molaire de l'acide sulfamique  $M = 97 \text{ g.mol}^{-1}$ .  
 c- En déduire le pourcentage massique d'acide sulfamique dans le détartrant.
- 4- Indiquer, en se référant au tableau ci-dessous, l'indicateur coloré approprié à ce dosage. Justifier.

Indicateur coloré	Zone de virage
Hélianthine	3,2 – 4,4
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6
Phénolphtaléine	8,2 – 10,0



## Exercice

Toutes les solutions sont prises à  $25^{\circ}\text{C}$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau pure est  $K_e = 10^{-14}$ .

Sur l'étiquette d'une bouteille de vinaigre commercial on lit, entre autres renseignements, «vinaigre à  $8^{\circ}$ ». Cela signifie que **100 g** de ce vinaigre renferment **8 g** d'acide éthanóique  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . On considère que le vinaigre commercial est une solution aqueuse d'acide éthanóique de concentration molaire  $C_0$ .

On désire déterminer, au cours d'une séance de TP, le degré d'acidité de ce vinaigre et de le comparer à la valeur indiquée sur l'étiquette. Pour cela, on dose le vinaigre par une solution ( $S_B$ ) d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  de concentration molaire  $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1- Le vinaigre commercial étant trop concentré pour être dosé par la solution d'hydroxyde de sodium disponible au laboratoire, on le dilue alors **100 fois**. On obtient ainsi une solution diluée ( $S_1$ ) d'acide éthanóique de concentration  $C_1$ .

Choisir dans la liste ci-dessous, la verrerie la plus appropriée pour préparer 1 L de solution ( $S_1$ ).

- Fiole jaugée : 1 L
- Erlenmeyer : 1 L
- Eprouvettes graduées : 10 mL ; 20 mL
- Pipettes jaugées : 10 mL ; 20 mL

2- On prélève un volume  $V_1 = 10 \text{ mL}$  de la solution ( $S_1$ ) que l'on dose avec la solution ( $S_B$ ), en présence d'un indicateur coloré approprié : la phénolphtaléine (zone de virage : **8,2 - 10,0**). L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque le volume de la solution ( $S_B$ ) d'hydroxyde de sodium versé est égal à  $V_{BE} = 13,5 \text{ mL}$ .

a- La solution obtenue à l'équivalence est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier.

b- En déduire la nature (fort ou faible) de l'acide éthanóique. Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

c- Ecrire l'équation chimique de la réaction du dosage effectué, et montrer qu'elle est totale.

d- Déterminer la concentration molaire  $C_1$  de la solution ( $S_1$ ). En déduire la valeur de  $C_0$ .

e- Calculer le degré d'acidité du vinaigre. Le résultat est-il en accord avec l'indication de l'étiquette ?

Données :

- masse volumique du vinaigre :  $\rho = 1,01 \text{ kg.L}^{-1}$
- masse molaire de l'acide éthanóique :  $M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$
- constante d'acidité du couple (acide éthanóique / ion éthanóate) :  $K_a = 1,58.10^{-5}$ .

## Exercice

Toutes les solutions aqueuses sont prises à  $25^{\circ}\text{C}$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ . On néglige les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.

On considère deux solutions basiques ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ), de même concentration molaire  $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  :

- ( $S_1$ ), solution d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$ ,
- ( $S_2$ ), solution d'ammoniac  $\text{NH}_3$ .

La mesure du pH de ces deux solutions est consignée dans le tableau suivant :

Solution	( $S_1$ )	( $S_2$ )
pH	12,0	10,6
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		
$[\text{OH}^-]$ ( $\text{mol.L}^{-1}$ )		

1) a- Définir une base selon Brönsted.

b- Reproduire et compléter le tableau ci-dessus.

c- En déduire que l'hydroxyde de sodium est une base forte, alors que l'ammoniac est une base faible.

2) a- Ecrire l'équation modélisant la réaction qui a lieu entre l'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) et l'eau.



b- Indiquer les couples acide-base mis en jeu au cours de cette réaction.

c- On désigne par  $K_a$  la constante d'acidité du couple acide-base correspondant à la base  $\text{NH}_3$ .

Exprimer  $K_a$  en fonction de  $K_e$ ,  $C$  et  $[\text{OH}^-]$ . Trouver la valeur de  $\text{p}K_a$ .

3) On dilue modérément la solution ( $S_2$ ) d'ammoniac. Dire, en le justifiant, si chacune des propositions ci-dessous est vraie ou fausse.

- **Proposition 1** : suite à la dilution de la solution ( $S_2$ ), le  $\text{p}K_a$  ne change pas.

- **Proposition 2** : suite à la dilution de la solution ( $S_2$ ), le  $\text{pH}$  augmente.

4) Un volume  $V_A = 20 \text{ mL}$  de la solution de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  (acide fort) de concentration molaire  $C_A$  est dosé par la solution ( $S_1$ ) d'hydroxyde de sodium.

a- Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage.

b- Préciser, en le justifiant, le caractère (acide, basique ou neutre) du mélange obtenu à l'équivalence.

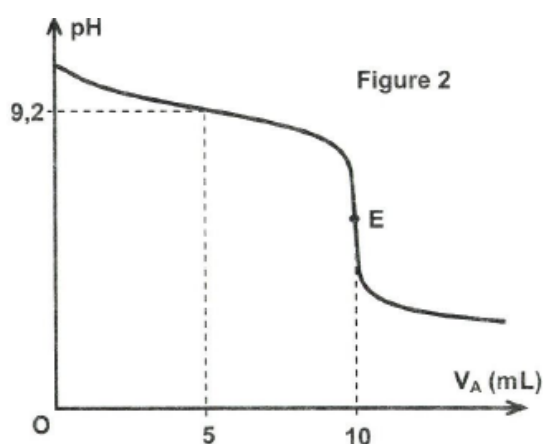
c- Le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté à l'équivalence est de  $10 \text{ mL}$ . Déterminer la valeur de  $C_A$ .

## Exercice

L'expérience est réalisée à  $25^\circ\text{C}$ , température à laquelle le produit ionique de l'eau est  $K_e = 10^{-14}$ .

On dose un volume  $V_B = 10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_B$ ) d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) de concentration  $C_B$ , par une solution aqueuse ( $S_A$ ) de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  (acide fort) de concentration  $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ .

A l'aide d'un pH-mètre, on suit l'évolution du  $\text{pH}$  du mélange réactionnel en fonction du volume  $V_A$  de la solution ( $S_A$ ) ajouté. On obtient la courbe représentée par la **figure 2**.



1) En exploitant la courbe d'évolution du  $\text{pH}$ , justifier que l'ammoniac est une base faible.

2) a- Ecrire l'équation chimique de la réaction du dosage.

b- Définir l'équivalence acido-basique et déduire la valeur de  $C_B$ .

c- Préciser en le justifiant, le caractère (acide, basique ou neutre) du mélange obtenu à l'équivalence.

d- Déterminer graphiquement, la valeur du  $\text{p}K_a$  du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ . Justifier.

3) On prélève un volume  $V_B = 10 \text{ mL}$  de la solution aqueuse ( $S_B$ ) et on lui ajoute un volume  $V_e$  d'eau pure. La solution ( $S'_B$ ) ainsi obtenue est dosée par la même solution aqueuse ( $S_A$ ).

Dire, en le justifiant, si chacune des affirmations ci-dessous est vraie ou fausse.

- **Affirmation 1** : le volume  $V_{AE}$  de la solution d'acide ajouté à l'équivalence reste inchangé.

- **Affirmation 2** : le  $\text{pH}$  à l'équivalence diminue.

- **Affirmation 3** : le  $\text{pH}$  à la demi-équivalence varie.

