TP 18 : Titrage du vinaigre et Mesure de constante d'acidité

Les points du programme :

- Préparer une solution de concentration en quantité de matière donnée à partir d'une solution de composition connue avec le matériel approprie.
- Identifier et exploiter la réaction support du titrage.
- Mettre en œuvre un protocole expérimental correspondant à un titrage direct ou indirect.
- Choisir et utiliser un indicateur coloré de fin de titrage.
- Déterminer une constante d'équilibre.

1. Réalisation du titrage d'un vinaigre

Contexte

Par définition, le degré d'acidité est la masse d'acide éthanoïque (CH_3CO_2H) dissout dans 100 g de vinaigre. On peut effectuer le titrage d'un vinaigre à l'aide d'un indicateur coloré ou par titrage pH-métrique en utilisant comme support une réaction acido-basique. Dans les deux cas de figure, l'acide éthanoïque est titré par une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ ; HO^-) de concentration $C_B =$ 0,10 mol.L^{-1}.

Objectifs

- Vérifier le degré d'acidité d'un vinaigre blanc.
- Vérifier la cohérence avec l'étiquette de la bouteille.

Matériel :

- 1 spectrophotomètre + cuves
- 1 solution de permanganate de potassium à $(2{,}0 \pm 0{,}02).10^{-4}$ mol/L
- 2 béchers de 100 mL
- 1 fiole jaugée de 50 mL
- 1 pissette d'eau
- pipettes jaugée de 5 mL, 10 mL, 20 mL et 25 mL avec leur propipette.
- 6 tubes à essai sur un support
- 1 pipette pasteur plastique
- votre ordinateur avec Anaconda (Spyder)

Données :

- Masses molaires : M(C) = 12,0 g.mol^{-1} ; M(H) = 1,00 g.mol^{-1} ; M(O) = 16,0 g.mol^{-1} ;

- Masse volumique du vinaigre : $\mu_{vinaigre}$ = 1,00. g.mL^{-1}

1.1. Travail préliminaire

La concentration en acide éthanoïque est trop élevée pour effectuer le titrage directement, il faut donc diluer 10 fois ce vinaigre dans un premier temps.

Q1. Préciser le protocole à suivre pour préparer 50 mL de solution diluée.

Les couples Acide/Base intervenant sont : $CH_3CO_2H_{(aq)}$/ $CH_3CO_2^-{}_{(aq)}$ et $H_2O_{(l)}$/$OH^-{}_{(aq)}$.

Q2. Écrire l'équation de la réaction servant de support au titrage.

Q3. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

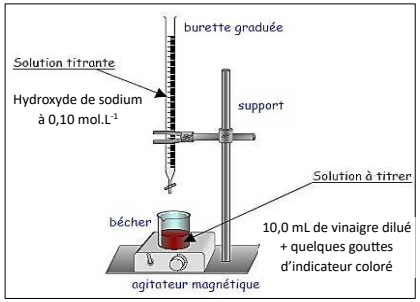
1.2. Solution diluée

☐ Réaliser la solution diluée de vinaigre et la réserver pour les titrages à suivre.

1.3. Titrage colorimétrique

Principe :

Le schéma du montage expérimental est donné ci-contre :



L'indicateur coloré utilisé permet de repérer l'équivalence acido-basique par le changement de teinte de la solution.

☐ Réaliser le montage expérimental et le faire vérifier avant de commencer le titrage.

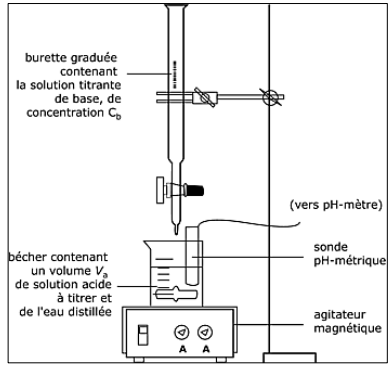
☐ Réaliser le titrage en suivant soigneusement l'évolution de la teinte de la solution. L'équivalence doit être repérée à la goutte près.

☐ Noter le volume d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence V_{BE} = ……mL.

1.4. Titrage pH-métrique

Principe :

Le schéma du montage expérimental est indiqué ci-contre :



La solution titrante est la même que précédemment et la prise de solution à titrer est toujours de 10,0 mL.

NB : Pour que la sonde soit bien immergée, il faut ajouter un peu d'eau distillée, cet ajout n'a aucune influence sur l'équivalence.

☐ Réaliser le montage expérimental en ajoutant 50 mL d'eau distille à l'aide d'une éprouvette graduée.

☐ Verser la solution de soude tout en mesurant le pH. Procéder mL par mL au début puis rapprocher les mesures lorsque l'on arrive près de l'équivalence.

☐ Tracer la courbe $pH = f(V_B)$ sur Regressi. Tracer ensuite la dérivée de cette courbe.

☐ En déduire le volume versé à l'équivalence $V_{B,éq}$.

1.5. Exploitation des résultats :

Q4. A partir de la courbe déterminer le pK_a du couple $CH_3CO_2H_{(aq)}$/ $CH_3CO_2^-{}_{(aq)}$.

Q5. La zone de virage du bleu de thymol (ou de la phénolphtaléine) est comprise entre pH = 8,0 et pH = 9,6. Justifier son emploi dans la première partie.

Q6. Déterminer la concentration de la solution fille de vinaigre diluée.

Q7. Déterminer l'incertitude-type associée à cette valeur en utilisant la relation suivante :

$$\frac{u(c_{fille})}{c_{fille}} = \sqrt{\left(\frac{u(c_B)}{c_B}\right)^2 + \left(\frac{u\left(V_{B_{eq}}\right)}{V_{B_{eq}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{titrée})}{V_{titrée}}\right)^2}$$

et en estimant les différentes incertitudes-type.

Q8. Calculer la concentration en acide éthanoïque dans le vinaigre.

Q9. Déterminer l'incertitude-type associée à cette valeur en utilisant la relation suivante :

$$\frac{u(c_{mère})}{c_{mère}} = \sqrt{\left(\frac{u(c_{fille})}{c_{fille}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{fille})}{V_{fille}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_{prélevé})}{V_{prélevé}}\right)^2}$$

Q10. Sachant que l'étiquette annonce 8° d'acidité, conclure.

2. La constante d'acidité est-elle bien constante ?

Les mesures ponctuelles de pH étant assez peu fiables, vous utiliserez la conductimétrie pour répondre à cette question.

Données : **Conductivités ioniques molaires**

λ(H_3O^+) = 35,0.10^{-3} S.m^2.mol^{-1}; **λ**(CH_3COO^-) = 4,09.10^{-3} S.m^2.mol^{-1}; **λ**($HCOO^-$) = 5,46.10^{-3} S.m^2.mol^{-1}.

Manipulation :

- A partir de la solution d'acide éthanoïque fournie, de concentration c_1 = 1,00.10^{-2} mol.L^{-1}, préparer une solution de concentration c_2 = 2,00.10^{-3} mol.L^{-1}. Vous préciserez le protocole suivi en indiquant bien, et en justifiant par un calcul, la verrerie utilisée.
- Mesurer la conductivité des 2 solutions. Noter vos résultats dans le tableau ci-dessous.

C_i (mol.L^{-1})	**σ** (mS.cm^{-1})	**$[H_3O^+]_f$** (mol.L^{-1})	**$[A^-]_f$** (mol.L^{-1})	**$[AH]_f$** (mol.L^{-1})	**K_a**	**pK_a**
1,00.10^{-2}						
2,00.10^{-3}						

Exploitation (en s'appuyant sur un tableau d'avancement) :

Réaction	Avancement				
État initial	x = 0				
État intermédiaire	x				
État final (équilibre)	x_f = …….				

Q1. Quelle relation a-t-on entre les concentrations $[A^-]_f$ et $[H_3O^+]_f$ à l'état final?

Q2. Rappelez l'expression de la conductivité de la solution en fonction des concentrations des ions présents et des conductivités ioniques molaires.

Q3. Déduire des questions précédentes l'expression de la concentration $[H_3O^+]_f$ en fonction de la conductivité mesurée σ.

Q4. A partir de vos mesures, calculez la concentration de $[H_3O^+]_f$ en mol.m^{-3} puis en mol.L^{-1}. En déduire la valeur de $[A^-]_f$ et de $[AH]_f$. Compléter le tableau ci-dessous.

Q5. Compléter alors les 2 dernières colonnes du tableau.

Q6. Retrouve-t-on la valeur de pK_a déterminée à partir du titrage ?

Q7. En conclusion, peut-on dire que la valeur du quotient de réaction dans l'état d'équilibre du système étudié est bien une constante ?

Pour les plus rapides : déterminer le pK_a à partir d'une mesure du pH.