

# C02 – TP : Correction

## I- Travail préparatoire à faire à la maison

- 1- Si l'on augmente la concentration de la solution, la solution va devenir plus foncée et l'absorption de la solution va augmenter
- 2- Si l'on augmente l'épaisseur de solution traversée par la lumière, la couleur de la solution totale va paraître plus foncée et l'absorption de la solution va augmenter.
- 3- On se place à la longueur d'onde du maximum d'absorption, soit à 650 nm.
- 4- Le graphique n°1 nous indique que A et l sont proportionnels : on peut éliminer la proposition 2.  
Le graphique n°2 nous indique que A et c sont proportionnels : on peut éliminer la proposition 1.  
La bonne proposition est donc la proposition n°3.  $A = \varepsilon \times l \times c$

5- On peut écrire :  $\frac{A}{l \times c} = \varepsilon$

L'unité de  $\varepsilon$  est donc  $\frac{1}{\text{cm} \times \text{mol.L}^{-1}} = \text{L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$

6- On a :  $c_1 \times V_1 = c_0 \times V_{01} \rightarrow c_1 = \frac{c_0 \times V_{01}}{V_1} = 2,0.10^{-6} \text{ mol/L}$

De même :  $c_3 \times V_3 = c_0 \times V_{03} \rightarrow c_3 = \frac{c_0 \times V_{03}}{3} = 6,0.10^{-6} \text{ mol/L}$

On a  $c_2 \times V_2 = c_0 \times V_{02} \rightarrow V_{02} = \frac{c_2 \times V_2}{c_0} = 20 \text{ mL}$

De même  $c_4 \times V_4 = c_0 \times V_{04} \rightarrow V_{04} = \frac{c_4 \times V_4}{c_0} = 40 \text{ mL}$

| Solution fille                                                       | S <sub>1</sub>                        | S <sub>2</sub>                        | S <sub>3</sub>                        | S <sub>4</sub>                        |
|----------------------------------------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|
| Volume de la solution fille                                          | V <sub>1</sub> = 50 mL                | V <sub>2</sub> = 50 mL                | V <sub>3</sub> = 50 mL                | V <sub>4</sub> = 50 mL                |
| Concentration molaire de la solution fille (en mol.L <sup>-1</sup> ) | c <sub>1</sub> = 2,0.10 <sup>-6</sup> | c <sub>2</sub> = 4,0.10 <sup>-6</sup> | c <sub>3</sub> = 6,0.10 <sup>-6</sup> | c <sub>4</sub> = 8,0.10 <sup>-6</sup> |
| Volume de solution mère S <sub>0</sub> à prélever (en mL)            | V <sub>01</sub> = 10 mL               | V <sub>02</sub> = 20 mL               | V <sub>03</sub> = 30 mL               | V <sub>04</sub> = 40 mL               |

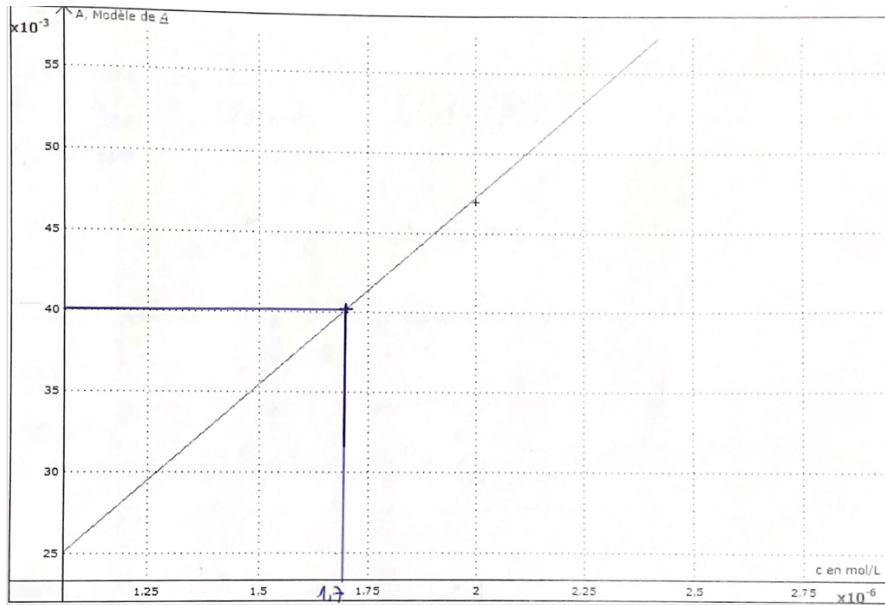
- 7- Les concentrations sont toutes inférieures à 0,1 mol/L : la loi de Beer-Lambert est valide.
- 8- Prélever 10 mL de solution mère à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL.  
L'insérer dans une fiole jaugée de 50 mL.  
Compléter avec de l'eau distillée jusqu'aux  $\frac{3}{4}$  de la fiole. Agiter.  
Remplir jusqu'au trait de jauge.
- 9- La préparation des solutions filles de concentration en bleu patenté différentes va permettre de réaliser une gamme étalon, ainsi qu'une droite d'étalonnage. En mesurant l'absorbance de la solution inconnue, nous pourrions la comparer à la droite d'étalonnage et trouver la concentration de la solution inconnue.

## II- Étude expérimentale

### 1- Préparation des solutions filles étalon

### 2- Tracé de la courbe d'étalonnage

| Solution                                        | S <sub>1</sub>   | S <sub>2</sub>                        | S <sub>3</sub>   | S <sub>4</sub>                        | S <sub>0</sub>                        | bonbons             |
|-------------------------------------------------|------------------|---------------------------------------|------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|---------------------|
| Concentration molaire (en mol.L <sup>-1</sup> ) | c <sub>1</sub> = | c <sub>2</sub> = 4,0.10 <sup>-6</sup> | c <sub>3</sub> = | c <sub>4</sub> = 8,0.10 <sup>-6</sup> | c <sub>0</sub> = 1,0.10 <sup>-5</sup> | C = ?<br>(inconnue) |
| Absorbance A                                    | 0,047            | 0,094                                 | 0,154            | 0,183                                 | 0,234                                 | 0,40                |



- 1- On obtient une courbe linéaire : c'est cohérent car la loi de Beer Lambert montre une relation de proportionnalité entre A et c.
- 2- On a :  $A = 21,6 \cdot 10^3 \times c$

### 3- Étude des bonbons

- 1- On lit sur la courbe :  $c_{\text{bonbon}} = 1,7 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$  (voir graphique)
- 2- On a donc  $n_{\text{bonbon}} = \frac{c_{\text{bonbon}} \times V}{2} = \frac{1,7 \cdot 10^{-6} \times 0,100}{2} = 8,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol}$ . (La solution a été faite avec 2 bonbons)
- 3- On a donc  $m_{\text{bonbon}} = n_{\text{bonbon}} \times M = 8,5 \cdot 10^{-8} \times 560 = 4,75 \cdot 10^{-5} \text{ g}$
- 4- Soit une personne de 60 kg, elle peut ingérer  $2,5 \times 60 = 150 \text{ mg}$  de bleu patenté par jour.

Cela correspond à  $\frac{150 \cdot 10^{-3}}{4,75 \cdot 10^{-5}} = 3157$  bonbons.

C'est un nombre très élevé : il y a très peu de colorant dans un bonbon. L'excès de sucre sera un problème bien plus important que l'excès de bleu patenté.

- 5- On utilise la valeur du coefficient directeur de la courbe. D'après la loi de Beer Lambert, on a :  $k = \varepsilon \times l$ .

$$\text{Ainsi, } \varepsilon = \frac{k}{l} = \frac{21,6 \cdot 10^3}{1,0} = 21,6 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$