

Extrait bac 1:

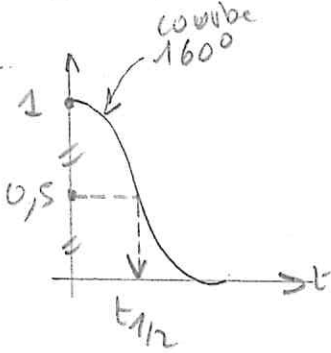
3.2.1.

La figure 4 met en évidence le facteur cinétique température.

Plus la température augmente, plus la durée de la réaction est courte

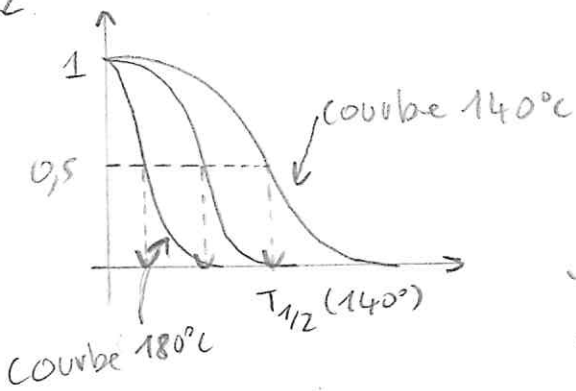
3.2.2. L'ion oxonium augmente la vitesse de cette transformation et n'apparaît pas dans l'équation-bilan, c'est donc un catalyseur.

B.3.1.



$$\left. \begin{array}{l} 1,4 \text{ cm} \longleftrightarrow T_{1/2} \\ 7,1 \text{ cm} \longleftrightarrow 350 \text{ min} \end{array} \right\} T_{1/2} = \frac{1,4 \times 350}{7,1} = 69 \text{ min}$$

3.32.



Graphiquement, on constate que:

$$T_{1/2}(140^\circ) > T_{1/2}(180^\circ)$$

donc quand la température augmente alors le temps de demi-réaction diminue.

Extrait bac 2:

D'après l'énoncé, si l'hydrolyse du saccharose suit une loi de vitesse d'ordre 1 alors $\ln[S] = -k \times t + \ln[S_0]$.

Le graphique représentant $\ln[S]$ en fonction du temps t est une droite qui ne passe pas par l'origine, donc la fonction étudiée est du type $\ln[S] = -k \times t + \ln[S_0]$ donc l'hypothèse de la cinétique d'ordre 1 est validée.

Extrait bac 3:

(2)

Au cours de l'étape 1, l'ion Fe^{3+} est consommé.

Au cours de l'étape 2, l'ion Fe^{3+} est régénéré.

L'ion Fe^{3+} joue donc le rôle de catalyseur.

Les réactions des étapes 1 et 2 sont rapides.

La réaction de l'équation 1 (sans catalyseur Fe^{3+}) est lente.

$$2. \quad v_{H_2O_2} = - \frac{d[H_2O_2]}{dt}$$

$$\text{ou cinétique d'ordre 1} \Rightarrow v_{H_2O_2} = k [H_2O_2]$$

$$\text{donc} \quad - \frac{d[H_2O_2]}{dt} = k [H_2O_2]$$

$$\frac{d[H_2O_2]}{dt} = -k [H_2O_2]$$

$$7. \quad [H_2O_2](0) = B \times e^{-k \times 0}$$

$$[H_2O_2](0) = B$$

donc B est la concentration initiale en $[H_2O_2]$: $[H_2O_2]_0$

8. On sait qu'une réaction suit une loi d'ordre 1 ③

$$\text{si } v_{\text{H}_2\text{O}_2} = k [\text{H}_2\text{O}_2]$$

donc si $\frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = -k [\text{H}_2\text{O}_2]$

donc si $[\text{H}_2\text{O}_2](t) = B \times e^{-kt}$

donc si $\ln \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0} = \ln \frac{B}{c^0} - kt$

donc si le graphique représentant $\ln \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0}$ en fonction du temps t est une droite qui ne passe pas par l'origine.

Or le graphique expérimental de la figure 2 représentant $\ln \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0}$ en fonction du temps t est une droite qui ne passe pas par l'origine donc la réaction étudiée suit une loi de vitesse d'ordre 1.

Valeur de la constante k :

k est égal à la valeur absolue du coefficient directeur a de la droite $Y = f(t)$: $(Y = \ln \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0})$

$$a = \frac{Y_B - Y_A}{t_B - t_A} = \frac{-3,5 - (-2,5)}{30 - 0} = -0,033 \text{ min}^{-1}$$

$$k = |a| = +0,033 \text{ min}^{-1}$$

Extrait bac 4

(4)

$$7. \quad v_E = - \frac{d[E]}{dt}$$

$$8. \quad v_E = k \times [E]$$

$$9. \quad [E](t_{1/2}) = [E]_0 e^{-k t_{1/2}}$$

$$\frac{[E]_0}{2} = [E]_0 e^{-k t_{1/2}}$$

$$\frac{1}{2} = e^{-k t_{1/2}}$$

$$\ln \frac{1}{2} = -k t_{1/2}$$

$$\ln 2^{-1} = -k t_{1/2}$$

$n x^n = n \times \ln x$) $-\ln 2 = -k t_{1/2}$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

0. Si la loi de vitesse est d'ordre 1,

alors $\frac{d[E]}{dt} + k[E] = 0$

alors $[E](t) = [E]_0 \times e^{-k t}$

or $A = k[E]$ loi de Beer Lambert

alors $A(t) = \underbrace{k[E]_0}_{\text{cte}} \times e^{-k t}$

alors $A(t)$ est une fonction exponentielle

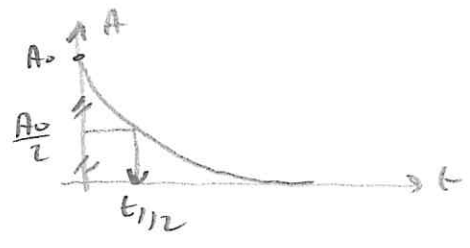
11. $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ ← question 9

or $A(t) = \text{cst} \times e^{-kt}$ ← question 10

or $A(t) = 0,215 e^{-0,0036 \times t}$ ← énoncé

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

rq: $t_{1/2}$ peut être aussi trouvé par lecture graphique mais, ici, c'est moins précis



• $t_{1/2} \approx 190 \text{ s} \approx 3 \text{ minutes} \Rightarrow$ les tâches disparaissent assez rapidement.

Extrait bac 5:

7. La courbe en pointillé - courbe passant à la modélisation d'une cinétique d'ordre 1 - passe très près des points expérimentaux donc la réaction étudiée suit une loi de vitesse d'ordre 1.

- Fonction modèle : $y = a \times e^{-b \times x}$
- Fonction "expérimentale" : $[I_{op}] = [I_{op}]_0 \times e^{-k \times t}$

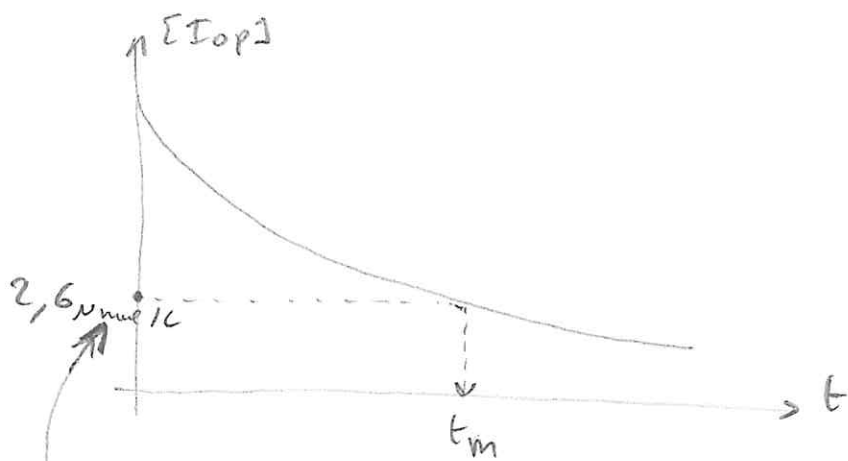
Par identification, on trouve :

$a = [I_{op}]_0$ et $b = k$

8. $C_m [I_{op}] = 2,0 \text{ mg/L} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ g/L}$

$$C_m [I_{op}] = [I_{op}] \times \eta [I_{op}] \Rightarrow [I_{op}] = \frac{C_m [I_{op}]}{\eta [I_{op}]} = \frac{2,0 \times 10^{-3} \text{ g/L}}{777} = 2,6 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = 2,6 \mu\text{mol/L}$$

6



position pas précise \Rightarrow résolution par calcul :

$$[I_{top}] = [I_{top}]_0 e^{-kt}$$

$$[I_{top}] = a e^{-bt}$$

$$[I_{top}] = 9,70 e^{-0,020 \times t}$$

On cherche la valeur de t_m pour $[I_{top}]_m = 2,6 \mu A$

$$[I_{top}]_m = a e^{-b \times t_m}$$

$$\frac{[I_{top}]_m}{a} = e^{-b \times t_m}$$

$$\ln \frac{[I_{top}]_m}{a} = -b \times t_m$$

$$t_m = -\frac{1}{b} \ln \frac{[I_{top}]_m}{a} = -\frac{1}{0,020} \times \ln \frac{2,6}{9,70} = \underline{\underline{66,}}$$

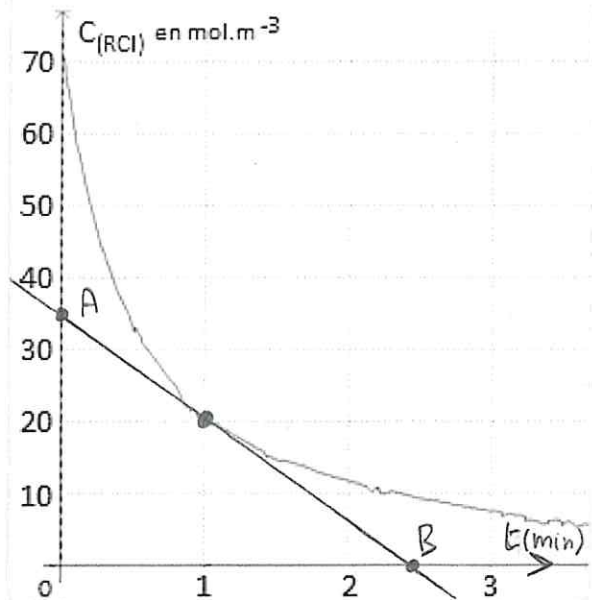
$$t_m = \frac{1}{b} \ln \left(\frac{[I_{top}]_m}{a} \right)^{-1} \quad \leftarrow -\ln x = \ln x^{-1}$$

$$t_m = \frac{1}{b} \ln \frac{a}{[I_{top}]_m}$$

$$t_m = \frac{1}{0,020} \times \ln \frac{9,70}{2,6} = \underline{\underline{66 s}}$$

Extrait bac 6:

3.

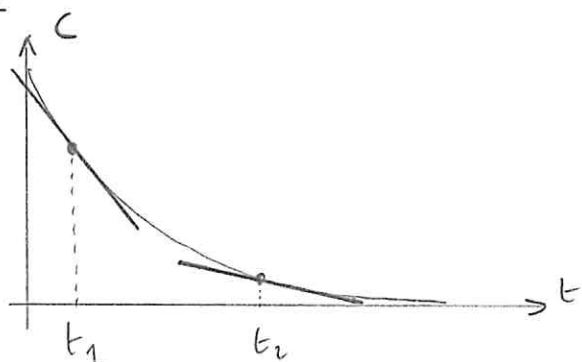


$$v_{RCl} = - \frac{dC}{dt}$$

$$v_{RCl} = - \frac{C_B - C_A}{t_B - t_A} = - \frac{0 - 35}{2,4 - 0} = 15 \text{ mol.m}^{-3}.\text{min}^{-1}$$

Extrait bac 7:

5.



• $v = - \left(\frac{dC}{dt} \right)$ ← coefficient directeur de la tangente à la courbe.

• D'après les 2 tangentes tracées ci-dessus: $v(t_1) > v(t_2)$ (la pente est plus forte à la date t_1 qu'à la date t_2) donc quand t augmente, la vitesse v diminue.

• lien avec un facteur cinétique:

comparaison de la concentration C à la date t_1 et à la date t_2 : → d'après le graphe $C(t_1) > C(t_2)$

• Conclusion:

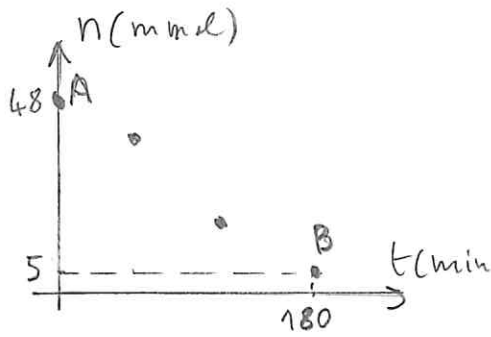
- à la date t_1 , la concentration est élevée et la vitesse de disparation est élevée
- à la date t_2 , c'est l'inverse (faible concentration)

et faible vitesse).

On met ainsi en évidence le Facteur cinétique : concentration des réactifs → plus la concentration d'un réactif est élevé, plus la vitesse de réaction est grande

Extrait bac 8:

1.3.



$$v = - \frac{dc}{dt} \quad \text{or} \quad c = \frac{n}{V} \quad \text{donc} \quad \frac{dc}{dt} = \frac{1}{V} \times \frac{dn}{dt}$$

\swarrow
v = cst

donc $v = - \frac{1}{V} \times \frac{dn}{dt}$

et $V_{moy} = - \frac{1}{V} \frac{\Delta n}{\Delta t}$

$$V_{moy} = - \frac{1}{V} \times \frac{n_B - n_A}{t_B - t_A} = - \frac{1}{4,0} \times \frac{5 - 48}{180 - 0} = 0,24 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

1.6.1. les 2 courbes théoriques (modèles) représentent n_{CO_2} en fonction du temps t.

• la courbe théorique n°2 ressemble à la courbe expérimentale de l'énoncé (n_{CO_2} en fonction du temps) donc la courbe 2 modélise mieux les résultats expérimentaux.

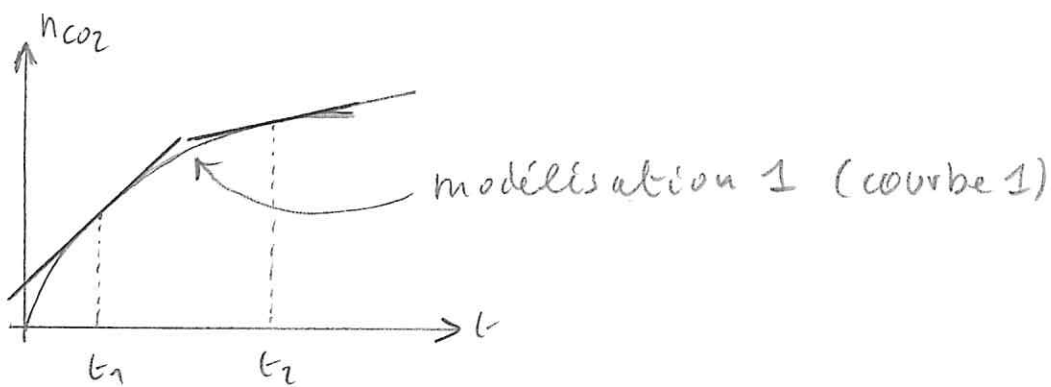
1.6.2. $v_{CO_2} = \frac{1}{V} \times \frac{dn_{CO_2}}{dt}$ ← coefficient directeur de la tangente "pente" ⑨

• or la courbe étudiée est une droite donc la "pente" est constante donc v_{CO_2} est constant.

1.6.3. Loi de vitesse d'ordre 1: $v_{\text{réactif}} = k \times [\text{réactif}]$

• quand t augmente, les réactifs de la réaction sont consommés donc leurs concentrations diminuent donc la vitesse $v_{\text{réactif}}$ diminue donc la vitesse v_{produit} diminue aussi (la réaction est de plus en plus lente)

1.6.4.



$v_{CO_2} = \frac{1}{V} \times \frac{dn_{CO_2}}{dt}$ ← coefficient directeur de la tangente "pente"

• A la date t_1 , la pente de la tangente est plus forte qu'à la date t_2 . donc $v_{CO_2}(t_1) > v_{CO_2}(t_2)$

• Conclusion: quand $t \uparrow$ $v_{CO_2} \downarrow$; ce qui est cohérent avec la question précédente (loi de vitesse d'ordre 1).

donc la courbe 1 peut modéliser une loi (10)
de vitesse d'ordre 1.

1.6.5. D'après la question 1.6.2 : $v_{CO_2} = \text{cte.}$

• D'après la question 1.6.3 : si loi de vitesse
d'ordre 1 alors $v_{CO_2} \downarrow$ au cours du temps

• Donc la production de CO_2 dans la pâte ne
suit pas une loi de vitesse d'ordre 1.