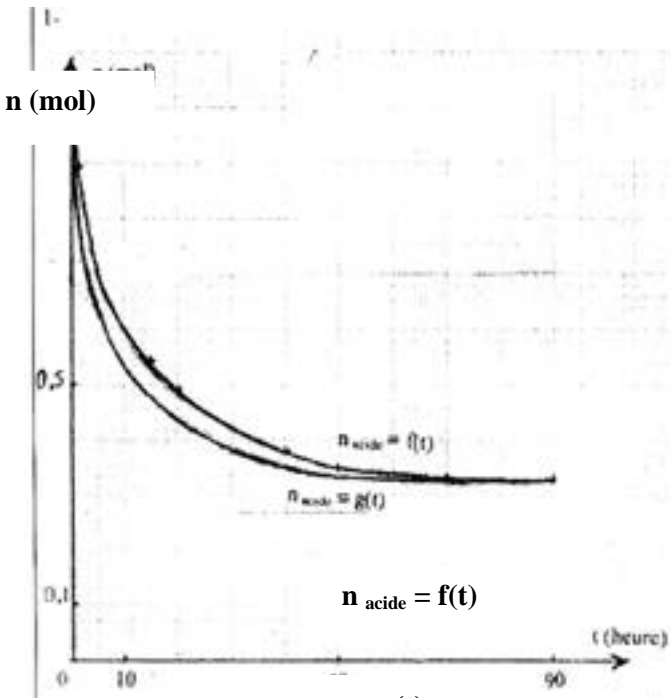


Réponses attendues	Remarques										
<p>I-</p>  <p>2- L'élévation de la température a vitesse de cette réaction. La réaction étant athermique, l'élévation de la température n'a pas d'effet sur la composition du mélange à l'équilibre. L'allure de la courbe, $n_{\text{acide}} = g(t)$, est indiquée sur le graphique ci-dessus.</p> <p>I -</p> <p>1- $\text{RCOOH}_{(l)} + \text{R}'\text{OH}_{(l)} \rightleftharpoons \text{RCOOR}'_{(l)} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>(l)</p> <table border="0"> <tr> <td>Etat initial</td> <td>1 mol</td> <td>1 mol</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>A l'instant t</td> <td>(1 - x) mol</td> <td>(1 - x) mol</td> <td>x mol</td> <td>x mol</td> </tr> </table> <p>2- La constante, K_c, de l'équilibre est donnée par :</p> $K_c = \frac{[\text{RCOOR}'][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{RCOOH}][\text{R}'\text{OH}]}$ <p>Les concentrations, à l'équilibre, sont :</p> $[\text{RCOOH}] = [\text{R}'\text{OH}] = \frac{0,33}{V} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et}$ $[\text{RCOOR}'] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1-0,33}{V} = \frac{0,67}{V} \text{ mol.L}^{-1}. \text{ D'où : } K_c = 4.$ <p>3- K_c est une constante qui ne dépend que de la température. Alors la présence d'acide sulfurique n'affecte pas la valeur de K_c.</p> <p>4- À $t = \infty$, l'équilibre s'établit, on a alors :</p> <p>$n_{\text{acide}} = (2 - x) \text{ mol}$; $n_{\text{alcool}} = (1 - x) \text{ mol}$ et $n_{\text{ester}} = n_{\text{eau}} = x \text{ mol}$ et :</p>	Etat initial	1 mol	1 mol	0	0	A l'instant t	(1 - x) mol	(1 - x) mol	x mol	x mol	
Etat initial	1 mol	1 mol	0	0							
A l'instant t	(1 - x) mol	(1 - x) mol	x mol	x mol							

$$4 = \frac{\frac{x^2}{V^2}}{(2-x)(1-x)}$$

Le calcul nous donne : $x^2 = 4(2 + x^2 - 3x)$.

$3x^2 - 12x + 8 = 0$. La résolution de cette équation donne deux valeurs :

$x' = 3,15 > 1$ à rejeter et $x'' = 0,845$ valeur acceptable, d'où :

$$n_{\text{ester}} = 0,845 \text{ mol.}$$

L'addition d'un excès d'acide carboxylique fait déplacer l'équilibre dans le sens de formation de l'ester.

En présence d'un large excès d'acide, la réaction tend vers sa limite maximale (n_{ester} tend vers 1, et la réaction devient quasi-totale).

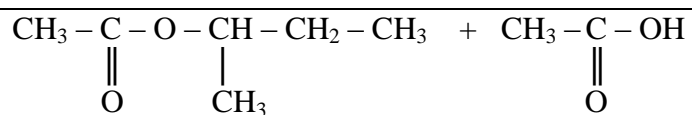
Deuxième exercice (7,5 points)

Réponses attendues	Remarques
<p>I-</p> <p>1- La coloration orange signifie que la valeur du pH de la solution est comprise entre les deux valeurs : 3,1 et 4,4. Cette valeur est supérieure à la valeur $-\log C_1 = 2$ ce qui prouve que la dissociation de l'acide éthanoïque est limitée et par conséquent il est un acide faible.</p> <p>2-</p> <p>a)</p> <p>b) L'équation de la réaction prédominante est celle de la réaction entre l'acide le plus fort et la base la plus forte apportés en quantités considérables :</p> $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HO}^- \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}.$ <p>c) $K_R = 10^{\Delta pK_a}$. $\Delta pK_a = pK_a(\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) - pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 14 - 4,75$ et $K_R = 10^{9,25} \gg 10^4$. La réaction est alors totale.</p> <p>d) La relation $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ permet de calculer le rapport</p> $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$	

<p> $\log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 8,4 - 4,75 = 3,65$, d'où : $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \approx 4467$. La concentration de l'acide est pratiquement nulle. Il a réagi presque totalement. </p> <p> II – 1- Le matériel utilisé pour faire le prélèvement comporte : la pipette de 10 mL, la pro pipette et un bécher. Le matériel utilisé pour réaliser le dosage comporte : la burette graduée de 25 mL, le bécher de 100 mL et l'agitateur magnétique avec le barreau aimanté. 2- À l'équivalence, on a : n CH₃COOH dans V_a = n HO⁻ dans 10,1 mL de la solution basique. Or dans une solution : n soluté (mol) = C (mol.L⁻¹)x V solution (L). D'où la concentration de l'acide éthanoïque dans (S) : $C_{(S)} = \frac{0,1 \times 10,1 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}} = 0,101 \text{ mol.L}^{-1}$. 3- La concentration du vinaigre est 1,01 mol.L⁻¹ car (S) est obtenue par dilution du vinaigre 10 fois plus. 100 mL du vinaigre ont une masse = 100 × 1,02 = 102 g. Cette masse contient n = 1,01 × 100 × 10⁻³ = 0,101 mol, soit 0,101 × 60 = 6,06 g. Le degré est alors $6,06 \times \frac{100}{102} = 5,94^{\circ}$. </p>	
---	--

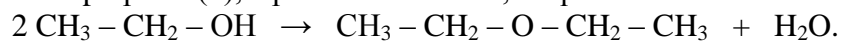
Troisième exercice (6 points)

Réponses attendues	Remarques
<p> I- 1- </p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\text{CH}_3 - \overset{\boxed{\text{O}}}{\parallel}{\text{C}} - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ <p>Éthanoate de propyle</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\boxed{\text{O}}}{\parallel}{\text{C}} - \text{NH}_2$ <p>Propanamide</p> </div> </div> <p> 2- Isomérisie de fonction, car le premier est un alcool et le second est un éther. 3- Cet isomère doit être un éthanoate d'un alkyle. Ce dernier comporte 3 atomes de carbone. La formule est alors : </p> <div style="text-align: center;"> $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{O} - \overset{\text{CH}_3}{\mid}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ </div> <p> II- 1- Les contenus des flacons (a) et (b) ont un pouvoir réducteur. Seuls les composés 1 (aldéhyde) et 2 (alcool secondaire), ont ce pouvoir réducteur. Le contenu du flacon (a) donne un test positif avec la D.N.P.H. donc il renferme dans sa molécule le groupement carbonyle : c'est le propanal. Le contenu du flacon (b) est donc l'alcool secondaire qui est le butan -2-ol. 2- Equation de cette réaction: </p> $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3 + \text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{O} - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{CH}_3 \rightarrow$	



III-

1- Pour préparer (3), à partir de l'éthanol, l'équation de la réaction est :



2- La suite des équations des réactions:

