

Partie A – Concentration en érythrosine dans la solution contenue dans la boîte de cerise

1. On choisit une longueur d'onde où l'espèce à doser absorbe beaucoup ; ici on choisira $\lambda_m = 520$ nm.

2. D'après la loi de Beer-Lambert, $A = \varepsilon \times l \times c \Leftrightarrow c = \frac{A}{\varepsilon \times l}$

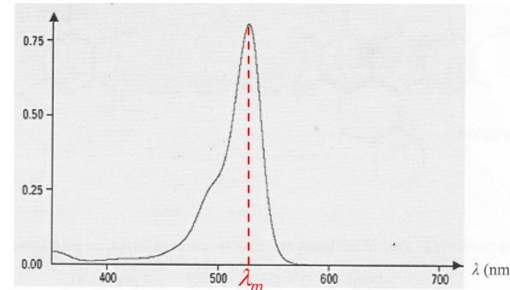
On considère que l'érythrosine E est la seule espèce qui

absorbe la lumière donc $[E] = \frac{A}{\varepsilon \times l}$

Vu que les valeurs de ε et de l sont connues, la mesure de A permettra de déterminer $[E]$.

Remarque : la valeur du coefficient d'absorption molaire ε dépend de la longueur d'onde, il faut donc comprendre que la valeur donnée est celle à laquelle la mesure est faite.

$$3. [E] = \frac{0,44}{8,2 \times 10^4 \text{ L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1} \times 1,0 \text{ cm}} = 5,4 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$\frac{0.44}{8.2E4} = 5.365853659E-6$$

4. La DJA est 0,1 mg/kg de masse corporelle donc une personne de 50 kg peut consommer $50 \times 0,1 = 5$ mg de E par jour.

Or $n(E) = [E] \times V$ et $m(E) = n(E) \times M(E)$ donc $m(E) = [E] \times V \times M(E)$

$$m(E) = 5,4 \times 10^{-6} \times 500 \times 10^{-3} \times 879,86 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ g} = 2,4 \text{ mg}$$

Cette valeur étant inférieure aux 5 mg calculés plus haut, une personne de 50kg peut effectivement consommer la totalité de la solution sans risque pour la santé.

$$\begin{aligned} & 5.365853659E-6 \\ \text{Rep} \times 0.500 \times 879.86 & \\ & 2.3606E-3 \end{aligned}$$

Partie B – Cinétique de la décoloration de l'érythrosine par l'eau de Javel

5. En lisant le protocole, on constate que la solution S_1 est préparée par dilution S_0 .

Déterminons d'abord la concentration en ions ClO^- dans la solution mère S_0 .

Les résultats intermédiaires ne seront pas arrondis.

Considérons un volume de solution $V_s = 1,000$ L (valeur exacte).

Ce volume de solution a une masse $m_s = 1095$ g (car la masse volumique vaut 1095 g.L^{-1}).

$$\text{Elle contient } 4,8\% \text{ en masse de } \text{ClO}^- \text{ soit } m(\text{ClO}^-) = \frac{4,8}{100} \times 1095 = 52,56 \text{ g.}$$

$$\text{Cela correspond à une quantité de matière } n(\text{ClO}^-) = \frac{m(\text{ClO}^-)}{M(\text{ClO}^-)} = \frac{52,56}{35,5 + 16,0} = 1,02 \text{ mol.}$$

$$\text{Ainsi, } C_0 = C(\text{ClO}^-) = \frac{n(\text{ClO}^-)}{V_s} = \frac{1,02}{1,000} = 1,02 \text{ mol.L}^{-1} \text{ pour la solution } S_0.$$

Lors de la dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $n = C_0 \times V_0 = C_1 \times V_j$

$$\text{Donc } C_1 = \frac{C_0 \times V_0}{V_j}$$

$$\text{Conclusion } C_1 = \frac{1,02 \times 30}{100} = 0,306 \text{ mol.L}^{-1} \approx 0,31 \text{ mol.L}^{-1} \text{ (2 CS comme le 4,8\% précédent)}$$

6. $n_{Ei} = [E] \times V_E$ soit $n(E)_i = 5,4 \times 10^{-6} \times 5,0 \times 10^{-3} = 2,7 \times 10^{-8} \text{ mol}$

$n_{Hi} = C_1 \times V_1$ soit $n(H)_i = 3,1 \times 10^{-1} \times 5,0 \times 10^{-3} = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

En tenant compte de la stœchiométrie de l'équation 1 :

$\frac{n_{Hi}}{1} \gg \frac{n_{Ei}}{1}$ donc les ions hypochlorite ClO^- sont en en large excès.

$1.02 \times 30 / 100$	
	$3.06 \text{ E } -1$
$\text{Rep} \times 5 \text{ E } -3$	
	$1.53 \text{ E } -3$

7. Par définition : $v = v_{\text{disp}}(E) = -\frac{d[E]}{dt}$

8. Dans le cas d'une loi de vitesse d'ordre 1 (par rapport à E), la vitesse de disparition de E est proportionnelle à sa concentration : $v = v_{\text{disp}}(E) = k \times [E]$.

9. Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ correspond à la durée pour que l'avancement atteigne la moitié de son évolution finale.

Ici, E étant le réactif limitant et la transformation étant totale, $[E]_{\infty} = 0$ ainsi $[E](t_{1/2}) = \frac{1}{2} \times [E]_0$.

Or $[E](t) = [E]_0 \times e^{-k \times t}$ donc $[E](t_{1/2}) = [E]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}}$.

En égalant les deux expressions de $[E](t_{1/2})$: $[E](t_{1/2}) = \frac{1}{2} \times [E]_0 = [E]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}}$.

Donc $\frac{1}{2} = e^{-k \times t_{1/2}}$, en appliquant la fonction ln de chaque côté de l'égalité, il vient :

$\ln\left(\frac{1}{2}\right) = \ln(e^{-k \times t_{1/2}})$

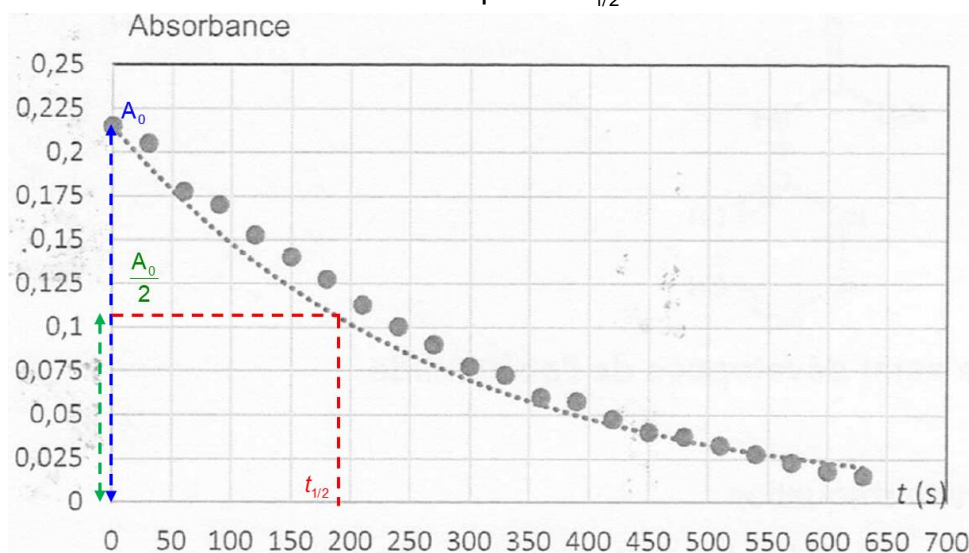
$\ln(1) - \ln(2) = -k \cdot t_{1/2}$

$\ln(2) = k \cdot t_{1/2}$ donc $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$.

10. D'après la question 2., $[E] = \frac{A}{\varepsilon \times l}$ avec ε et l constantes durant l'expérience.

Ainsi A et $[E]$ sont proportionnelles : si l'évolution de $[E]$ suit une loi de décroissance exponentielle, l'évolution de A suit une loi de décroissance exponentielle également.

11. En reprenant la définition du temps de demi-réaction donnée à la question 9., on se cherche la date à laquelle l'absorbance initiale a été divisée par 2 : $t_{1/2} = 190 \text{ s}$



Rq : c'est similaire au temps de demi-vie étudié en ES et qui sera revu (peut-être) en EDS après l'examen. Graphiquement, il suffit de mesurer la distance entre 0 et A0 sur le papier et de la diviser par 2.

Conclusion : on peut considérer que l'action décolorante de l'eau de Javel est assez rapide vu qu'en 3 minutes environ, la moitié du colorant a disparu.

Autre méthode : En reprenant la modélisation de la courbe donnée par le tableur

$$A = 0,215 \times e^{-0,0036 \times t} \text{ donc } k = 0,0036 \text{ s}^{-1}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k} \text{ donc } t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{0,0036} = 1,9 \times 10^2 \text{ s}$$