

Les transformations associées aux réactions

acido - basiques

EXERCICE 1

L'étiquette d'un médicament fournit l'information "Ibuprofène.... 400 mg".

On dissout un comprimé contenant l'ibuprofène selon un protocole bien défini afin d'obtenir une solution aqueuse (S) d'ibuprofène de volume $V_S = 100$ mL.

Pour vérifier, la masse d'ibuprofène contenu dans ce comprimé, on procède à un titrage acido-basique du volume V_S par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$) de concentration molaire $C_B = 1,94 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$, en utilisant le dispositif expérimental de la figure (1).

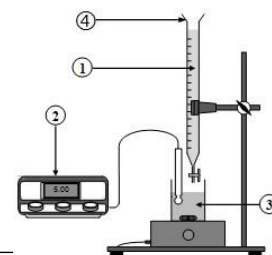


Fig 1

La figure (2) donne les courbes $pH = f(V_B)$ et $\frac{dpH}{dV_B} = g(V_B)$ obtenues lors de ce dosage.

1. Nommer les éléments du dispositif expérimental numérotés 1, 2, 3 et 4 sur la figure (1).
2. Parmi les courbes (1) et (2) de la figure (2), quelle est celle qui représente $pH = f(V_B)$?
3. Déterminer graphiquement la valeur du volume V_{BE} , versé à l'équivalence.
4. Écrire l'équation de la réaction qui a eu lieu lors du dosage sachant qu'elle est totale.
5. Calculer la valeur de la quantité de matière n_A d'ibuprofène dans la solution (S).
6. Déduire la valeur de la masse m d'ibuprofène dans le comprimé et la comparer à celle indiquée sur l'étiquette du médicament.

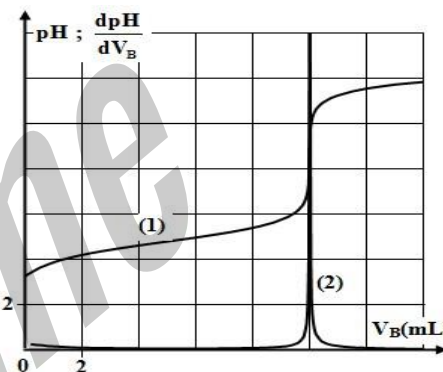


Fig 2

Exercice 2

On s'intéresse dans cet exercice vise à déterminer le pourcentage de l'acide benzoïque pur contenu dans un échantillon préparé par un chimiste en laboratoire, Données :

$$K_A(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-) = 6,31 \times 10^{-5} \text{ et } M(C_6H_5COOH) = 122 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Détermination du pourcentage d'acide benzoïque pur contenu dans un échantillon de cristaux préparés

Un chimiste a préparé au laboratoire une quantité de cristaux d'acide benzoïque de masse $m_0 = 244$ mg. Après l'avoir dissout totalement dans de l'eau distillée, il a obtenu une solution aqueuse (S_0) de volume $V_0 = 100$ mL et de $pH = 2,95$.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu entre l'acide benzoïque $C_6H_5COOH(aq)$ et l'eau.
2. Calculer la valeur du pK_A du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$.
3. Déterminer, en justifiant votre réponse, l'espèce du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ qui prédomine dans la solution (S_0).
4. Pour connaître la valeur de la masse m d'acide pur présent dans les cristaux préparés, le chimiste a dosé le volume $V_A = 10,0$ mL de la solution (S_0) par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $Na_{(aq)}^+ + HO_{(aq)}^-$ de concentration molaire $C_B = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$. Le volume ajouté à l'équivalence est $V_{BE} = 18,0$ mL.
5. Écrire l'équation de la réaction qui se produit entre l'acide benzoïque $C_6H_5COOH_{aq}$ et les ions hydroxyde $HO_{(aq)}^-$ considérée comme totale.

6. Calculer la valeur de la concentration molaire C_A de la solution (S_0) préparée.
7. En déduire la valeur de la masse m d'acide benzoïque pur présent dans de la solution (S_0) de volume V_0 .
8. Déterminer la valeur du pourcentage p d'acide benzoïque pur contenu dans les cristaux préparés par le chimiste.

Exercice 3: Etude de la réaction des ions éthanoate avec l'eau.

On dissout dans l'eau distillée des cristaux d'éthanoate de sodium de masse $m = 410$ mg pour obtenir une solution S_1 non saturée de volume $V = 500$ mL et de concentration C_1 .

On mesure le pH de la solution S_1 , on trouve $\text{pH} = 8,4$.

- 1- Ecrire l'équation de la réaction entre les ions éthanoate CH_3COO^- et l'eau.
- 2- En utilisant le tableau d'avancement de la réaction, exprimer le taux d'avancement final τ_1 de cette réaction en fonction de K_e , C_1 et pH . Calculer τ_1 .
- 3- Exprimer la constante d'équilibre K , associée à l'équation de cette réaction, en fonction de C_1 et τ_1 , puis vérifier que $K = 6,3 \cdot 10^{-10}$.

Données :

- Le produit ionique de l'eau à 25°C est : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$
- La constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ à 25°C est $K_{A1} = 1,6 \times 10^{-5}$
- La masse molaire de l'éthanoate de sodium $M(\text{CH}_3\text{COONa}) = 82 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 4 : Etude de quelques propriétés de l'ammoniac et de l'hydroxylamine NH_2OH dissouts dans l'eau

Données : toutes. Les mesures sont effectuées à 25°C .

La constante d'acidité du couple : $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ est K_{A1}

La constante d'acidité du couple : $\text{NH}_3\text{OH}^+ / \text{NH}_2\text{OH}$ est K_{A2}

Etude de quelques propriétés d'une base dissoute dans l'eau

- 1- On considère une solution aqueuse d'une base B de concentration C . On note K_A la constante d'acidité du couple BH^+ / B et l'avancement final de sa réaction avec l'eau. Montrer que : $K_A = \frac{K_e(1-\tau)}{C \cdot \tau^2}$
- 2- On mesure le pH_1 d'une solution S_1 d'ammoniac NH_3 de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et le pH_2 d'une solution S_2 NH_2OH ayant la même concentration C ; On trouve $\text{pH}_1 = 10,6$ et $\text{pH}_2 = 9,0$
Calculer les taux d'avancement finaux τ_1 et τ_2 respectifs des réactions de NH_3 et de NH_2OH avec l'eau.
- 3- Calculer la valeur de chacune des constantes $\text{p}K_{A1}$ et $\text{p}K_{A2}$.

Exercice 5 : Etude de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau

- La masse molaire de l'acide benzoïque : $M = 122 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- La conductivité molaire ionique à 25°C : $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$, $\lambda_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-} = 3,25 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

On dissout une masse m d'acide benzoïque dans l'eau distillée, on obtient une solution S de volume $V = 200$ mL et de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Lorsqu'on mesure la conductivité de la solution S , on trouve $29,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^{-1}$

- 1- Calculer la valeur de la masse m .
- 2- Etablir le tableau d'avancement et calculer le taux d'avancement final de la réaction qui a lieu.
- 3- Trouver l'expression du pH la solution S en fonction de C et τ . Calculer sa valeur.
- 4- En déduire la valeur de la constante d'acidité K_A du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

Exercice 6: Etude d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque

On dispose d'une solution aqueuse (S_A) d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_A = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La mesure de la conductivité de la solution (S_A) donne la valeur $\sigma = 1,6 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

- Toutes les mesures sont effectuées à 25°C . $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 35,0 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$, $\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,09 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$,
 - On néglige l'influence des ions HO^- sur la conductivité de la solution.
- 1- Ecrire l'équation modélisant la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.
 - 2- Montrer que la valeur du pH de la solution (S_A) est $\text{pH} = 3,4$

- Calculer le taux d'avancement final de la réaction.
- Trouver l'expression de pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- en fonction du pH de la solution (S_A) et de C_A . Calculer sa valeur.

Exercice 7 :

On mélange le même volume V_0 d'une solution aqueuse d'acide éthanóique CH_3COOH et d'une solution aqueuse du benzoate de sodium $C_6H_5CO_2^-(aq) + Na^+(aq)$. Les deux solutions ont la même concentration molaire C_0 .
 $K_{A1} = K_A(CH_3CO_2H(aq)/CH_3CO_2^-(aq)) = 1,8 \times 10^{-5}$ et $K_{A2} = K_A(C_6H_5CO_2H(aq)/C_6H_5CO_2^-(aq)) = 6,3 \times 10^{-5}$

- Écrire l'équation chimique de la réaction qui se produit entre l'acide éthanóique et l'ion benzoate.
- Montrer que l'expression de la constante d'équilibre K associée à l'équation de cette réaction s'écrit $K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$ puis calculer sa valeur.
- Déterminer le taux d'avancement de cette réaction, conclure.

Exercice 8 : Réaction de l'acide éthanóique et l'ammoniac

On prend de la solution S_A , un volume contenant une quantité de matière initiale $n_0(CH_3COOH) = 3 \times 10^{-4}$ mol et on y ajoute un volume de la solution d'ammoniac contenant la même quantité de matière initiale $n_i(NH_3) = n_0$.

- Écrire l'équation modélisant la réaction entre l'acide CH_3COOH et la base NH_3 .
- Calculer la constante d'équilibre K associée à la réaction étudiée.
- Montrer que le taux d'avancement final de cette réaction s'écrit sous la forme : $\tau = \frac{\sqrt{K}}{1+\sqrt{K}}$

La constante d'acidité de couple : $pK_{A1} = pK_A(CH_3CO_2H(aq)/CH_3CO_2^-(aq)) = 4,8$; $pK_{A2} = pK_A(NH_4^+/NH_3) = 9,2$

Exercice 9

L'acide benzoïque est un solide blanc de formule C_6H_5COOH , il est utilisé comme conservateur alimentaire et il est naturellement présent dans certaines plantes.

Pour simplifier, on symbolise l'acide benzoïque par HA_1 .

Masse molaire moléculaire de l'acide HA_1 : $M(HA_1) = 122 \text{ g.mol}^{-1}$

Produit ionique de l'eau à 25°C : $K_e = 10^{-14}$

On dissout une masse $m = 305 \text{ mg}$ de l'acide benzoïque dans de l'eau distillée pour obtenir une solution aqueuse S_A de volume $V = 250 \text{ mL}$.

La mesure du pH de la solution S_A donne $\text{pH} = 3,10$.

- Calculer la concentration molaire C_A de la solution S_A .
- Écrire l'équation de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau.
- Exprimer la constante pK_A du couple HA_1/A_1^- en fonction de C_A et τ , le taux d'avancement final de la réaction d'acide benzoïque avec l'eau.
- Calculer le pK_A et déduire l'espèce chimique prédominante dans la solution S_A sachant que $\tau = 7,94\%$.

Exercice 10

- On représente l'acide lactique $CH_3-CH(OH)-COOH$ par AH et sa base conjuguée par A^- ;
- La constante d'acidité du couple AH/A^- :

$$K_A = 10^{-3,9}$$

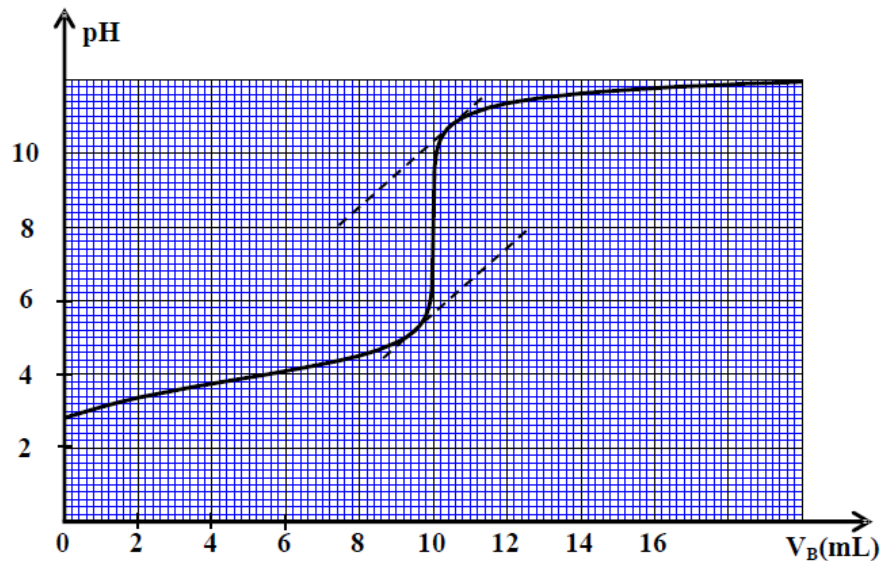
- Zone de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Hélianthine	B.B.T	Rouge de crésol
Zone de virage	3 – 4,4	6 – 7,6	7,2 – 8,8

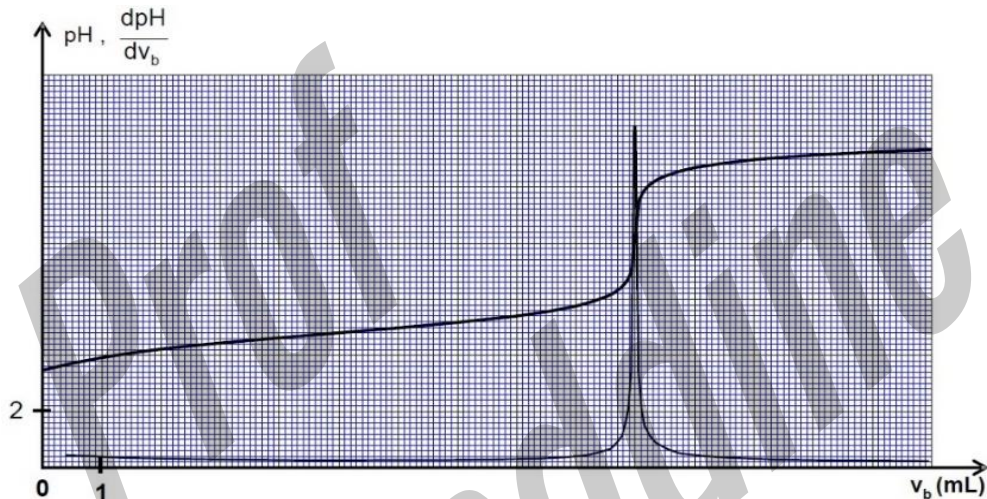
On dose le volume $V_A = 15 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_A) d'acide lactique AH de concentration molaire C_A par une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, en suivant les variations du pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_B versé de la solution (S_B).

La courbe de la figure ci-dessous, représente les variations du pH en fonction du volume V_B au cours du dosage.

- 1- Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
- 2- Déterminer les coordonnées V_{BE} et pH_E du point d'équivalence.
- 3- Calculer la concentration C_A de la solution (S_A).
- 4- Choisir, en justifiant la réponse, l'indicateur coloré adéquat pour repérer l'équivalence.
- 5- Trouver le rapport $\frac{[A^-]}{[AH]}$ à l'ajout du volume $V_B = 10\text{mL}$, puis déduire l'espèce chimique prédominante AH ou A^- .



Exercice 11



- $pK_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$;

Pour déterminer la concentration molaire d'une solution d'acide éthanóique, on le neutralise par une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$) de concentration molaire $C_b = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute progressivement, à un volume $V_a = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanóique (S_a), de concentration molaire C_a , un volume v_b de la solution (S_b) d'hydroxyde de sodium, puis on mesure le pH du mélange.

La figure suivante donne les courbes $pH = f(V_b)$ et $\frac{dpH}{dv_b} = g(V_b)$ de ce dosage.

- 1- Représenter, sur la copie de rédaction, un schéma légendé du dispositif expérimental permettant de réaliser le dosage acide-base par mesure de pH.
- 2- Ecrire l'équation modélisant la réaction ayant lieu au cours du dosage, et donner ses deux caractéristiques.
- 3- Calculer la valeur de la concentration C_a de la solution d'acide éthanóique.
- 4- Préciser, en justifiant, laquelle des deux espèces CH_3COOH et CH_3COO^- est dominante dans le mélange réactionnel à $pH = 7$.
- 5- Trouver, à l'aide de la courbe du dosage, le volume v_b à ajouter pour que : $\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1$

Exercice 12

I- Dosage d'une solution d'acide acétylsalicylique

On dissout un comprimé d'aspirine dans l'eau distillée. On obtient ainsi une solution aqueuse S d'acide acétylsalicylique de concentration C_A , de volume $V = 278$ mL et contenant une quantité de masse m de cet acide.

On prélève un volume $V_A = 10$ mL de la solution S et on le dose par une solution aqueuse S_B d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$ de concentration $C_B = 10^{-2}$ mol.L⁻¹, en utilisant un indicateur coloré convenable.

1. Ecrire l'équation de la réaction de dosage. (On notera AH pour désigner l'acide acétylsalicylique et A⁻ pour désigner sa base conjuguée).

2. Pour obtenir l'équivalence, on doit verser le volume $V_{BE} = 10$ mL de la solution S_B .

2.1. Déterminer la concentration C_A de la solution S.

2.2. Montrer que $m = 0,5$ g.

3. Choisir, parmi les indicateurs colorés dans le tableau ci-dessous, l'indicateur convenable à ce dosage. Justifier la réponse.

Indicateur coloré	Jaune de méthyle	Hélianthine	Rouge de crésol
Zone de virage	2,9 – 4	3,1 – 4,4	7,2 – 8,8

Exercice 13

- Le produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$;
- On représente l'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ par AH et sa base conjuguée par A⁻;
- La constante d'acidité du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}_{(aq)}/\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-_{(aq)}$: $K_A = 10^{-4,9}$
- Zone de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Hélianthine	B.B.T	Bleu de thymol
Zone de virage	3 – 4,4	6 – 7,6	8 – 9,6

1. 1. Etude de la réaction de l'acide propanoïque avec l'hydroxyde de sodium

On dose le volume $V_A = 5$ mL d'une solution aqueuse (S_A) de l'acide propanoïque AH de concentration molaire C_A par une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 5 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹, en suivant les variations du pH du mélange réactionnel en fonction du volume V_B versé de la solution (S_B).

La courbe de la figure 1, représente les variations du pH en fonction du volume V_B au cours du dosage.

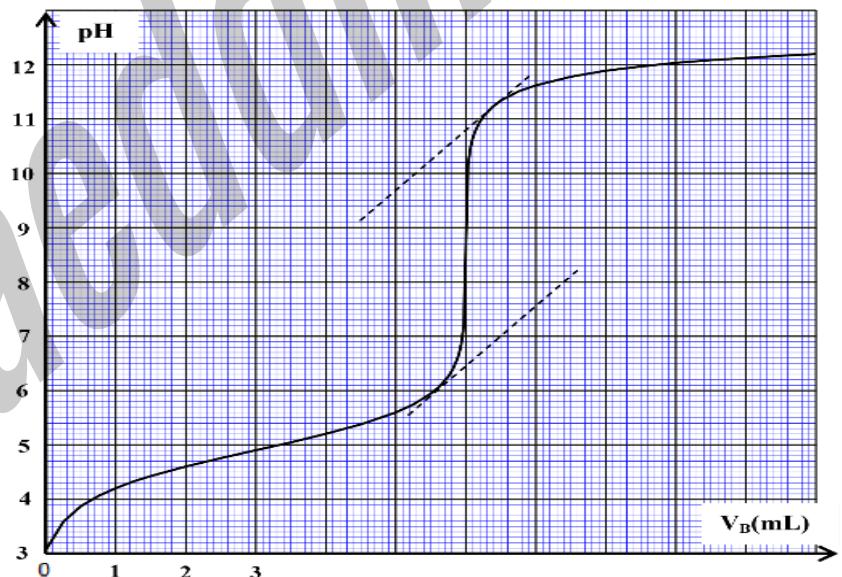
1.1. Déterminer les coordonnées V_{BE} et pH_E du point d'équivalence.

1.2. En calculant la constante d'équilibre K associée à la réaction du dosage, montrer que cette réaction est totale.

1.3. Calculer la concentration C_A .

1.4. Choisir, en justifiant la réponse, l'indicateur coloré adéquat pour repérer l'équivalence.

1.5. Préciser, en justifiant la réponse, l'espèce chimique prédominante AH ou A⁻ après l'ajout du volume $V_B = 7$ mL.



Exercice 14

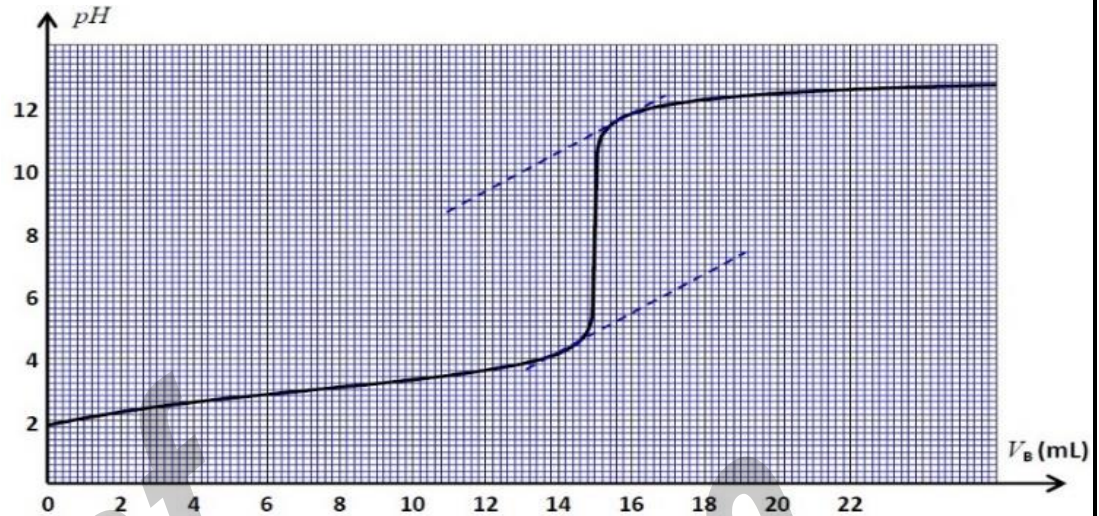
On dose, par pH métrie, le volume $V_A = 15 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide salicylique AH, de concentration molaire C'_A , à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$) de concentration molaire $C_B = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

Zones de virage de quelques indicateurs colorés:

Indicateur coloré	Hélianthine	Rouge de bromophénol	Rouge de crésol
Zone de virage	3 – 4,4	5,2 – 6,8	7,2 – 8,8

- 1- Représenter un schéma annoté du dispositif expérimental de ce dosage.
- 2- Ecrire l'équation modélisant la transformation ayant lieu au cours de ce dosage.

3- La courbe suivante traduit les variations du pH du mélange en fonction du volume V_B de la solution (S_B) d'hydroxyde de sodium ajoutée.



3.1- Déterminer les coordonnées V_{BE} et pH_E du point d'équivalence.

3.2- Calculer la concentration molaire C'_A .

3.3- A l'aide du tableau, indiquer l'indicateur coloré convenable à ce dosage en l'absence du pH mètre. Justifier.

3.4- Déterminer le rapport $\frac{[\text{A}^-]_{eq}}{[\text{AH}]_{eq}}$ lorsque le volume de la solution (S_B) ajouté au mélange réactionnel est : $V_B = 6 \text{ mL}$.

Exercice 15 : Dosage acide-base d'une solution diluée d'ammoniac.

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution commerciale concentrée d'ammoniac, on procède par dosage acido-basique. On prépare par dilution une solution S de concentration $C' = \frac{C_B}{1000}$

On réalise le dosage pH- métrique d'un volume $V = 20 \text{ mL}$ de la solution S à l'aide d'une solution S_A d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{aq} + \text{Cl}^-_{aq}$) de concentration $C_A = 0,015 \text{ mol.L}^{-1}$.

On mesure le pH du mélange après chaque addition d'un volume d'acide ; Les résultats obtenus permettent de tracer la courbe de dosage $\text{pH} = f(V_A)$ (fig 1). On atteint l'équivalence lorsqu'on ajoute du dosage.

3-2 En utilisant la valeur du pH correspondant à l'addition de 5 mL d'acide chlorhydrique, calculer le taux d'avancement final de la réaction du dosage. Conclure.

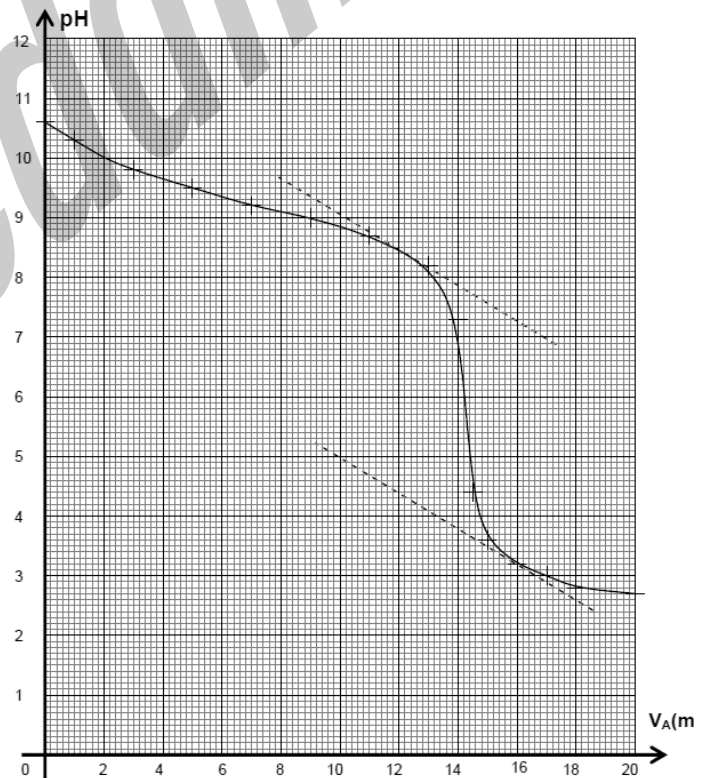


Fig 1

L'indicateur coloré	Zone de virage
phénolphaléine	8,2 - 10
Rouge de chlorophénol	5,2 - 6,8
Hélianthine	3,1 - 4,4

3-3 Déterminer le volume V_{AE} En déduire C' et C_B .

3-4 Parmi les indicateurs colorés indiqués dans le tableau ci-dessous, choisir celui qui conviendra le mieux à ce dosage.

Exercice 16

- Masse molaire : $M(\text{HCOOH}) = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Les conductivités molaires ioniques : $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} = 3,5 \times 10^{-2} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et $\lambda_{\text{HCOO}^-} = 5,46 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

On prépare une solution aqueuse (S) d'acide méthanoïque de concentration molaire C et de volume $V_S = 1 \text{ L}$ à partir d'une solution commerciale (S_0), de concentration molaire C_0 .

Détermination du pK_A du couple $\text{HCOOH}_{(\text{aq})} / \text{HCOO}^-_{(\text{aq})}$ par conductimétrie:

On prend un volume V_1 de la solution (S) de concentration $C = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis on mesure sa conductivité, on trouve : $\sigma = 0,1 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$.

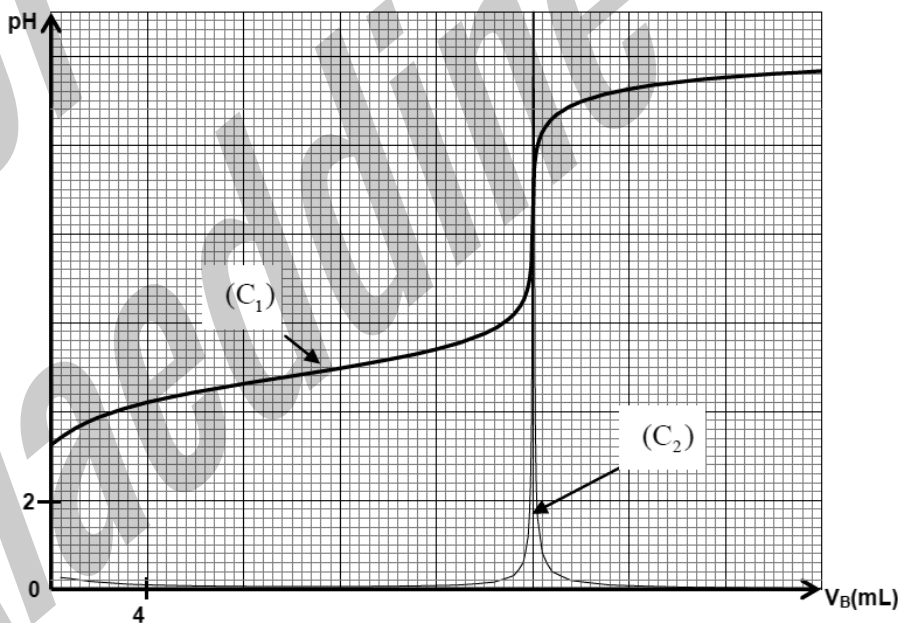
- 1- Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.
- 2- Trouver l'expression de l'avancement final x_f de la réaction en fonction de σ , $\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et λ_{HCOO^-} et V_1 .
- 3- Montrer que le taux d'avancement final est $\tau = 6,2\%$.
- 4- Trouver l'expression du pK_A ($\text{HCOOH}_{(\text{aq})} / \text{HCOO}^-_{(\text{aq})}$) en fonction de C et τ . Calculer sa valeur.

Exercice 17

On prépare une solution aqueuse (S_A) d'acide éthanoïque CH_3COOH de volume $V = 1 \text{ L}$ et de concentration molaire C_A , en dissolvant une quantité de masse m de cet acide dans l'eau distillée.

On dose un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ de la solution (S_A) en suivant les variations du pH en fonction du volume V_B versé d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ de concentration molaire $C_B = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1- Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction du dosage.
- 2- A partir des mesures obtenues, on a tracé la courbe (C_1) représentant $\text{pH} = f(V_B)$ et la courbe (C_2) représentant $\frac{d\text{pH}}{dV_B} = g(V_B)$



- 2.1- Déterminer le volume V_{BE} de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.
- 2.2- Trouver la valeur de la masse m nécessaire à la préparation de la solution (S_A).
- 2.3- Montrer que la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau est limitée.

Exercice 18 : Etude d'une solution aqueuse d'ammoniac et de sa réaction avec un acide.

Le produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$, On note $pK_A(NH_4^+(aq)/NH_3(aq)) = pK_{A1}$,
 $pK_A(CH_3NH_3^+(aq)/CH_3NH_2(aq)) = pK_{A2} = 10,7$.

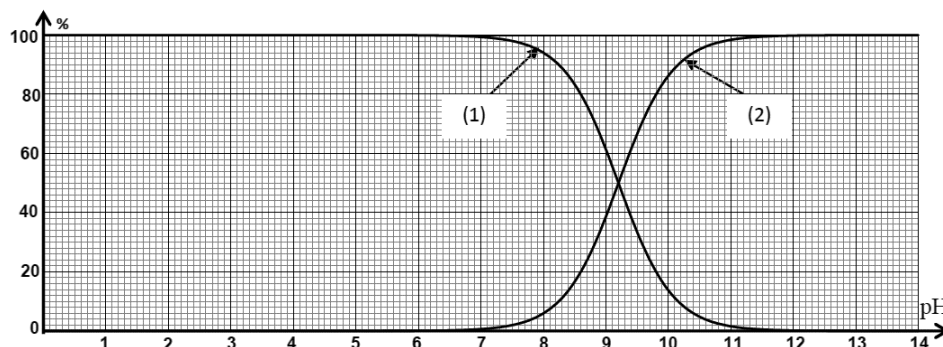
1- On prépare une solution aqueuse S_1 d'ammoniac de concentration molaire $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH de la solution S_1 donne la valeur $pH_1 = 10,6$.

1-1- Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

1-2- Trouver l'expression du taux d'avancement final τ_1 de la réaction en fonction de C_1 , pH_1 et K_e . Vérifier que $\tau_1 = 4\%$.

1-3- Trouver l'expression de la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction en fonction de C_1 et de τ_1 . Calculer sa valeur.

2- On dilue la solution S_1 , on obtient alors une solution S_2 . On mesure le pH de la solution S_2 et on trouve $pH_2 = 10,4$.



Les courbes de la figure ci-dessous

représentent le diagramme de distribution de la forme acide et de la forme basique du couple $NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$.

2.1. Associer, en justifiant, la forme basique du couple $NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$ à la courbe qui lui correspond.

2.2. A l'aide des courbes représentées sur la figure, déterminer : pK_{A1} .

Exercice 19

Etude de la solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique.

On titre par pH métrie, un volume $V_B = 30 \text{ mL}$ de la solution (S'_B) d'ammoniac, de concentration molaire C'_B , à l'aide d'une solution (S_A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1- Ecrire l'équation chimique modélisant ce dosage.

2- La courbe de la figure 1 représente les variations du pH du mélange en fonction du volume V_A de la solution (S_A) d'acide chlorhydrique ajoutée.

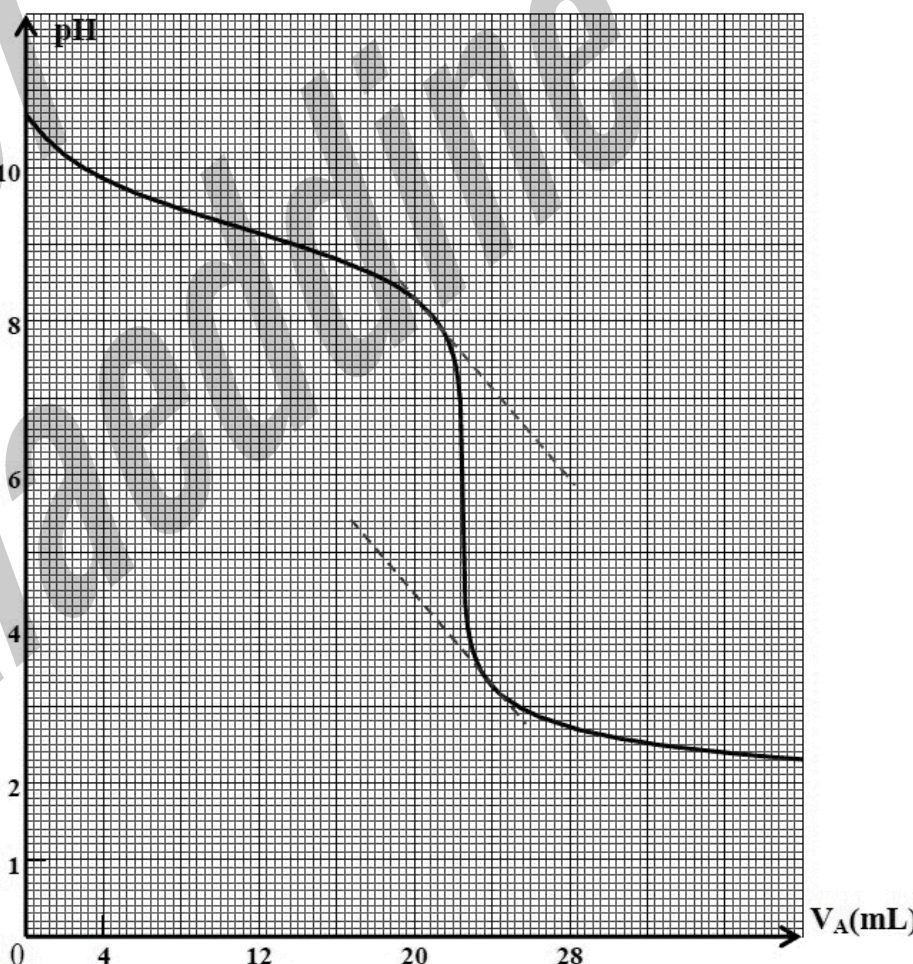
a- Déterminer les coordonnées V_{AE} et pH_E du point d'équivalence.

b- Calculer C'_B .

c- Indiquer, en justifiant, l'indicateur coloré convenable à la réalisation de ce dosage en l'absence du pH mètre.

d- Déterminer le volume V_{A1} d'acide chlorhydrique qu'il

faut ajouter pour que : $[NH_4^+] = 15[NH_3]$ se réalise dans le mélange réactionnel.



Toutes les mesures ont été faites à 25°C ;

Le produit ionique de l'eau $K_e = 10^{-14}$

La constante pK_A du couple $NH_4^+_{(aq)}/NH_3$: $pK_A = 9,2$

Les zones de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Hélianthine	Rouge de chlorophénol	Bleu de bromothymol	Phénol phtaléine
Zone de virage	3,1 – 4,4	5,2 – 6,8	6,0 – 7,6	8,2 - 10

Exercice 20

1- Étude d'un système chimique à l'état d'équilibre

On considère une solution aqueuse (S_0) d'ammoniac NH_3 , de volume V_0 et de concentration molaire $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$. Le pH de cette solution à 25°C vaut $pH = 10,6$.

- 1.1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation entre l'ammoniac et l'eau
- 1.2. Construire le tableau d'avancement
- 1.3. Calculer le taux d'avancement de cette réaction
- 1.4. Calculer la concentration molaire effective des ions ammonium NH_4^+ à l'état d'équilibre du système.
- 1.5. Calculer la constante d'équilibre K et déduire la valeur de pK_A la constante d'acidité du couple NH_4^+/NH_3
- 1.6. On mélange un volume de la solution (S_0) d'ammonium avec un volume d'une solution de chlorure d'ammonium ($NH_4^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$). le pH du mélange est $pH = 6,2$. Tracer le diagramme de prédominance du couple NH_4^+/NH_3 . En déduire l'espèce prédominante de ce couple dans le mélange.

2- Dosage d'un engrais :

Le nitrate d'ammonium NH_4NO_3 est un composé ionique présent dans divers engrais. Un sac d'engrais porte l'indication suivantes : « **pourcentage en masse 75% de nitrate d'ammonium** ».

Pour vérifier le pourcentage massique en nitrate d'ammonium indiqué par le producteur, on prépare une solution aqueuse (S_A) par dissolution de la masse $m=15,0g$ d'engrais dans le volume $V_0 = 1L$ d'eau distillée. On dose les ions ammonium NH_4^+ présent dans un volume $V_A = 10,0 mL$ de la solution (S_A) par une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ de concentration molaire $C_B = 0,10 mol.L^{-1}$. Le volume de la solution (S_B) versé à l'équivalence est $V_{BE} = 14,0mL$.

Donnée : $M(NH_4NO_3) = 80g.mol^{-1}$ et $K_e = 10^{-14}$

- 2.1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit au cours du dosage
- 2.2. Déterminer la valeur de la concentration molaire C_A des ions ammonium NH_4^+ dans la solution (S_A).
- 2.3. Calculer le pourcentage massique en masse de nitrate d'ammonium contenu dans cet engrais. Comparer à la valeur annoncée par le fabricant
- 2.4. Déterminer l'indicateur colorée convenable a ce dosage

3- Dosage de la solution (S_b) d'ammoniac

On prépare une solution (S_B) de volume v , en diluant 100 fois une solution commerciale d'ammoniac S_0 de concentration C_0 .

On réalise un dosage pH-métrique d'un volume $V_b = 15 mL$ de la solution S_B par une solution aqueuse S_a d'acide chloridrique $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ de concentration $C_a = 10^{-2} mol.L^{-1}$. La courbe de la figure 1 représente les variations du pH du mélange en fonction du volume V_a versée de la solution S_b : $pH = f(V_a)$.

- 3.1. Écrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3.2. Calculer K la constante d'équilibre associée à la réaction
- 3.3. Calculer la concentration C_b de la solution S_b . En déduire C_0 .
- 3.4. Choisir en justifiant, parmi les indicateurs colorés suivants, l'indicateur adéquat pour réaliser ce dosage.

Indicateur coloré	Hélianthine	Rouge de méthyle	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1 – 4,4	4,2 – 6,2	8,2 - 10

- 3.5. Calculer le taux d'avancement final, de la réaction de dosage lorsque le volume de la solution versé est S_a est $V_a = 9mL$.

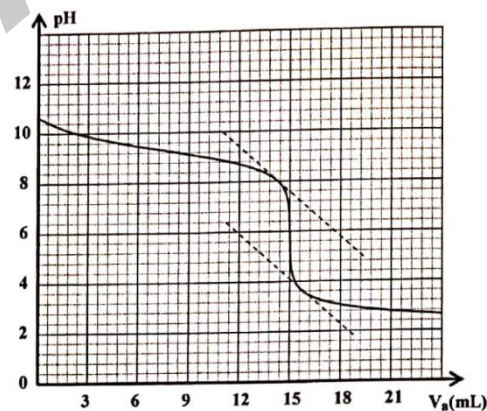


Figure 1

Exercice 21

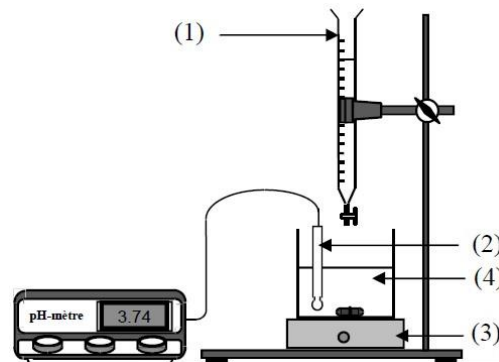
- Le produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$;
- Le tableau suivant présente quelques indicateurs colorés et leurs zones de virage.

L'indicateur coloré	Hélianthine	Rouge de méthyle	Phénolphtaléine
Zone de virage	3,1 – 4,4	4,2 – 6,2	8,2 - 10

Réaction de l'acide méthanoïque avec une solution d'hydroxyde de sodium

Le dispositif de la figure ci-contre est utilisé pour titrer un volume $V_A = 20$ mL de la solution (S_A) de l'acide méthanoïque (HCOOH) de concentration $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ par une solution (S_B) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Ecrire les noms correspondants aux numéros (1), (2) et (3) des composants du dispositif, et le nom de la solution correspondante au numéro (4).
- 2- Le pH du mélange prend la valeur $\text{pH} = 3,74$, lorsque le volume de la solution (S_B) versé est $V_B = 10$ mL. A l'aide du tableau d'avancement, s'assurer, en calculant le taux d'avancement final, que cette réaction est totale.
- 3- Calculer le volume V_{BE} qu'on doit verser pour atteindre l'équivalence ?
- 4- Préciser en justifiant, parmi les indicateurs colorés indiqués dans le tableau précédent, celui le plus convenable à ce dosage.



EXERCICE 22

Le vinaigre est une solution aqueuse d'acide éthanoïque (CH_3COOH), il est caractérisé par son degré d'acidité (X°) qui représente la masse (en gramme) d'acide éthanoïque contenue dans 100 g de solution.

Données :

- Toutes les mesures ont été faites à 25°C ;
- La masse volumique du vinaigre : $\rho = 1 \text{ g/mL}$;
- La masse molaire de l'acide éthanoïque : $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$;
- La conductivité molaire ionique de l'ion H_3O^+ :

2- Partie II : Vérification du degré d'acidité du vinaigre commercial

On extrait un échantillon de vinaigre commercial, de volume $V_0 = 1$ mL, de concentration molaire C_0 et portant l'indication (7°), on y ajoute de l'eau distillée pour préparer une solution (S) de concentration molaire C_S et de volume $V_S = 100$ mL. On neutralise un échantillon de volume $V_A = 20$ mL de la solution (S) à l'aide d'une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}_{\text{aq}}^+ + \text{OH}_{\text{aq}}^-$) de concentration molaire $C_B = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équivalence est obtenue lorsque le volume versé de la solution (S_B) est : $V_{BE} = 15,7$ mL.

2-1- Ecrire l'équation modélisant la réaction ayant lieu au cours du dosage.

2-2- Calculer la valeur de C_S .

2-3- Déterminer le degré d'acidité du vinaigre étudié. Le résultat obtenu est-il en accord avec l'indication inscrite sur le vinaigre commercial ou non ?

EXERCICE 23

Vérification de l'indication prescrite sur le sachet :

Pour vérifier la valeur de la masse prescrite sur le sachet, on dissout la même masse (200 mg) dans un volume $V_B = 60,0$ mL d'une solution aqueuse (S_B) d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{\text{aq}} + \text{HO}^-_{\text{aq}}$) de concentration $C_B = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, pour obtenir une solution aqueuse (S).

(On considère que le volume de la solution (S) est V_B)

2-1- Etablir l'équation de la réaction entre l'acide RCOOH et la solution (S_B), en considérant que la réaction est totale.

2-2- Montrer que la quantité de matière $n_i(\text{HO}^-)$ des ions HO^- , initialement présents dans la solution (S_B) est plus grande que la quantité de matière $n_i(\text{RCOOH})$ dissoute.

(On considère que la valeur prescrite sur le sachet est exacte).

2-3- Pour doser les ions HO^- restants dans la solution (S), on ajoute à un volume $V = 20,0$ ml de cette solution (S), une solution aqueuse (S_A) d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient l'équivalence après avoir versé $V_{AE} = 27,7$ ml de la solution (S_A).

Au cours du dosage, seuls les ions HO^- restants dans la solution (S) réagissent avec les ions H_3O^+ issus de la solution (S_A), selon la réaction modélisée par l'équation :



a- Trouver la quantité de matière des ions HO^- qui ont réagis avec l'acide RCOOH contenu dans le sachet.

b- Calculer la masse d'acide Ibuprofène contenu dans le sachet.
Conclure.

Données : • $M(\text{RCOOH}) = 206 \text{ g.mol}^{-1}$