

**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  $\varepsilon$  et de  $l$  sont connues, la mesure de  $A$  permettra de déterminer  $[E]$ .

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

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

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.

**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  $\text{ClO}^-$  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  $1095 \text{ g.L}^{-1}$ ).

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$\frac{n_{Hi}}{1} \gg \frac{n_{Ei}}{1}$  donc les ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$  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 :

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

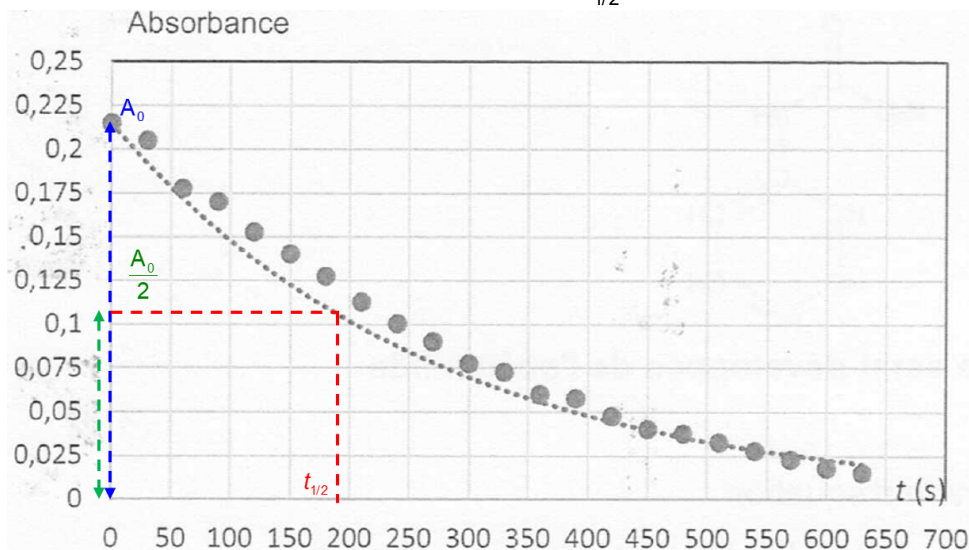
$$\ln(1) - \ln(2) = -k \cdot t_{1/2}$$

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

10. D'après la question 2.,  $[E] = \frac{A}{\epsilon \times l}$  avec  $\epsilon$  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 :  $t_{1/2} = 190$  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

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

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