EXERCICE 3 : L'ACIDITÉ D'UN VIN (4 points)

L'acidité d'un vin peut être exprimée de deux façons, à partir de son acidité totale ou de son pH [...]. L'acidité totale est surtout un indicateur des caractéristiques gustatives, alors que le pH intervient dans la stabilité du vin. L'acidité du vin (pH compris entre 2,7 et 3,7) est principalement due à la présence d'acides organiques en partie à l'état libre; l'acidité totale d'un vin est constituée par les acides représentant l'acidité fixe (acides tartrique, malique, lactique, citrique, etc) et par des molécules représentant l'acidité volatile (essentiellement l'acide éthanoïque, et l'éthanoate d'éthyle susceptible de libérer l'acide éthanoïque par saponification) [...].
Le goût aigre de l'acide éthanoïque est perçu lorsque sa concentration est supérieure à 0,6 g.L^{-1}.

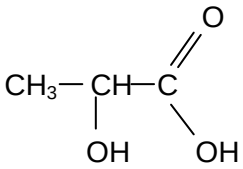
D'après « Chimie dans la maison » - Cultures et Techniques

Données :

Masse molaire de l'acide éthanoïque (CH_3COOH) *:* M = 60 g.moL^{-1}
À 25℃ : pK $_A$ (acide éthanoïque/ion éthanoate) = 4,8
pK$_A$ (acide lactique/ion lactate) = 3,9
pK$_A$ (ion oxonium/eau) = 0
pK$_A$ (eau/ion hydroxyde) =14
produit ionique de l'eau : $K_e = 1{,}0\times10^{-14}$

1. À propos du texte

1.1. Déterminer la valeur de la concentration molaire en ions oxonium H_3O^+ d'un vin dont le pH est égal à 3,0.
1.2. Calculer la concentration molaire de l'acide éthanoïque pour que le goût aigre soit perçu.
1.3. L'acide lactique se forme lors de la fermentation du vin. Sa formule semi-développée est représentée ci-contre.
Recopier cette formule en entourant et nommant les groupes caractéristiques.



2. Réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau

On dispose d'un volume V = 50 mL *d'une solution* S *d'acide éthanoïque de concentration molaire en soluté apporté C = 1,0×10^{-2} mol.L^{-1} et de pH = 3,4.*

2.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. Tracer le diagramme de prédominance du couple acide éthanoïque / ion éthanoate et en déduire l'espèce prédominante dans la solution S.
2.2. Calculer la concentration molaire en ions oxonium H_3O^+ de la solution S puis l'avancement final de la réaction (on peut s'aider d'un tableau d'avancement).
2.3. Montrer que la transformation n'est pas totale en calculant son taux d'avancement final.

3. Titrage de l'acide éthanoïque par une solution d'hydroxyde de sodium

Au laboratoire, l'étiquette d'un flacon d'une solution d'acide éthanoïque est effacée. On décide alors d'effectuer un titrage afin de déterminer la concentration molaire de cette solution.
Pour cela, on dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) *de concentration molaire égale à* $1{,}0\times10^{-2}$ mol.L^{-1} *et du matériel suivant :*

- *fioles jaugées de* 50 mL *et de* 100 mL ;
- *pipettes jaugées de* 5 mL *et de* 10 mL ;
- *bécher de* 100 mL ;
- *éprouvette graduée de* 50 mL *;*
- *eau déminéralisée.*

3.1. Avec la solution d'hydroxyde de sodium ainsi préparée, on procède au titrage de V_a = 20,0 mL de solution d'acide éthanoïque. Les valeurs du pH, en fonction du volume V_b de solution d'hydroxyde de sodium versé, sont données dans le tableau suivant :

V_b (mL)	0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0	18,5
pH	3,4	3,9	4,2	4,4	4,6	4,8	5,0	5,2	5,4	5,75	5,9

V_b (mL)	19,0	19,5	20,0	20,5	21,0	21,5	22,0	24,0	26,0	28,0	30,0
pH	6,1	6,4	8,3	10,3	10,7	10,9	11,0	11,3	11,5	11,6	11,7

3.1.1. Écrire l'équation de la réaction qui s'effectue entre la solution d'acide éthanoïque et la solution d'hydroxyde de sodium.
3.1.2. Exprimer la constante d'équilibre associée à cette équation, puis la calculer.
3.1.3. Déterminer, graphiquement, **sur la courbe donnée en annexe 2 à rendre avec la copie**, les coordonnées du point d'équivalence, en indiquant la méthode utilisée.
En déduire la concentration molaire c_a de la solution d'acide éthanoïque étudiée.

3.2. Pour un volume versé de 10,0 mL de solution d'hydroxyde de sodium, le pH a une valeur de 4,8.

3.2.1. Calculer la quantité $n_V(HO^-)$ d'ions hydroxyde versés depuis le début du titrage.
3.2.2. À partir de la valeur du pH, calculer la quantité $n_R(HO^-)$ d'ions hydroxyde restants dans la solution.
3.2.3. Comparer $n_V(HO^-)$ et $n_R(HO^-)$. Comment peut-on alors qualifier la transformation qui correspond à ce titrage acido-basique ?

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

