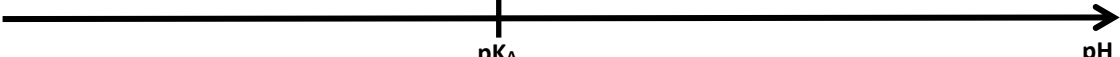
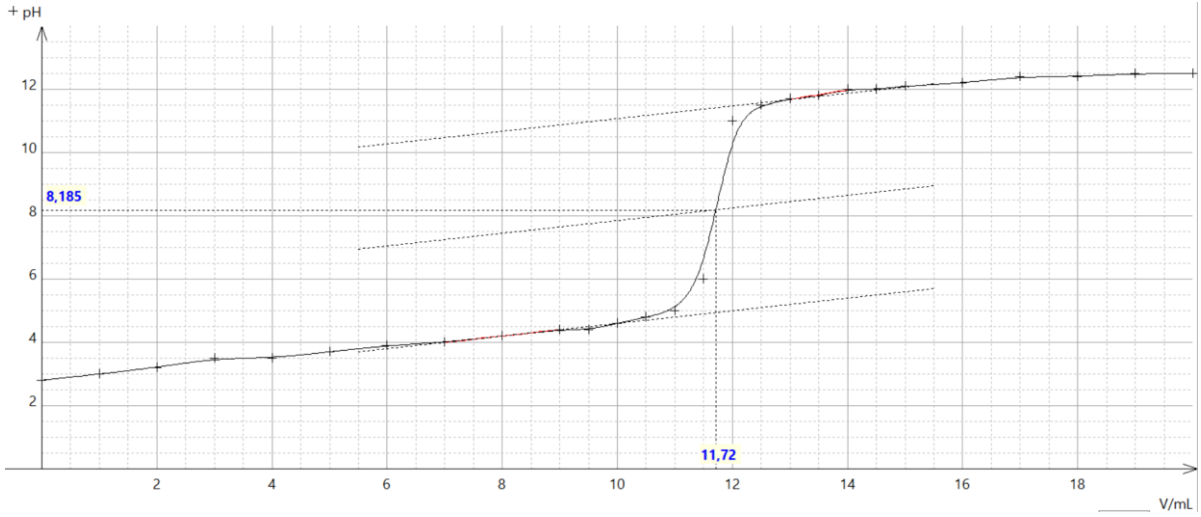


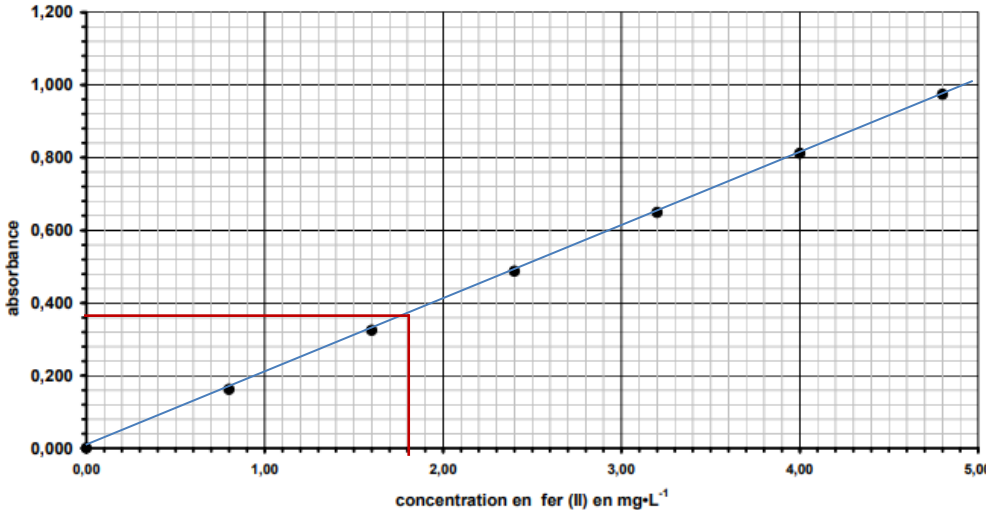
Feuilles-réponses à rendre détachées.

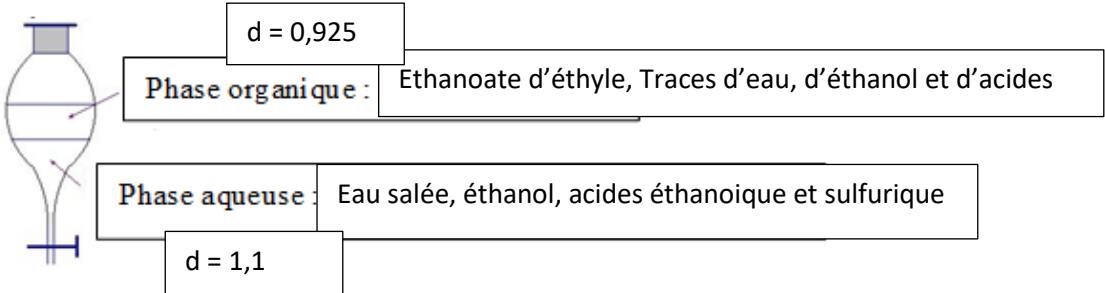
PENSEZ A REPORTER VOTRE NUMERO D'ANONYMAT SUR CHAQUE FEUILLE.

A.1.1	Représentation topologique	0.5
A.1.2	$\text{HO}-\text{CH}_2-\underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}-\text{OH}$	0.5
A.1.3	<p>– COOH : groupement carboxyle ; fonction acide carboxylique.</p> <p>– OH : groupement hydroxyle ; fonction alcool.</p>	2
A.1.4	<p>Formules de Lewis</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Acide glycolique :</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{C}-\text{C}=\overset{\ominus}{\text{O}} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O}-\text{H} \end{array}$ </div> <div style="text-align: center;"> <p>Ion glycolate :</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{C}-\text{C}=\overset{\ominus}{\text{O}} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{O} \ominus \end{array}$ </div> </div>	2
A.1.5	Un acide est faible lorsqu'il réagit avec l'eau de manière non totale et que cette réaction donne donc lieu à un équilibre chimique.	0.5
A.1.6	<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>Acide glycolique HOCH₂COOH</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>3,83</p> <p>↓ pK_A</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Ion glycolate HOCH₂COO⁻</p> </div> </div> 	0.5
A.1.7	Puisque pH < pK _A , c'est l'acide glycolique qui prédominera.	0.5
A.1.8	<p>Présence d'une bande caractéristique de la liaison C = O à 1700 cm⁻¹.</p> <p>La bande forte due à la liaison O – H de la fonction alcool à 3400 cm⁻¹ n'est pas facile à identifier du fait de la présence d'une bande large due à la liaison O – H vers 2800 cm⁻¹ de la fonction acide carboxylique.</p> <p>Enfin, une bande forte à 1050 cm⁻¹ est due à la liaison C – O de la fonction alcool.</p>	1.5
		8

A.2.1	Une réaction de dosage doit être totale, rapide et unique.		1
A.2.2	$\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$		1
A.2.3	$K(\text{T}) = \frac{\frac{[\text{A}^{-}]}{c^0} \times 1}{\frac{[\text{AH}]}{c^0} \times \frac{[\text{HO}^{-}]}{c^0}} = \frac{[\text{A}^{-}]_{\text{eq}} \times c^0}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}}$		0.5
A.2.4	$K_A = \frac{\frac{[\text{A}^{-}]}{c^0} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]}{c^0}}{\frac{[\text{AH}]}{c^0} \times 1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]_{\text{eq}} \times [\text{A}^{-}]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times c^0}$ $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]_{(\text{eq})} \times [\text{HO}^{-}]_{(\text{eq})}}{(c^0)^2}$		1
A.2.5	$K(\text{T}) = \frac{\frac{[\text{A}^{-}]}{c^0} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]}{c^0}}{\frac{[\text{AH}]}{c^0} \times \frac{[\text{HO}^{-}]}{c^0} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}]}{c^0}} = \frac{K_A}{K_E}$ $K(\text{T}) = \frac{10^{-3,83}}{10^{-14}} = 10^{10,17} = 1,5 \times 10^{10}$ K(T) est supérieur à 10^4 , la réaction de titrage peut donc être considérée comme totale.		2
A.2.6	$F = \frac{V_{\text{fil}}}{V_{\text{mère}}}$ Volume à prélever : $V_{\text{mère}} = \frac{V_{\text{fil}}}{F} = \frac{100,0}{20} = 5,0 \text{ mL}$ On utilise une pipette jaugée de 5,0 mL et une fiole jaugée de 100 mL.		1.5
			7

A.2.7	Par la méthode des tangentes, on trouve un volume équivalent $V_{\text{éq}} = 11,75 \text{ mL}$. (11,7-11,8) 		1
A.2.8	Le pH à l'équivalence est $\text{pH}_{\text{éq}} = 8,2$. L'indicateur coloré adapté est le rouge de crésol car sa zone de virage encadre le pH à l'équivalence.		0.5
A.2.9	A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques et ont totalement disparu.		0.5
A.2.10	$n_{\text{AH}} = n_{\text{HO}^-} \text{ donc } C'_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{\text{éq}} \Rightarrow C'_A = \frac{C_B \cdot V_{\text{éq}}}{V_A} = \frac{2,5 \times 10^{-1} \times 11,75}{10}$ $C'_A = 0,294 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ <p>Et $C_A = 20 \times C'_A$ soit $C_A = 5,88 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.</p>		1.5 0.5
A.2.11	Pour 1 litre de solution : Masse d'acide glycolique = $n \times M = 5,88 \times 76 = 447 \text{ g}$ Masse de solution = $\rho \times V = 1,28 \times 1000 = 1280 \text{ g}$ Pourcentage massique = $\frac{\text{Masse d'acide glycolique}}{\text{Masse de solution}} = \frac{447}{1280} = 0,35$ soit 35%.		2
A.2.12	Le pourcentage massique est supérieur à 20%, l'usage de cette solution d'acide glycolique est donc esthétique (dermatologique).		0.5
			6.5

B.1.1	$(\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}) \times 4$ $2 \text{NH}_3\text{OH}^+ \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ <hr/> $4 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{NH}_3\text{OH}^+ \rightarrow 4 \text{Fe}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + 6 \text{H}^+$		1.5
B.1.2	On choisit une longueur d'onde permettant d'avoir une absorbance maximale, de manière à limiter les incertitudes. $\lambda_{\text{max}} = 510 \text{ nm}$		0.5
B.1.3	Une solution est perçue de la couleur complémentaire à celle absorbée. Le maximum d'absorbance est dans le domaine du vert-bleu, la solution de complexe sera alors de couleur rouge orangé.		1
B.1.4	On fera le blanc avec la solution S_0 , qui contient le solvant mais pas de complexe.		0.5
B.1.5	$C_{m2} = \frac{n_2}{V_{\text{total}}} = \frac{C_{\text{mère}} \times V_2}{V_{\text{total}}} = \frac{20,0 \times 4}{50,0} = 1,60 \text{ mg.L}^{-1}$		1
B.1.6	La courbe d'étalonnage est une fonction linéaire, il y a donc proportionnalité entre l'absorbance A et la concentration en $[\text{Fe}(\text{phen})_3]^{2+}$ soit $A = k \times C$. Il s'agit de la loi de Beer Lambert		1
B.1.7	Lecture graphique : $A = 0,360 \Rightarrow C'_{m, \text{Fe}} = 1,80$  <p>Détails du graphique :</p> <ul style="list-style-type: none"> Axes : L'axe des ordonnées est l'absorbance (de 0,000 à 1,200), l'axe des abscisses est la concentration en fer (II) en mg.L^{-1} (de 0,00 à 5,00). Données expérimentales (points) : (0,00, 0,000), (0,50, 0,180), (1,00, 0,360), (1,50, 0,540), (2,00, 0,720), (2,50, 0,900), (3,00, 1,080), (3,50, 1,260), (4,00, 1,440), (4,50, 1,620), (5,00, 1,800). Équation de la droite : $A = 0,36 \times C$. Lecture : Pour $A = 0,360$, on trouve $C = 1,00 \text{ mg.L}^{-1}$ sur le graphique. Cependant, le texte indique $C'_{m, \text{Fe}} = 1,80$, ce qui correspond à la concentration de la solution mère avant dilution. 		1
B.1.8	On a introduit 5 mL de S dans une fiole de 50 mL : La solution S est 10 fois plus concentrée que la solution S' $C_{m, \text{Fe}} = C'_{m, \text{Fe}} \times 10 = 1,80 \times 10 = 18,0 \text{ mg.L}^{-1}$		0.5
		7	

B.1.9	$m_{Fe} = C_m \times V_s = 18,0 \times 0,500 = 9,00 \text{ mg} = 9,00 \times 10^{-3} \text{ g}$ $\% \text{ massique fer} = \frac{m_{Fe}}{m_{éch}} = \frac{9,00 \times 10^{-3}}{0,1034} = 0,0846 \text{ soit } 8,70 \%$		1.5
B.1.10	Les vernis à ongles peuvent contenir jusqu'à 10 % de pigments d'oxyde de fer donc le résultat est conforme.		0.5
B.2.1	Gants et lunettes (produits corrosifs) + Hotte Blouse !!		1
B.2.2	Montage B.		0.5
B.2.3	Le chauffage à reflux permet de chauffer et ainsi d'augmenter la vitesse de réaction sans perdre de matière.		1
B.2.4	L'acide sulfurique est un catalyseur de la réaction (sa présence réduit la durée de la réaction) : il est ajouté en très faible quantité et n'apparaît pas dans l'équation de la réaction.		1
B.2.5	L'ajout d'eau salée permet de réaliser un relargage afin de mieux séparer la phase aqueuse et la phase organique. En effet, la densité de l'eau salée est plus importante que celle de l'eau et l'ester y est encore moins soluble.		1
B.2.6	Schéma ampoule à décanter  <p>The diagram shows a separating funnel with two layers. The top layer is labeled 'Phase organique' with a density of $d = 0,925$ and contains 'Ethanoate d'éthyle, Traces d'eau, d'éthanol et d'acides'. The bottom layer is labeled 'Phase aqueuse' with a density of $d = 1,1$ and contains 'Eau salée, éthanol, acides éthanoïque et sulfurique'.</p>		1
B.2.7	L'ajout de solution d'hydrogénocarbonate à l'étape 3 permet de neutraliser les traces d'acide présentes dans la phase organique : $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad \text{ou} \quad \text{HCO}_3^- + \text{AH} \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$		1

B.2.8	$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{\rho_{\text{éthanol}} \times V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{0,789 \times 11,7}{46,1} = 0,200 \text{ mol}$ $n_{\text{acide éthanique}} = \frac{m_{\text{acide éthanique}}}{M_{\text{acide éthanique}}} = \frac{\rho_{\text{acide éthanique}} \times V_{\text{acide éthanique}}}{M_{\text{acide éthanique}}} = \frac{1,05 \times 14,3}{60,0} = 0,250 \text{ mol}$		1.5																					
B.2.9	D'après la stoechiométrie de la réaction, 1 molécule d'alcool réagit avec 1 molécule d'acide. Le réactif limitant est l'alcool.		1																					
B.2.10	$r = \frac{m_{\text{ester expérimentale}}}{m_{\text{ester théorique}}} = \frac{\rho_{\text{ester}} \times V_{\text{ester récupéré}}}{x_f \times M_{\text{ester}}} = \frac{0,925 \times 12,0}{0,200 \times 88,1} = 0,630 \text{ soit } 63,0 \%$ <p> $m_{\text{exp}} = 11,1 \text{ g}$ $m_{\text{théo}} = 17,62 \text{ g}$ </p>		1.5																					
B.2.11	$Q_r = \frac{n_{\text{ester}} \times n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{acide}} \times n_{\text{alcool}}}$ <p>Si n_{acide} ou n_{alcool} augmente alors Q_r diminue et devient inférieur à K. La réaction se produit alors dans le sens direct, celui de la formation de l'ester.</p>		1																					
B.2.12	<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <thead> <tr> <th colspan="2">Equation de la réaction</th> <th>$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$</th> <th>$+ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$</th> <th>$\rightleftharpoons$</th> <th>$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(l)}$</th> <th>$+ \text{H}_2\text{O}_{(l)}$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Etat initial</td> <td>$x=0$</td> <td>n_1</td> <td>n_2</td> <td></td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Etat final</td> <td>x_{eq}</td> <td>$n_1 - x_{eq}$</td> <td>$n_2 - x_{eq}$</td> <td></td> <td>x_{eq}</td> <td>x_{eq}</td> </tr> </tbody> </table>	Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$	$+ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(l)}$	$+ \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	Etat initial	$x=0$	n_1	n_2		0	0	Etat final	x_{eq}	$n_1 - x_{eq}$	$n_2 - x_{eq}$		x_{eq}	x_{eq}		1
Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$	$+ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(l)}$	$+ \text{H}_2\text{O}_{(l)}$																		
Etat initial	$x=0$	n_1	n_2		0	0																		
Etat final	x_{eq}	$n_1 - x_{eq}$	$n_2 - x_{eq}$		x_{eq}	x_{eq}																		
B.2.13	$Q_{r,eq} = K = \frac{n_{\text{ester}} \times n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{acide}} \times n_{\text{alcool}}} = \frac{x_{eq}^2}{(n_1 - x_{eq}) \times (n_2 - x_{eq})}$		0.5																					
B.2.14	$Q_{r,eq} \times (n'_1 - x_{eq}) \times (n_2 - x_{eq}) = x_{eq}^2$ <p>avec $x_{eq} = 0,96 \times x_{max} = 0,96 \times 0,200 = 0,192 \text{ mol}$; $Q_{r,eq} = K = 10,5$; $n_2 = 0,200 \text{ mol}$</p> <p>$n'_1 = 0,63 \text{ mol}$ ce qui correspond à un volume d'acide acétique égale à 36 mL</p>		2																					
B.2.15	On pourrait déplacer l'équilibre en éliminant l'un des produits de la réaction pendant la synthèse, par exemple avec un montage de Dean Stark qui piègerait l'eau.		0.5																					
			9																					