

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 pK_a du couple HCOOH/HCOO⁻ ;
- 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		$\text{HF} + \text{HCOO}^- \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{HCOOH}$			
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 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ (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 NaOH (base forte) de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et on relève régulièrement le pH du mélange réactionnel. Le suivi 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 pK_a du couple AH/A^- .
b- En s'aidant du tableau ci-dessous, identifier l'acide AH .

Couple acide-base	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$
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 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

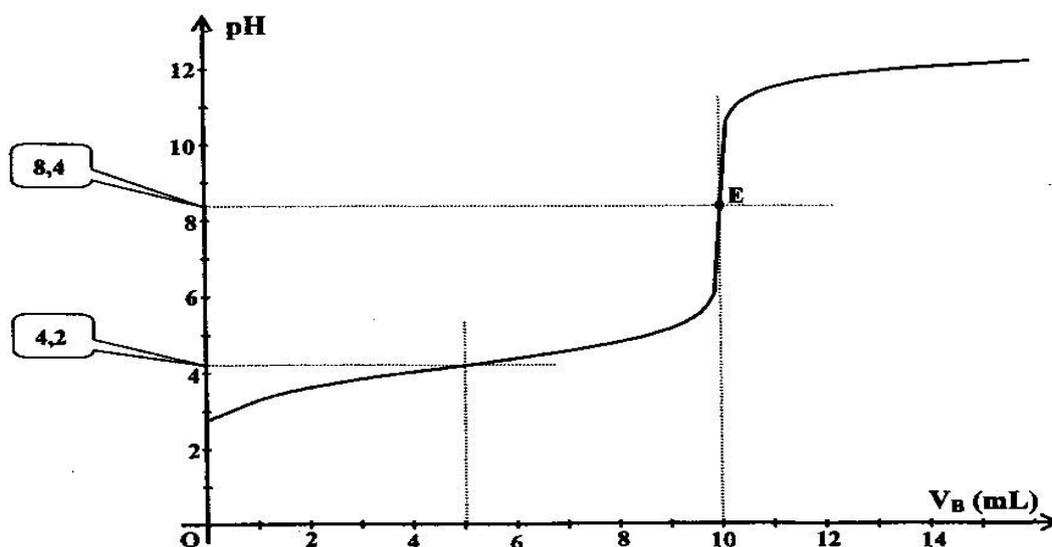


figure 2

Exercice

Toutes les solutions sont prises à 25°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 HCl (acide fort) et l'autre d'acide éthanóique CH_3COOH .

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

A l'aide d'un pH -mètre, on suit l'évolution du 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**.

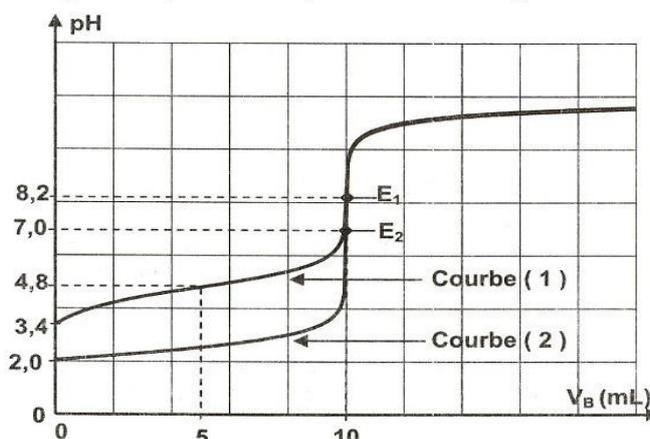


Figure 2

- 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

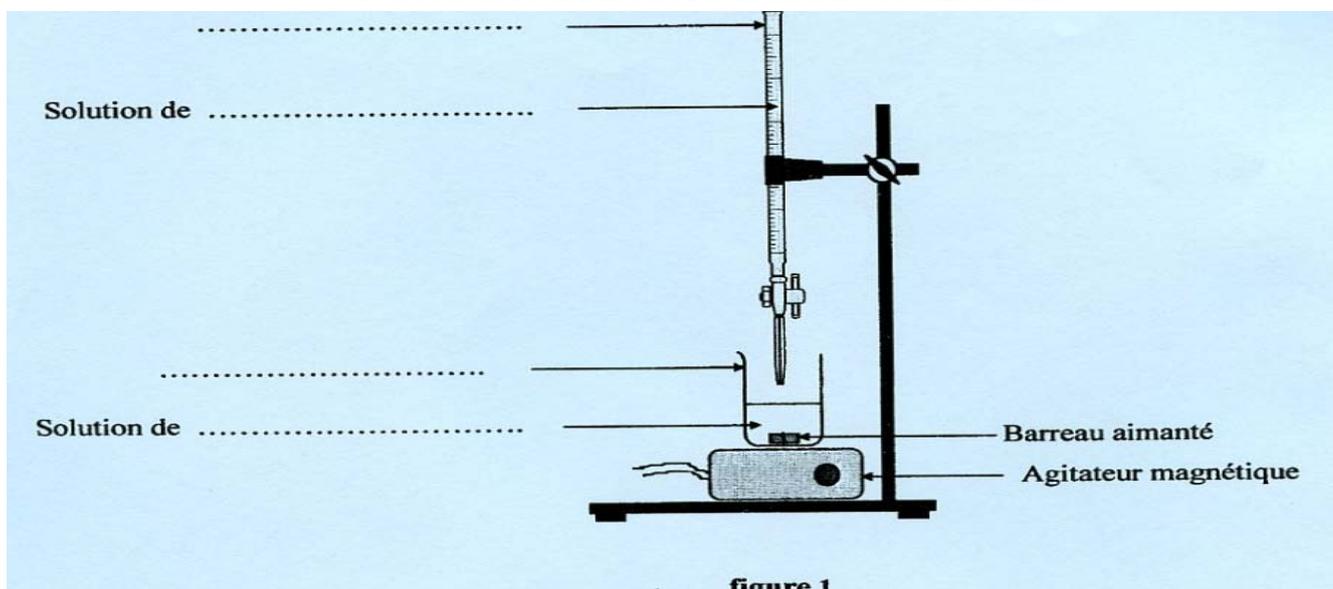


figure 1

Exercice

Toutes les solutions sont prises à 25°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°». Cela signifie que **100 g** de ce vinaigre renferment **8 g** d'acide éthanóique CH_3COOH . 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 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°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 NaOH ,
- (S_2), solution d'ammoniac 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
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L^{-1})		
$[\text{OH}^-]$ (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 (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 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 pH augmente.

4) Un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ de la solution de chlorure d'hydrogène 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.

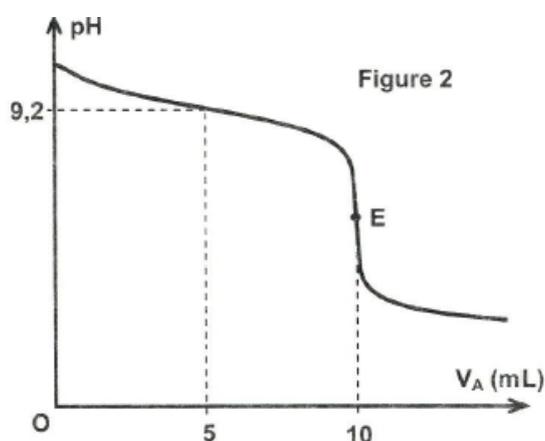
c- Le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté à l'équivalence est de 10 mL . Déterminer la valeur de C_A .

Exercice

L'expérience est réalisée à 25°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 (NH_3) de concentration C_B , par une solution aqueuse (S_A) de chlorure d'hydrogène 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 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 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 pH à l'équivalence diminue.

- **Affirmation 3** : le pH à la demi-équivalence varie.