

Exercices du chap.2 - correction

2 La pipette étant dix fois plus petite que la fiole, la concentration c' est le dixième de c , soit $c' = 5,0 \times 10^{-2} / 10 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

3 1. Entre S_1 et S_4 le facteur de dilution est 2/5. On peut donc préparer S_4 à partir de S_1 en prélevant S_1 à l'aide d'une pipette jaugée de 20 mL, et verser le prélèvement dans une fiole jaugée de 50 mL.

2. a. Si on ne dilue pas, elle ne rentre pas dans la gamme d'étalonnage, donc on ne peut rien comparer.

b. La solution S_3 a une concentration comprise entre $8,0 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $12 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, donc c_0 est comprise entre $8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $1,2 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

QCM **10** A et C **11** C **12** A et B **13** B et C

28 a. Cette solution absorbe dans le bleu et le vert, laisse passer le rouge, donc apparaît rouge.

b. Il faut utiliser la longueur d'onde du maximum d'absorption, 450 nm.

29 a. L'absorbance de la solution à 450 nm est $A_{450} = 1,8$.

La concentration de la solution est donc $c = \frac{A_{450}}{\epsilon_{450} \ell}$
 $= 6,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

b. L'absorbance à 500 nm de cette solution est $A_{500} = 1,0$.

Le coefficient d'absorption molaire de cette solution à 500 nm est donc $\epsilon_{500} = \frac{A_{500}}{\ell c} = 1,6 \times 10^2$.

30 a. Ce graphe montre bien une proportionnalité entre l'absorbance de la solution et la concentration du soluté coloré. La loi de Beer-Lambert est donc bien vérifiée.

b. Le coefficient directeur de cette droite est :

$k = \frac{1,4}{5} = 2,8 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, donc le coefficient d'absorption molaire de cette solution à 450 nm est $\epsilon = \frac{k}{\ell} = 2,8 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$.

31 a. D'après le graphe, la concentration de la solution est $2,4 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

b. D'après la loi de Beer-Lambert, la concentration de la solution inconnue est $c = \frac{0,68}{290 \times 1,0} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

37 a. Faux : une solution jaune laisse passer le jaune.

b. Faux : cela dépend des autres couleurs qu'elle laisse passer.

c. Vrai : on ne peut pas obtenir du jaune en superposant du bleu à une autre couleur.

38 a. $A_1 = \epsilon \ell_1 c_1 = 0,25$

b. $A_1 = \epsilon \ell_2 c_1 = 1,0$

c. $A_3 = \epsilon \ell_1 c_3 = 0,50$

d. $c_4 = \frac{A_4}{\epsilon \ell_1} = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

40 a. Les deux solutions laissent passer le vert et absorbent le rouge et le bleu, donc on les voit vertes.

b. L'absorbance de la solution de chlorophylle a à 420 nm est $A_a = 1,3$. Sa concentration est donc $c_0 = \frac{A_a}{\epsilon_a \ell} = 1,2 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. L'autre solution a la même concentration.

c. L'absorbance de la solution de chlorophylle b à 460 nm est $A_b = 1,7$. Son coefficient d'absorption molaire à 460 nm est donc $\epsilon_b = \frac{A_b}{c_0 \ell} = 1,4 \times 10^5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$.

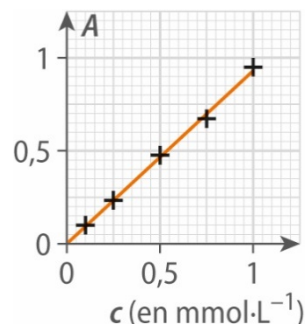
41 a. Voici le graphe.

Son coefficient directeur est $k = 9,3 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Le coefficient d'absorption molaire de l'espèce

absorbante est donc $\epsilon = \frac{k}{\ell} = 9,3 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$

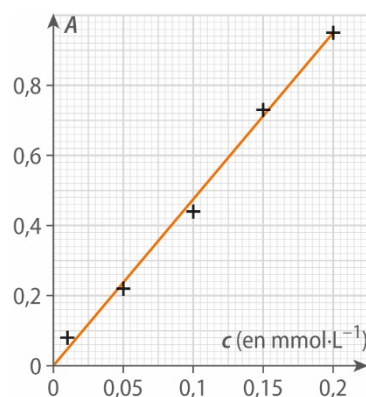
b. À l'aide du graphe on détermine la concentration de l'eau : $c = 0,90 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.



c. La concentration en masse correspondante est $C_m = c M_{\text{NO}_3^-} = 59 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$: l'eau est impropre à la consommation.

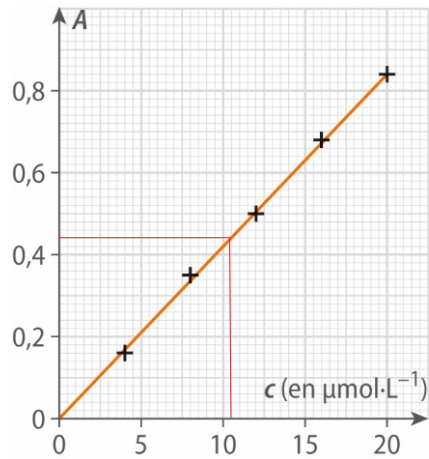
51 a. À 500 nm, la solution absorbe puisqu'elle est rouge. Donc on peut mesurer son absorbance.

b. Voir le graphe d'étalonnage (page suivante). Le coefficient directeur est $k = 4,8 \times 10^3 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.



c. Pour $A = 0,69$, on lit une concentration $c = 0,14 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. La concentration en masse est donc $C_m = c M_{\text{Fe}} = 7,8 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Celle de la solution issue du médicament était donc dix fois plus concentrée, soit $78 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Comme elle contenait tout le comprimé, cela fait 78 mg d'ions Fe^{2+} pour un comprimé.

56 Prenons une masse corporelle 70 kg. La masse de bonbons que l'on peut ingurgiter quotidiennement est $m_b = 70 \times 2,5 = 1,8 \times 10^2$ mg, soit $m_b = 0,18$ g. On trace le graphe d'étalonnage.



L'absorbance du bonbon étant 0,44, on en déduit la concentration en bleu patenté V dans la solution : $c = 10,5 \mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La solution issue d'un bonbon ayant un volume $V = 100$ mL, la quantité de matière de bleu patenté V dans un bonbon est $n = c \cdot V = 10,5 \times 10^{-6} \times 100 \times 10^{-3} = 1,05 \times 10^{-6}$ mol.

La masse de bleu patenté V dans un bonbon est donc $m_1 = n \times M = 1,05 \times 10^{-6} \times 582,2 = 6,11 \times 10^{-4}$ g.

Le nombre de bonbons qu'on peut manger chaque jour sans dépasser la DJA de bleu patenté V est donc

$$\frac{m_b}{m_1} = \frac{0,18}{6,11 \times 10^{-4}} = 2,9 \cdot 10^2 \text{ bonbons.}$$