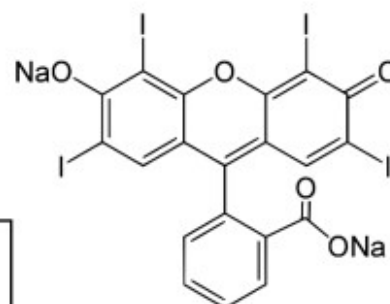


## Exercice 1 (1h 25 min)

L'érythrosine est un colorant synthétique rouge contenant de l'iode. Très soluble dans l'eau, ce colorant est utilisé pour colorer les aliments, notamment les cerises en conserve, ainsi que pour teinter des préparations microscopiques ou des médicaments. Les taches dues à ce colorant peuvent être traitées à l'eau de Javel.



## Document

La DJA (Dose Journalière Admissible qu'un individu peut ingérer sans risque pour sa santé) est de 0,1 mg/kg de masse corporelle, par jour.

Extrait de : <https://www.avenir-bio.fr/additif,E127>

Dans la **partie A**, on souhaite savoir si une solution d'érythrosine contenue dans une boîte de conserve de cerises respecte la DJA. La seule espèce colorée dans cette solution est l'érythrosine.

Dans la **partie B**, on s'intéresse à la cinétique de la décoloration de l'érythrosine par l'eau de Javel.

## Données

- Spectre d'absorption d'une solution aqueuse d'érythrosine de référence.

Absorbance  $A$

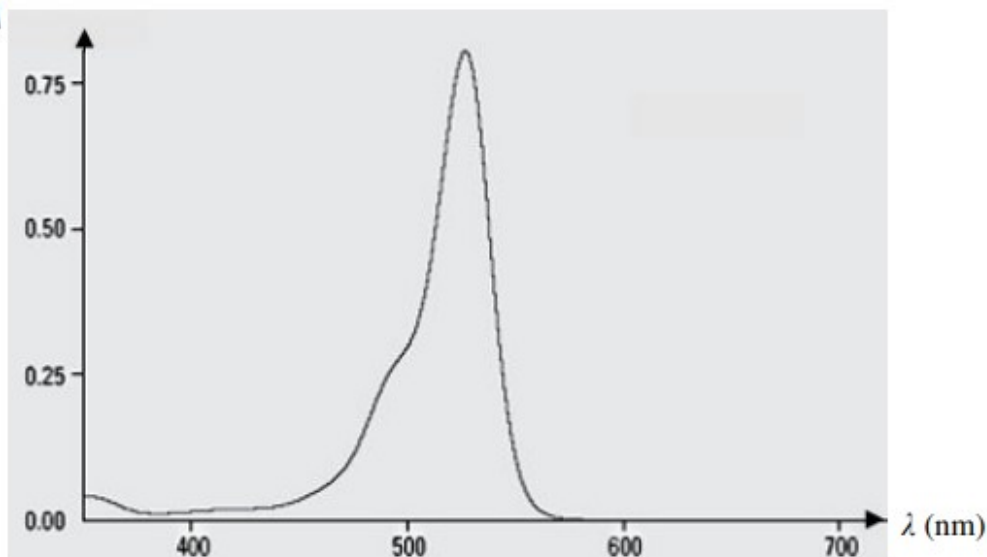


Figure 1 - Spectre d'absorption d'une solution aqueuse d'érythrosine

- Volume de la solution d'érythrosine extraite de la boîte de conserve de cerises :  $V = 500 \text{ mL}$
- Coefficient d'absorption molaire de l'érythrosine dans les conditions de l'expérience :  
 $\varepsilon = 8,2 \times 10^4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$
- Longueur de la cuve du spectrophotomètre :  $l = 1,0 \text{ cm}$
- Rappel de la loi de Beer-Lambert :  $A = \varepsilon \times l \times c$
- Masse volumique de l'eau de Javel utilisée :  $\rho_J = 1095 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$
- Masse molaire de l'érythrosine :  $M_E = 879,86 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Autres masses molaires :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

On note  $[E]$  la concentration en quantité de matière d'érythrosine dans la solution.

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

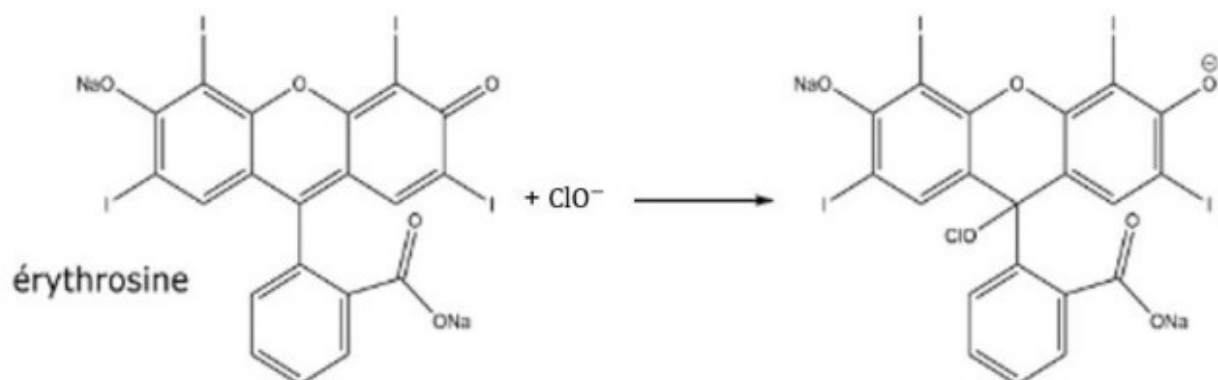
1. Proposer une valeur de la longueur d'onde  $\lambda_m$  à laquelle régler le spectrophotomètre.
2. À partir de la loi de Beer-Lambert, montrer que la mesure de l'absorbance de la solution étudiée permet de déterminer la concentration en érythrosine.

On mesure l'absorbance de la solution étudiée. La valeur obtenue est  $A_{\text{solution}} = 0,44$ .

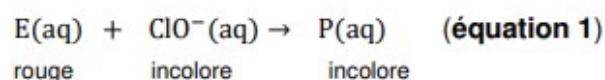
3. Montrer que la concentration de la solution en érythrosine est :  
 $[E] = 5,4 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
4. En s'appuyant sur la valeur de la DJA citée dans le **document** de l'introduction, montrer qu'une personne de 50 kg peut consommer la totalité de la solution contenue dans la conserve de cerises sans risque pour sa santé.

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

En cas de taches, l'érythrosine peut être décolorée par les ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$  apportés par une solution d'eau de Javel. Un composé incolore se forme selon l'équation :



Avec les notations E pour l'érythrosine et P pour le composé formé, on peut écrire :



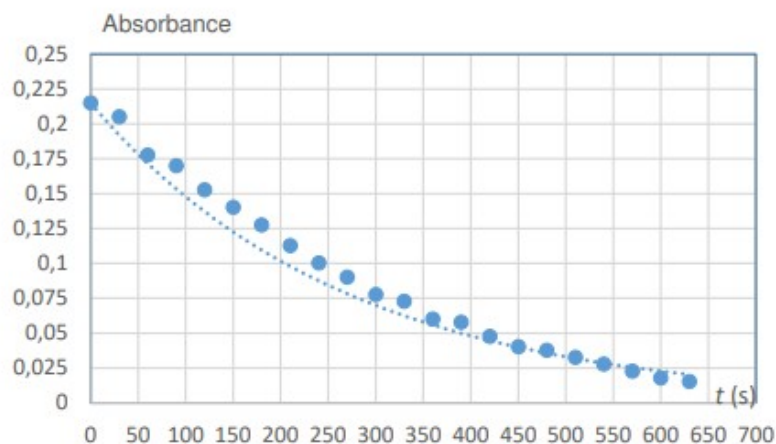
On s'intéresse à la rapidité avec laquelle l'eau de Javel permet d'effacer les taches d'érythrosine, dans le cas où l'ion hypochlorite est en excès.

### Protocole

Pour préparer la solution en ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$ , on utilise une solution commerciale  $S_0$  d'eau de Javel contenant 4,8 % en masse d'ion hypochlorite.

On prélève  $V_0 = 30$  mL de solution  $S_0$  que l'on verse dans une fiole jaugée de volume  $V_f = 100$  mL et on complète jusqu'au trait de jauge. On obtient ainsi une solution  $S_1$  de volume  $V_j = 100$  mL.

À la date  $t = 0$  s, on mélange  $V_1 = 5$  mL de solution  $S_1$  avec  $V_E = 5$  mL de solution d'érythrosine dont la concentration en érythrosine a été déterminée à la **question 3** et on mesure l'absorbance du mélange au cours du temps, voir **figure 2** ci-dessous.



Sur cette figure, on a superposé une modélisation, en pointillés, aux points expérimentaux. L'équation de la courbe de modélisation est donnée par le tableur :

$$A = 0,215 e^{-0,0036 t}$$

**Figure 2 – Évolution temporelle de l'absorbance de la solution d'érythrosine**

5. Montrer que la concentration de la solution  $S_1$  en ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  est  $C_1 = 3,1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
6. En calculant les quantités de matière initiales en érythrosine  $n_E$  et en ion hypochlorite  $n_H$ , montrer que les ions hypochlorite sont effectivement en excès.
7. Définir la vitesse volumique de disparition  $v$  de l'érythrosine en utilisant la notation  $[E]$ .
8. Donner l'expression de la vitesse volumique de disparition  $v$  de l'érythrosine en fonction de la concentration  $[E]$  et d'une constante  $k$  positive dans le cas où la loi de vitesse est d'ordre 1.

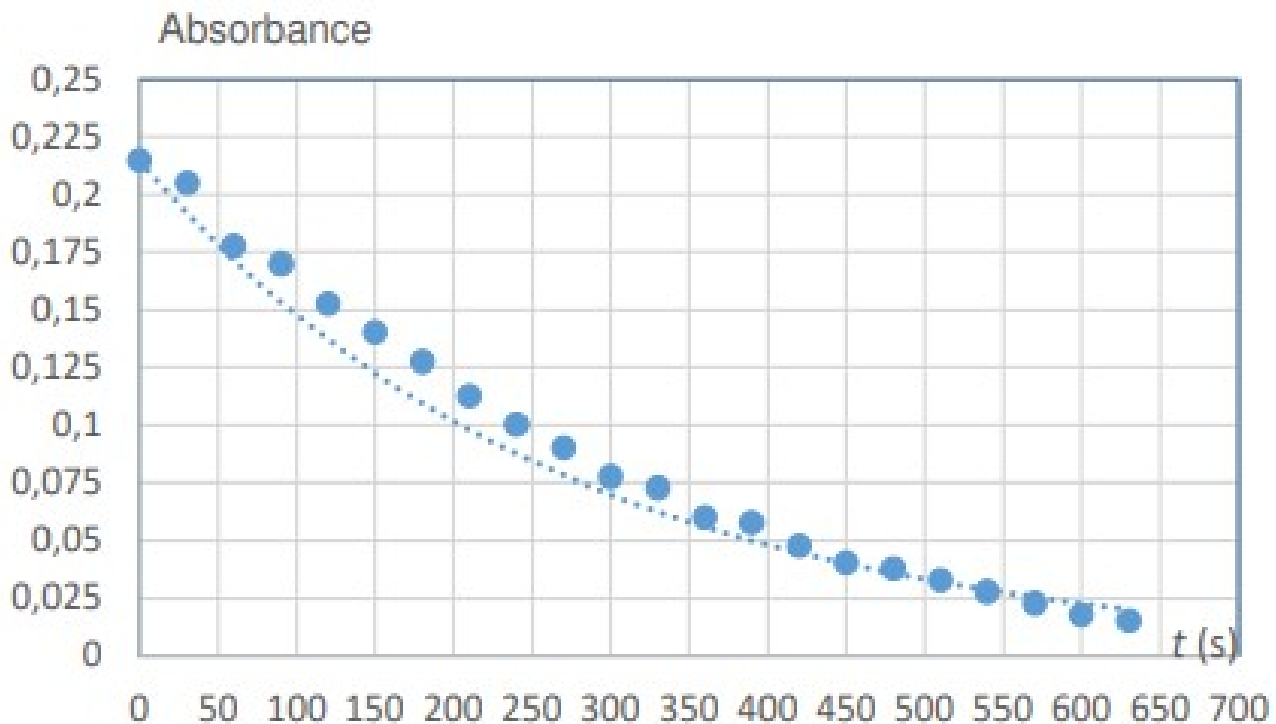
Dans le cas où la loi de vitesse est d'ordre 1, l'équation différentielle satisfaite par la concentration  $[E]$  est donc :  $\frac{d[E]}{dt} + k \times [E] = 0$ . Les solutions de cette équation différentielle sont de la forme :

$$[E](t) = [E]_0 e^{-kt}$$

Par ailleurs, on rappelle que, pour la fonction logarithme népérien, on a les relations :

$$\ln(a \times b) = \ln(a) + \ln(b) \quad \text{et} \quad \ln e^x = x$$

9. Montrer que le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  pour une loi de vitesse d'ordre 1 est donné par la relation :  $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$ .
  10. Montrer, en utilisant le résultat de la **question 2**, que si la décoloration de l'érythrosine suit une loi de vitesse d'ordre 1, alors l'évolution de l'absorbance en fonction du temps est une exponentielle.
  11. Déterminer la valeur de  $t_{1/2}$  en indiquant la méthode utilisée et conclure sur la rapidité de l'action de l'eau de Javel sur l'érythrosine.
12. Calculer la vitesse volumique de réaction à l'instant  $t = 150$  s (utiliser le graphe suivant).



## Exercice 2 mécanisme réactionnel (5 min)



Les plantes sont à la base de l'alimentation sur Terre.

Aujourd'hui, une des missions du chimiste est de proposer des produits naturels ou de synthèse permettant de protéger les plantes des insectes et des maladies tout en associant efficacité et respect de l'environnement.



Au-delà de leur mode d'obtention, il s'agit également d'utiliser ces produits de façon raisonnée en respectant les doses conseillées pour inscrire les pratiques agricoles dans une démarche de développement durable.

### 1. Chimie et lutte contre les insectes nuisibles pour certaines plantes

#### Document 1. Les produits phytosanitaires

Les pesticides sont des substances chimiques destinées à repousser ou à combattre les espèces indésirables de plantes ou d'animaux causant des dommages aux denrées alimentaires, aux produits agricoles, au bois et aux produits ligneux.

Un pesticide est une substance répandue sur une culture pour lutter contre des organismes considérés comme nuisibles. C'est un terme générique qui rassemble les insecticides, les fongicides, les herbicides, les parasitocides. Ils s'attaquent respectivement aux insectes ravageurs, aux champignons, aux « mauvaises herbes » et aux vers parasites.

Sont également inclus les régulateurs de croissance des plantes, les défoliants, les dessiccants, les agents réduisant le nombre de fruits ou évitant leur chute précoce, et les substances appliquées avant ou après récolte pour empêcher la détérioration des produits pendant leur stockage ou leur transport.

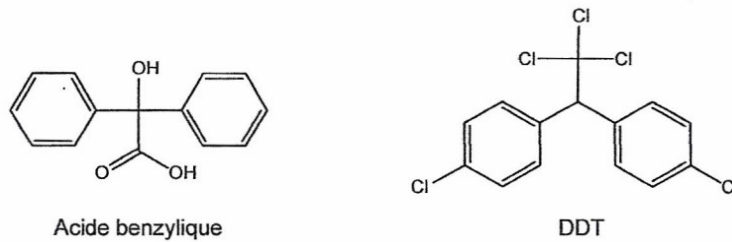
Mal utilisés (en termes de quantités) et en raison de leur faible pouvoir de dégradation, les pesticides peuvent s'accumuler dans la chaîne alimentaire et/ou contaminer les milieux naturels.

[www.actu-environnement.com/ae/dictionnaire environnement](http://www.actu-environnement.com/ae/dictionnaire%20environnement).

## Document 2. Les insecticides

Au début de la Seconde Guerre mondiale, le DDT (ou dichlorodiphényltrichloroéthane) est rapidement devenu l'insecticide le plus utilisé.

Dans les années 60, des études accusent le DDT d'être cancérigène et reprotoxique (il empêche la bonne reproduction des oiseaux en amincissant la coquille de leurs œufs). Son usage pour l'agriculture est désormais interdit dans la plupart des pays développés, et remplacé par des produits naturels ou de synthèse moins persistants mais plus chers tels que l'acide benzylique de formule chimique très proche du DDT ou des phéromones.

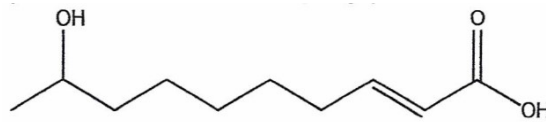


*D'après wikipedia*

Les phéromones, espèces chimiques ayant des propriétés odorantes agissant à grande distance et à dose infime, sont un moyen de communication chez les insectes.

Les phéromones sexuelles sont les premières qui ont été les mieux étudiées, conduisant à des applications pratiques en agriculture comme l'emploi de «pièges à phéromones » pour lutter contre les insectes. Ces pièges sont composés d'un attractif, un analogue de synthèse de la phéromone naturelle de la femelle de l'insecte à éliminer, et d'un système assurant la capture des mâles. Ils sont actuellement utilisés dans la lutte contre certains lépidoptères.

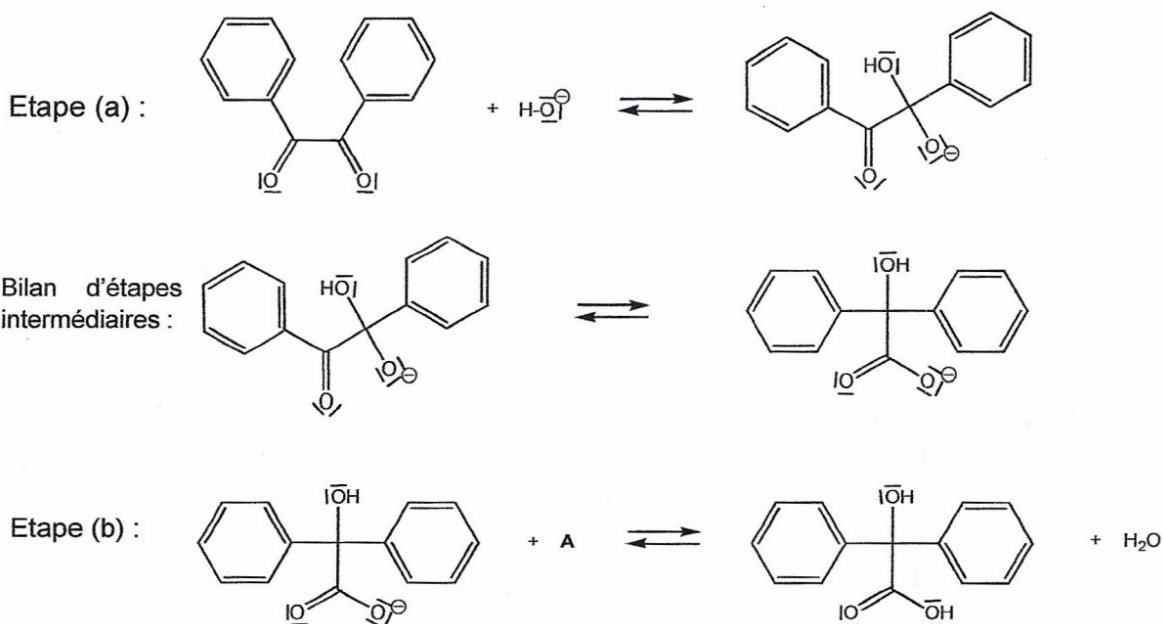
Par exemple, l'acide 9-hydroxydec-2-énoïque est une phéromone sécrétée par des insectes et utilisée dans certains « pièges à phéromones ». Sa formule topologique est la suivante:



### Autour de l'acide benzylique :

1.1. Recopier la formule de la molécule d'acide benzylique, entourer les deux groupes caractéristiques et indiquer le nom de la fonction organique associée.

1.2. Compléter l'étape (a) du mécanisme réactionnel de la synthèse de l'acide benzylique par le tracé des flèches courbes nécessaires.



1.3. Dans l'étape (b) du mécanisme réactionnel de la synthèse de l'acide benzylique, identifier le réactif A et préciser la nature de cette réaction. Justifier votre réponse.

24 x 0,25 = 6 points.

## Exercice 1 Bac 2023 Centres Étrangers 1 (jour 2) Correction

Bac 2023 Centres Étrangers 1 (jour 2)  
Spécialité physique chimie

Correction © <https://labolycee.org>

Exercice 2 – L'ÉRYTHROSINE, COLORANT ALIMENTAIRE (4,5 points)

6 points

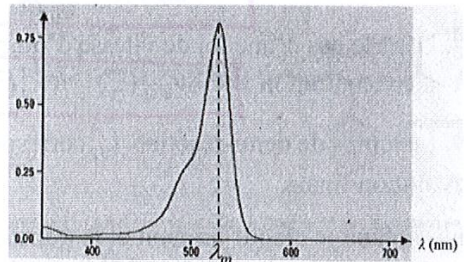
### Partie A – Concentration en érythrosine dans la solution contenue dans la boîte de cerise

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

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

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

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



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

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

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

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  $50 \times 0,1 = 5 \text{ mg}$  de E par jour.

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

5.365853659E-6  
Rep: 0.500\*879.86  
2.3606E-3

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

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<sub>1</sub> est préparée par dilution S<sub>0</sub>.

Déterminons d'abord la concentration en ions ClO<sup>-</sup> dans la solution mère S<sub>0</sub>.

Les résultats intermédiaires ne seront pas arrondis.

Considérons un volume de solution V<sub>S</sub> = 1,000 L (valeur exacte).

Ce volume de solution a une masse m<sub>S</sub> = 1095 g (car la masse volumique vaut 1095 g.L<sup>-1</sup>).

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

$m = \rho \cdot V$

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

$n = \frac{m}{M}$

1 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<sub>0</sub>.

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

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

$C_0 V_0 = C_1 V_j$

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

1 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*30/100	3.06E-1.
REP*5E-3	1.53E-3

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

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 :  $v = v_{disp}(E) = k \times [E]$ .

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 :

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

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

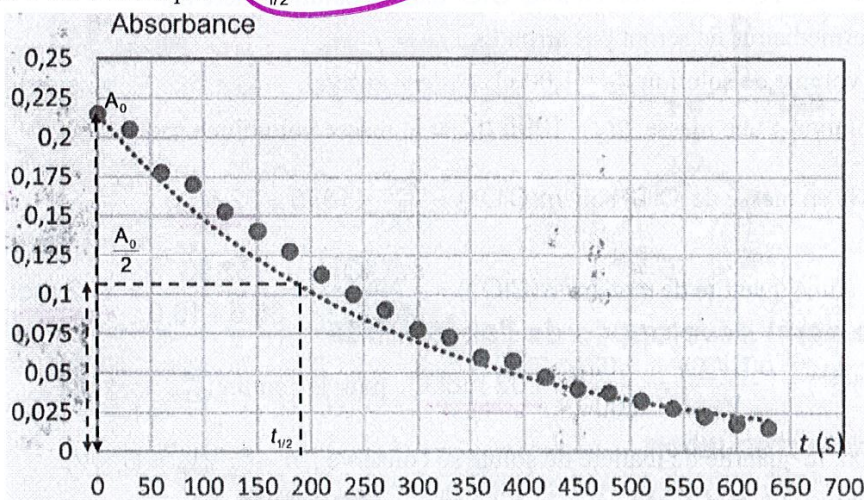
$\ln(2) = k \cdot t_{1/2}$  donc  $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$ .

*proportionnalité!*

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  $A_0$  sur le papier et de la diviser par 2.

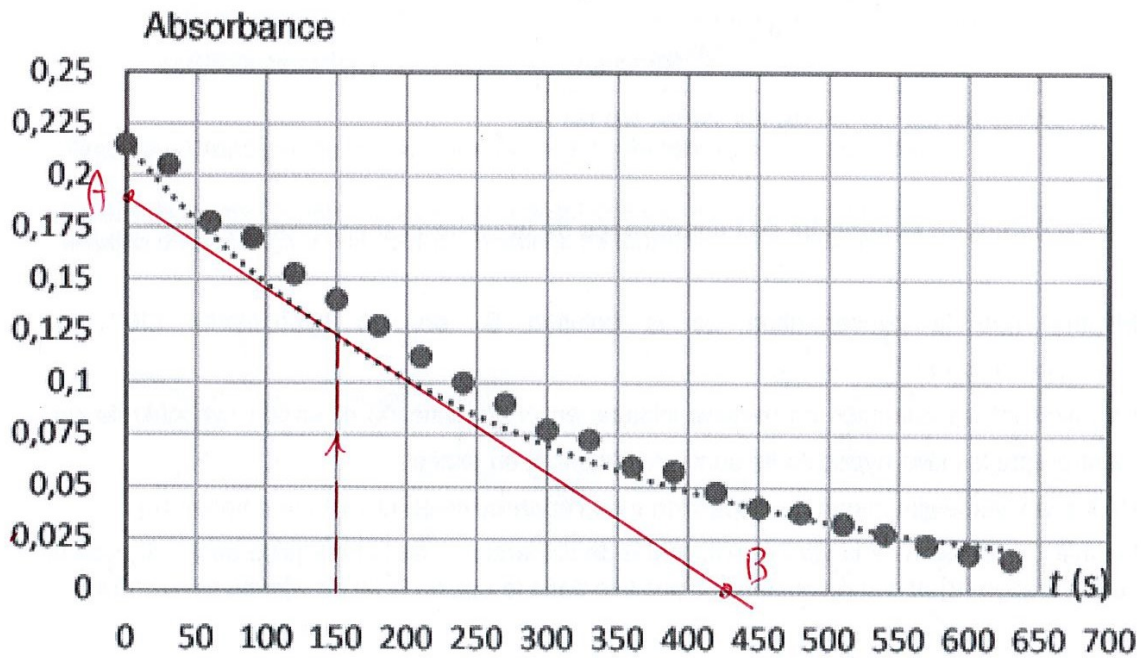
**Conclusion** : on peut considérer que l'action décolorante de l'eau de Javel est assez rapide vu qu'en 3 minutes environ, la moitié du colorant a disparu.

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

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

11 12.





$$v(150\text{s}) = - \frac{d[A]}{dt}$$

$$v(150\text{s}) = - \frac{1}{\epsilon \cdot l} \times \frac{dA}{dt} \quad \leftarrow \begin{array}{l} \text{coeff directeur} \\ \text{de la fonction} \\ \text{\`a la variable} \end{array} \Rightarrow k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A} = \frac{0 - 0,1875}{(425 - 0)\text{s}} = -4,4 \cdot 10^{-4} \text{s}^{-1}$$

$$v(150\text{s}) = - \frac{1}{8,7 \cdot 10^4 \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1} \times 1,0 \text{ cm}} \times 4,4 \cdot 10^{-4} \text{s}^{-1} = \underline{\underline{5,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}}$$