

- CORRECTION EXERCICES -

4 p40

1)  $A = \underbrace{\epsilon \cdot l}_{\text{constante}} \times C$  — concentration en mol/L

absorbance sans unité

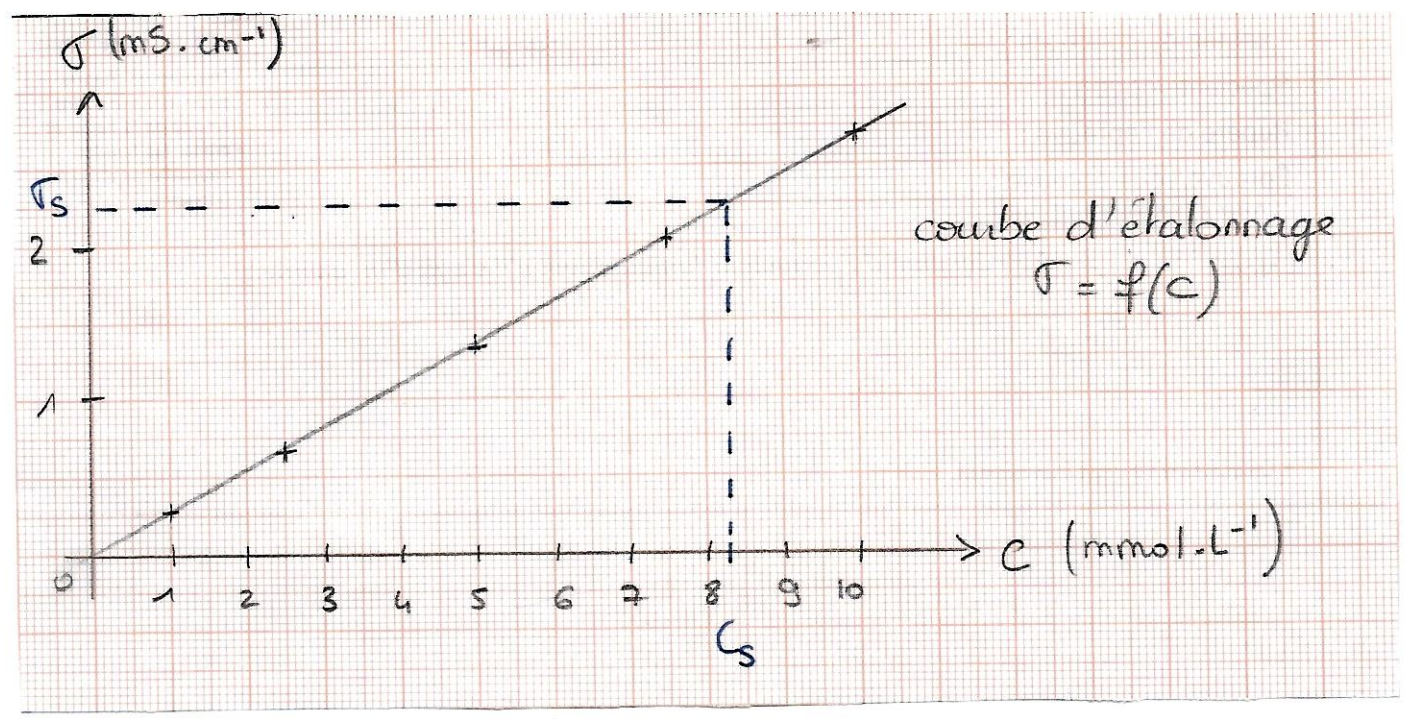
$\epsilon =$  coefficient d'extinction molaire  
 $l =$  longueur de la cuve

2) A est proportionnel à C, la loi est vérifiée si le graphe représente une droite, donc entre les concentrations 0 mol/L et 2,75 mol/L

3) Graphiquement lorsqu'on reporte la valeur de l'absorbance  $A_s = 1,25$ , on trouve 2,2 mmol/L.

5 p40

1)



2) La loi de Kohlrausch dit que  $\kappa$  est proportionnel à  $c$ , il faut donc avoir une droite lors du tracé de  $\kappa = f(c)$ . La courbe traduit bien ici la loi de Kohlrausch.

3)  $\kappa_s = 2,25 \text{ mS. cm}^{-1} \Rightarrow \underline{c_s = 8,3 \text{ mmol. L}^{-1}}$

$S_0$  a été diluée 100 fois donc

$$C_0 = 100 \times C_s$$

$$C_0 = 100 \times 8,3 = \underline{8,3 \cdot 10^2 \text{ mmol. L}^{-1}}$$

4) La solution est diluée pour que la conductivité soit proportionnelle à la concentration. Si on ne dilue pas, on n'obtiendrait pas de droite. Il faut que la concentration soit inférieure à  $10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

$$T^{\circ}\text{C} = -63^{\circ}\text{C} = -63 + 273 = 210\text{K}$$

$$V = 1,0 \text{ m}^3$$

$$n = 0,36 \text{ mol de CO}_2$$

$$1) \quad P V = n R T$$

$\text{Pa} \cdot \text{m}^3 = \text{mol} \cdot \text{Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{K}$

$$P = \frac{n R T}{V}$$

$$P_m = \frac{0,36 \times 8,314 \times 210}{1,0} = \underline{6,3 \cdot 10^2 \text{ Pa}}$$

$$2) \quad T^{\circ}\text{C} = 210\text{K}$$

$$V = 1,0 \text{ m}^3$$

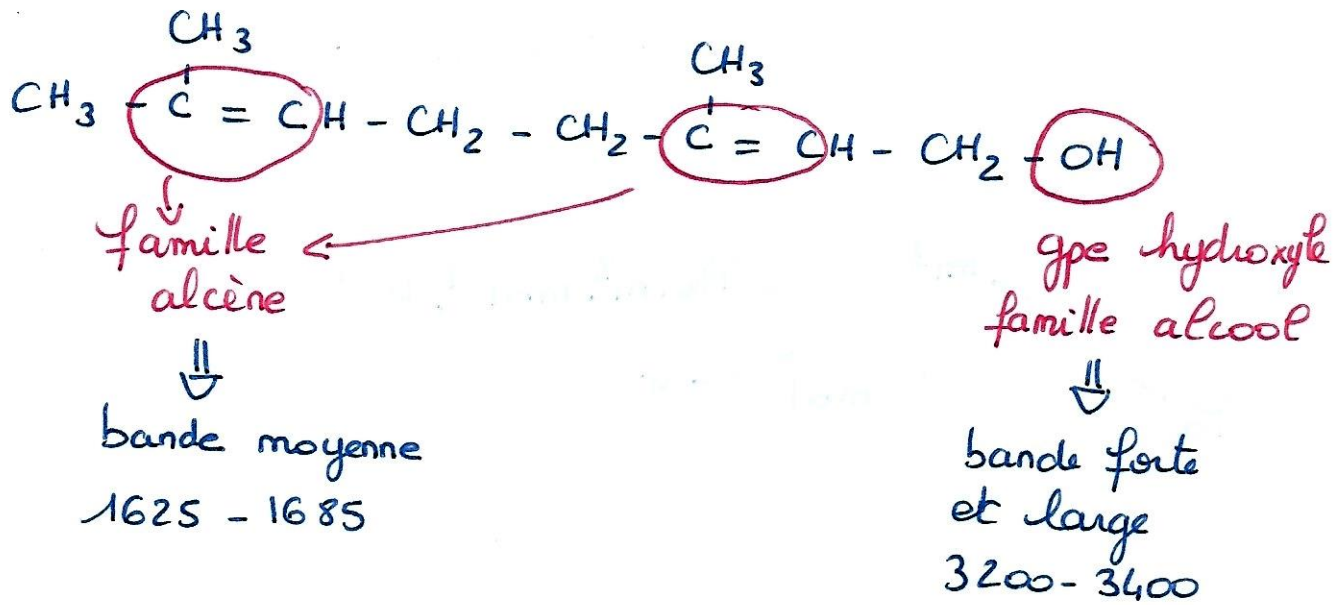
$$n = 58 \text{ mol}$$

$$P_T = \frac{58 \times 8,314 \times 210}{1,0} = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$\frac{P_T}{P_m} = \frac{1,0 \cdot 10^5}{6,3 \cdot 10^2} = 1,6 \cdot 10^2$$

la pression atmosphérique terrestre est  $1,6 \cdot 10^2$  fois plus grande que la pression atmosphérique marsienne.

11 p41



12 p41

1) Spectre d'absorption UV-visible

2)  $\xrightarrow{\text{UV} \quad \text{VISIBLE} \quad \text{IR}} \lambda \text{ (nm)}$   
400      800

la propanone absorbe dans l'ultra violet (UV) car le pic d'absorbance se situe dans les longueurs d'onde inférieures à 400 nm.

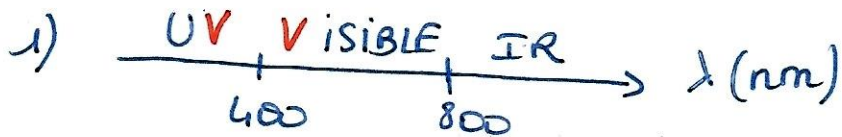
3) Comme la molécule absorbe dans l'ultra violet la molécule est incolore.

13 p41

TR1

Ch2

(3)



on voit que l'échelle des longueurs d'onde se situe entre 200 et 700 nm ce qui correspond au domaine UV et visible.

2) la solution absorbe vers 300 nm dans l'UV, mais aussi vers 660 nm dans le visible, elle est donc colorée.

3) le pic dans le visible étant vers  $\lambda = 660$  nm cela correspond au bleu de méthylène.

14 p41

1)  $C_s = 15 \text{ mmol/L}$

2)  $S_0$  a été diluée 10 fois donc

$$C_0 = 10 \times C_s = 10 \times 15 = 150 \text{ mmol/L}$$

$$\underline{C_0 = 1,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}}$$

3) 
$$t = C \times M \text{ — g/mol}$$
  
g/L                      mol/L

$$t_0 = 1,5 \cdot 10^{-1} \times 58,5 = \underline{8,8 \text{ g/L}}$$

4) notice: 0,85 g pour 100 mL

$$m = 0,85 \text{ g}$$

$$V = 100 \text{ mL} = 100 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$t = \frac{m}{V} \quad \begin{array}{l} \text{g} \\ \text{L} \end{array}$$

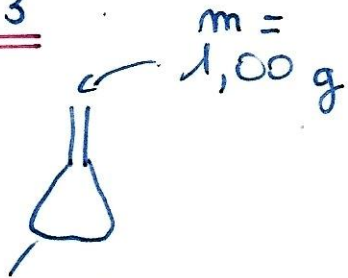
$$t = \frac{0,85}{100 \times 10^{-3}} = \underline{8,5 \text{ g/L}}$$

$$5) \quad r = \left| \frac{t_{\text{notice}} - t_0}{t_{\text{notice}}} \right| = \left| \frac{8,5 - 8,8}{8,5} \right| = 0,035$$

soit 3,5%

6) le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif est inférieur à 5% ce qui est le cas pour cette solution commerciale.

17 p. 43



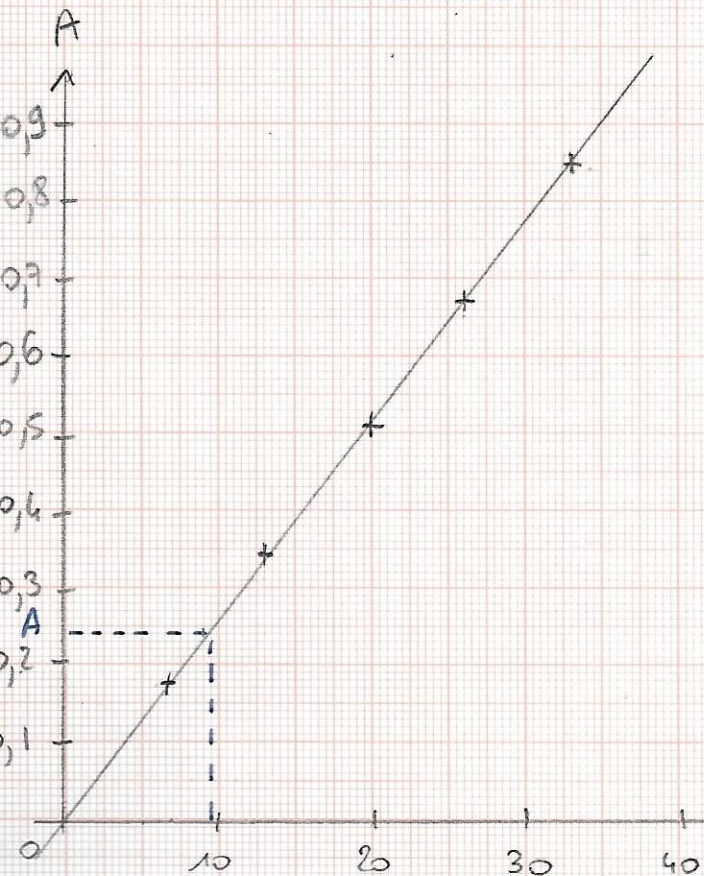
$$m = 1,00 \text{ g}$$

$$A = 0,241$$

$$V = 500 \text{ mL} = 500 \times 10^{-3} \text{ L}$$

- 1) Trasons la droite d'étalonnage  $A = f(c)$  pour trouver la concentration de la solution fabriquée, puis calculons la masse à partir de la concentration et la masse molaire.

TR1  
Ch2  
(4)



Courbe d'étalonnage

$$A = f(C)$$

$$C = 9,9 \mu\text{mol.L}^{-1}$$



Graphiquement, on trouve  $C = 9,9 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\underline{C = 9,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Pour retrouver la masse, nous allons utiliser les deux formules suivantes :

$$\begin{array}{l} \text{g/L} \\ \text{t} = \underset{\text{mol/L}}{C} \times \underset{\text{g/mol}}{M} \end{array} \quad \text{et} \quad \begin{array}{l} \text{t} = \frac{m}{V} \\ \text{g/L} \quad \text{L} \end{array}$$

soit  $\frac{m}{V} = C \times M$

$$\boxed{m = C \times M \times V}$$

$$m = 9,9 \cdot 10^{-6} \times 152,0 \times 500 \cdot 10^{-3}$$

$$\underline{m = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ g}} \quad \text{soit environ } 0,7 \text{ mg.}$$

2 - Nous avons trouvé qu'il y a :

0,7 mg de vanilline contient 1 g de sucre vanillé

on nous dit que

1 g de gousse de vanille contient de 5 à 25 mg de vanilline

l'étiquette dit : 4% en masse, soit qu'il y a 4 g de gousse de vanille dans 100 g de sucre vanillé

donc il y a

20 à 100 mg de vanilline dans 100 g de sucre vanillé

gousse de vanille	vanilline
1g	5 à 25mg
4g	?

?

dans 1 g de sucre vanillé

vanilline	sucre vanillé
20 à 100mg	100g
?	1g

il devrait y avoir entre 0,2 et 1 mg de vanilline dans 1 g de sucre vanillé. On a trouvé 0,7 mg, la mention sur l'étiquette est acceptable.

$$P = 1,00 \text{ bar} = 1,00 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$T^{\circ}\text{C} = 0^{\circ}\text{C} = 0 + 273 \text{ K} = 273 \text{ K}$$

$V = 1,00 \text{ L}$  d'eau oxygénée libère  $130 \text{ L}$  d' $\text{O}_2$

$$1) \quad V_{\text{O}_2} = 130 \text{ L} = 130 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Nous allons utiliser la formule  $PV = nRT$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1,00 \cdot 10^5 \times 130 \times 10^{-3}}{8,314 \times 273} = \underline{5,73 \text{ mol}}$$

2) D'après l'équation, la réaction étant complète, on peut écrire :

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{2} = n_{\text{O}_2}$$

$$\text{donc } n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times n_{\text{O}_2}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times 5,73$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = \underline{1,15 \cdot 10^1 \text{ mol}}$$

$$C = \frac{n}{V}$$

mol/L                      mol/L

$$C_0 = \frac{1,15 \cdot 10^1}{1,00}$$

$$C_0 = \underline{1,15 \cdot 10^1 \text{ mol/L}}$$

3) Peroxyde d'hydrogène en solution 35,0%  
veut dire

35,0g de  $H_2O_2$  pour 100g de solution  
d'eau oxygénée

Deux étapes sont nécessaires :

① Par le calcul, déterminer le volume  
correspondant aux 100g de solution  
d'eau oxygénée, puis faire un  
produit en croix pour trouver la  
masse de  $H_2O_2$  dans 1L de solution  
d'eau oxygénée.

② Par le calculer déterminer la  
concentration en masse de  $H_2O_2$   
à partir de  $C_0$  afin de pouvoir  
comparer.

①  $m_{\text{solution}} = 100 \text{ g}$

$d_{\text{solution}} = 1,13$

$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}}$  et  $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g/L}$

$\rho_{\text{solution}} = d \times \rho_{\text{eau}}$

$= 1,13 \times 1000$

$= 1130 \text{ g/L}$

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \begin{array}{l} \text{g/L} \\ \text{g} \\ \text{L} \end{array}$$

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{100}{1130} = 8,85 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

$\text{H}_2\text{O}_2$	solution eau oxygénée
35,0 g	$8,85 \cdot 10^{-2} \text{ L}$
?	1,0 L

$$\Rightarrow \frac{35,0 \times 1,0}{8,85 \cdot 10^{-2}} = 3,95 \cdot 10^2 \text{ g}$$

↳  
masse de  
 $\text{H}_2\text{O}_2$  dans  
1,0 L d'eau  
oxygénée

$$\textcircled{2} \quad C_0 = 1,15 \cdot 10^4 \text{ mol/L}$$

$$t = C \times M \quad \begin{array}{l} \text{g/L} \\ \text{mol/L} \\ \text{g/mol} \end{array}$$

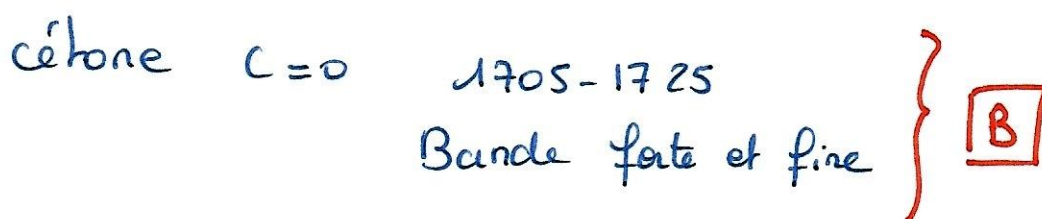
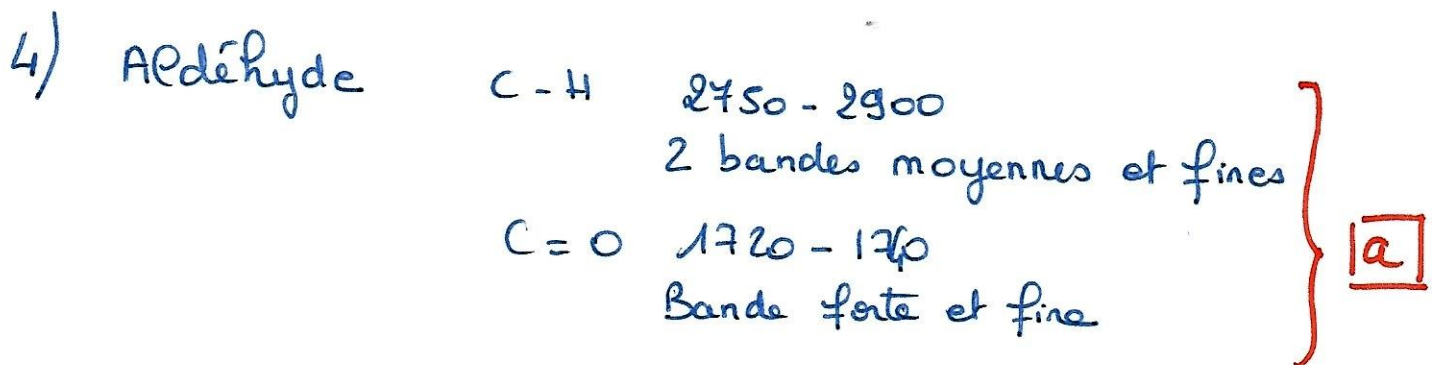
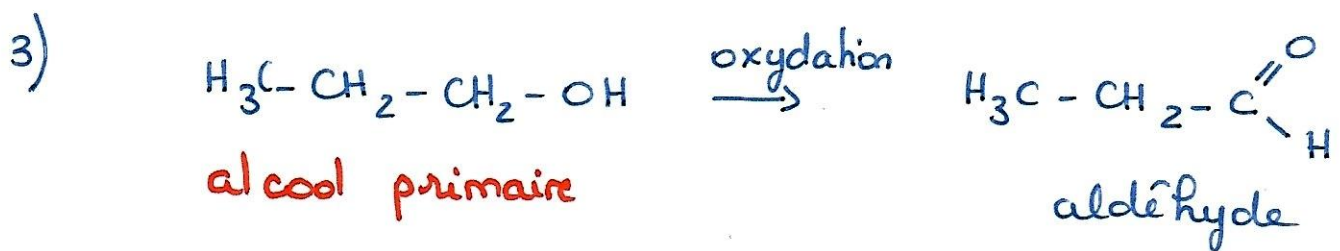
$$t = 1,15 \cdot 10^4 \times 34,0 = 3,91 \cdot 10^2 \text{ g/L}$$

↳  
masse de  $\text{H}_2\text{O}_2$   
dans 1,0 L de  
solution d'eau  
oxygénée trouvé  
expérimentalement.

d'indication de l'étiquette est vérifiée  
puisque les valeurs sont pratiquement identiques.



2) voir 1)



5) Les bandes caractéristiques de l'aldéhyde vont disparaître pour laisser place aux bandes caractéristiques des acides carboxylique

soit O-H 2500 - 3200  
Bande forte et très large

C=O 1680 - 1710  
Bande forte et fine