

CHAPITRE – SUIVI TEMPOREL D'UNE TRANSFORMATION

TRAVAIL AUTONOME PAGES 101 À 108



QCM

- ☐ Manuel p. 101
☐ Pronote



Focus MÉTHODE

- ☐ 8 p. 103
☐ 9 p. 103



Exercices corrigés

- ☐ 10 ☐ 11 ☐ 12
☐ 13 ☐ 14 ☐ 15
☐ 16 ☐ 17 ☐ 21
☐ 25



Exercices facultatifs

- ☐ 11 ☐ 14 ☐ 15
☐ 16 ☐ 18 ☐ 23
☐ 26

TRAVAIL AUTONOME PAGES 123 À 132



QCM

- ☐ 1, 2, 3, 9 p. 123
☐ Pronote



Focus MÉTHODE

- ☐ 12 p. 124
☐ 14 p. 125



Exercices corrigés

- ☐ 15 ☐ 21 ☐ 34



Exercices facultatifs

- ☐ 16 ☐ 27

• EXERCICE 19 PAGE 106

Temps de demi-réaction et vitesse volumique

*enseignement
explicite*

ANA je consulte le graphique pour identifier l'asymptote et le maximum de la courbe

ANA VAL je détermine la valeur de la concentration à 25 min et je compare avec le maximum attendu

RES je récite les propriétés d'un catalyseur

RES je récite la définition du temps de demi-réaction.

REA je cherche l'abscisse correspondant à la moitié de la concentration asymptotique.

RES je récite la méthode de mesure

REA je trace les deux tangentes et j'en calcule le coefficient directeur en m'aidant du quadrillage

ANA je tiens compte des unités

VAL je vérifie que la valeur obtenue plus tardivement est inférieure

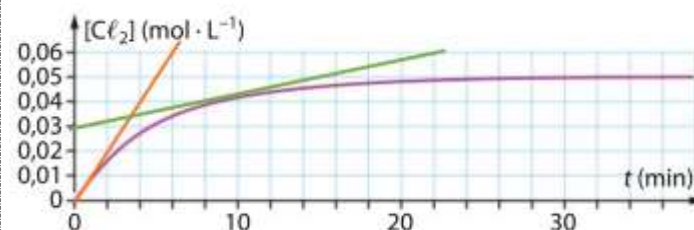
1. D'après le graphique, la courbe représentative présente une asymptote horizontale aux temps longs d'équation $[Cl_2] = 0,05 \text{ mol/L}$.

2. Par lecture graphique, à l'instant $t = 25 \text{ min}$, la concentration vaut un peu moins $0,05 \text{ mol/L}$ donc la transformation semble terminée.

3. Le catalyseur accélère la transformation sans en changer l'état final. Il a donc permis de réduire la valeur du temps de demi-réaction.

4. Le temps de demi-réaction est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale. On cherche donc la durée pour atteindre une concentration égale à $0,025 \text{ mol/L}$. Par lecture graphique, $t_{1/2} \approx 4 \text{ min}$.

5. La vitesse volumique s'obtient en calculant la pente de la tangente à la courbe à l'instant étudié.



À l'instant $t = 0$, la tangente à la courbe est tracée en orange. Elle passe par les points de coordonnées $(0 \text{ min} ; 0 \text{ mol/L})$ et $(6 \text{ min} ; 0,06 \text{ mol/L})$.

$$\text{Ainsi, } v_0 = \frac{0,06 - 0 \text{ mol/L}}{6 - 0 \text{ min}} = 0,01 \text{ mol/L/min}$$

À l'instant $t = 10 \text{ min}$, la tangente à la courbe est tracée en vert. Elle passe par les points de coordonnées $(0 \text{ min} ; 0,03 \text{ mol/L})$ et $(22 \text{ min} ; 0,06 \text{ mol/L})$. Ainsi,

$$v_{10} = \frac{0,06 - 0,03 \text{ mol/L}}{22 - 0 \text{ min}} = 0,001 \text{ mol/L/min.}$$

La vitesse a donc bien diminué à mesure que la transformation s'est opérée.

▪ EXERCICE 20 PAGE 106

Temps de demi-réaction, évolution de la concentration

1. Par lecture graphique, $[H_2O_2]_0 = 0,10 \text{ mmol/L}$
2. Par lecture graphique, à $t = 40 \text{ min}$, $[H_2O_2] \approx 0,018 \text{ mmol/L}$, cette valeur est non nulle, il reste du peroxyde d'hydrogène en solution, la transformation n'est pas achevée.
3. $t = t_{1/2}$ si $[H_2O_2] = \frac{[H_2O_2]_0}{2} = 0,05 \text{ mmol/L}$ soit, par lecture graphique, $t_{1/2} \approx 15 \text{ min}$.
4. Il est possible d'augmenter la température du système, d'entamer l'étude avec une concentration plus importante ou bien d'ajouter un catalyseur dans le système (comme par exemple ici un fil métallique d'argent ou de platine).
5. Par mesure des coefficients directeurs des tangentes à la courbe à ces deux dates,

$$v_0 = \left| \frac{0 - 0,10 \text{ mmol/L}}{20 - 0 \text{ min}} \right| = 0,005 \text{ mmol/L/min}$$

Et

$$v_{40} = \left| \frac{0 - 0,05 \text{ mmol/L}}{55 - 0 \text{ min}} \right| = 0,0009 \text{ mmol/L/min}$$

La vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée a donc bien diminué à mesure que la transformation s'est opérée.

▪ EXERCICE 22 PAGE 107

Temps de demi-réaction, évolution de la concentration

1. Puisqu'il s'agit d'une solution colorée, il est possible d'employer un colorimètre et d'exploiter la loi de Beer-Lambert (en cas de faibles valeurs de la concentration).

$$2. n(I^-)_0 = [I^-] \times V = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 50,0 \text{ mL} = 12,5 \text{ mmol.}$$

$$n(S_2O_8^{2-})_0 = [S_2O_8^{2-}] \times V = 1,00 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 50,0 \text{ mL} = 50,0 \times 10^{-3} \text{ mmol.}$$

Comparons aux nombres stœchiométriques :

$$\frac{n(I^-)_0}{2} \neq \frac{n(S_2O_8^{2-})_0}{1}$$

Les réactifs n'ont donc pas été introduits dans les proportions stœchiométriques, les ions iodure ont été introduits en excès.

3. La forte concentration en ions iodure permet d'accélérer la transformation.

4. Comme la demi-quantité initiale de iodure est bien supérieure à celle des ions peroxodisulfate, ce sont ces derniers qui sont réactifs limitants, alors $x_{\max} = 50,0 \times 10^{-6} \text{ mol}$.

Ainsi,

$$[SO_4^{2-}]_{\max} = \frac{2x_{\max}}{V_{\text{total}}} = \frac{2 \times 50,0 \times 10^{-6} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 100,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol/L et}$$

$$[I_2]_{\max} = \frac{x_{\max}}{V_{\text{total}}} = 50,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

5. Comme $x = n(I_2)$, $x = [I_2] \times V_{total}$. Par ailleurs, $[S_2O_8^{2-}] = \frac{n(S_2O_8^{2-}) - x}{V_{total}}$

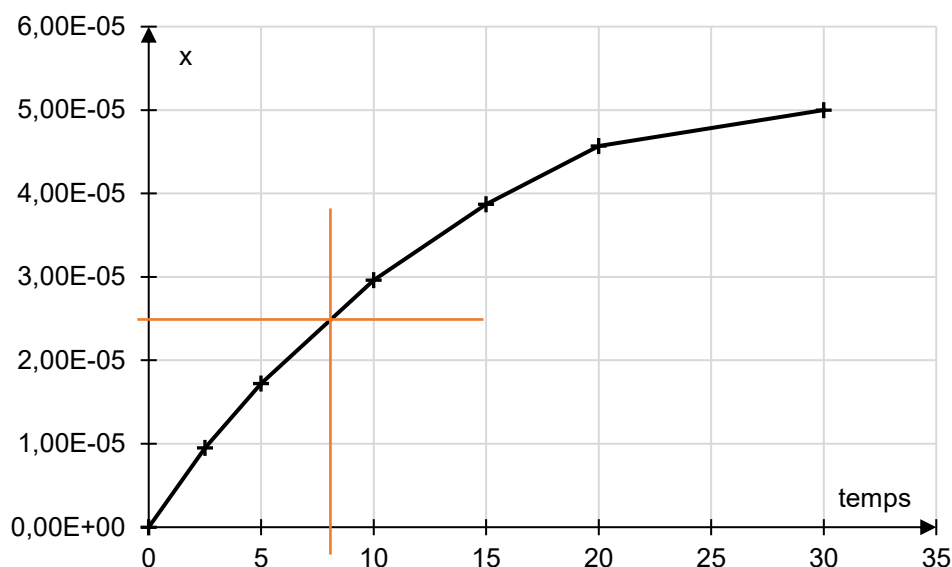
t (min)	0	2,5	5	10	15	20	30
$[I_2]$ (en 10^{-5} mol/L)	0	9,5	17,2	29,6	38,7	45,7	50
x (mol)	0	$9,5 \times 10^{-6}$	$1,72 \times 10^{-5}$	$2,96 \times 10^{-5}$	$3,87 \times 10^{-5}$	$4,57 \times 10^{-5}$	$5,0 \times 10^{-5}$
$[S_2O_8^{2-}]$ (mol/L)	5×10^{-4}	$4,05 \times 10^{-4}$	$3,28 \times 10^{-4}$	$2,04 \times 10^{-4}$	$1,13 \times 10^{-4}$	$4,30 \times 10^{-5}$	0

6. Nous observons à $t = 30$ min, que la concentration en diiode vaut 50×10^{-5} mol/L, ce qui est la valeur maximale espérée d'après la question 4. La transformation est donc bien terminée.

7. Il s'agit, dans les trois cas de figure, de chercher au bout de combien de temps la demi-valeur finale est atteinte (pour les grandes croissantes), la demi-valeur initiale est atteinte (pour les grandeurs décroissantes). Aucun calcul n'est réalisable (comme demandé dans la consigne) sauf en modélisant les données par une exponentielle.

Par lecture des données du tableau, on peut estimer que la valeur du temps de demi-réaction est compris entre 5 et 10 min.

En modélisant $x = f(t)$,



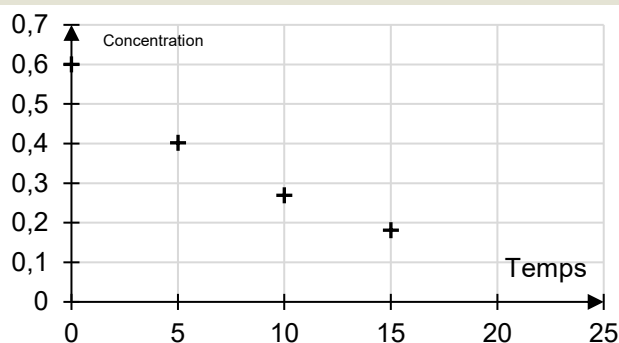
▪ EXERCICE 22 PAGE 127

Loi d'ordre 1

1. Voir graphique ci-contre. Dans le cas d'une loi cinétique d'ordre 1, on attend une représentation graphique semblable à une exponentielle décroissante et qui tend vers 0 aux temps longs.

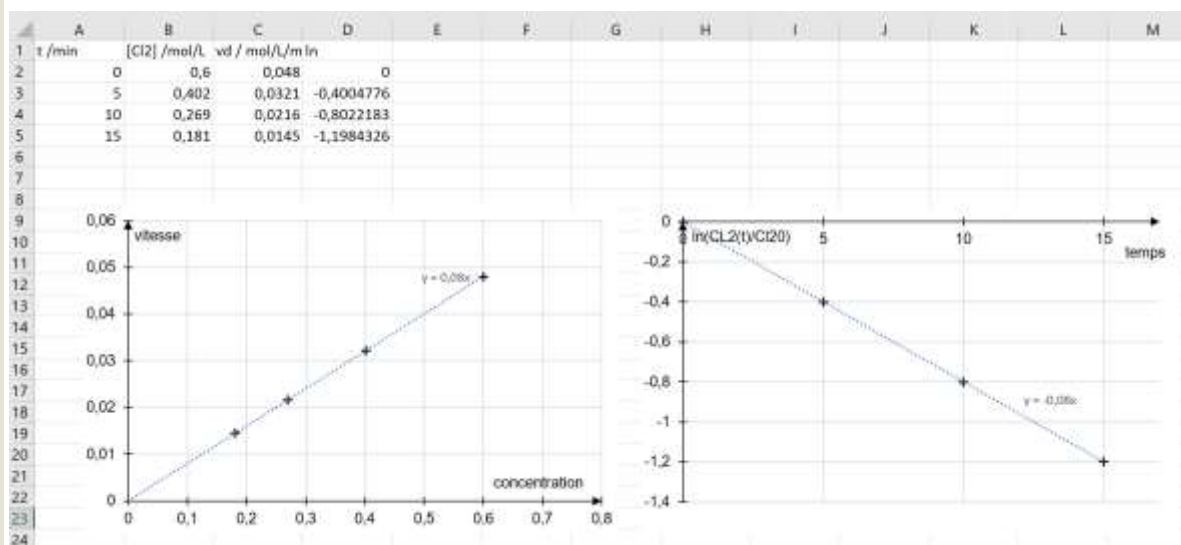
2. Si $[Cl_2]$ varie comme une exponentielle du temps, on peut tracer $\ln\left(\frac{[Cl_2](t)}{[Cl_2]_0}\right) = f(t)$ qui correspond alors à un modèle linéaire.

3. Dans le cas d'une cinétique d'ordre 1, la vitesse de disparition d'un réactif est proportionnelle à sa concentration. On peut donc tracer $v_d = f([Cl_2])$ en espérant obtenir un graphique bien modélisé par une fonction linéaire.



4. Sur l'impression d'écran ci-dessous, le premier graphique représente $v_d = f([Cl_2])$ et il est bien modélisable par un modèle linéaire. Le deuxième graphique à droite représente

$\ln\left(\frac{[Cl_2](t)}{[Cl_2]_0}\right) = f(t)$ qui est également bien modélisable par un modèle linéaire.



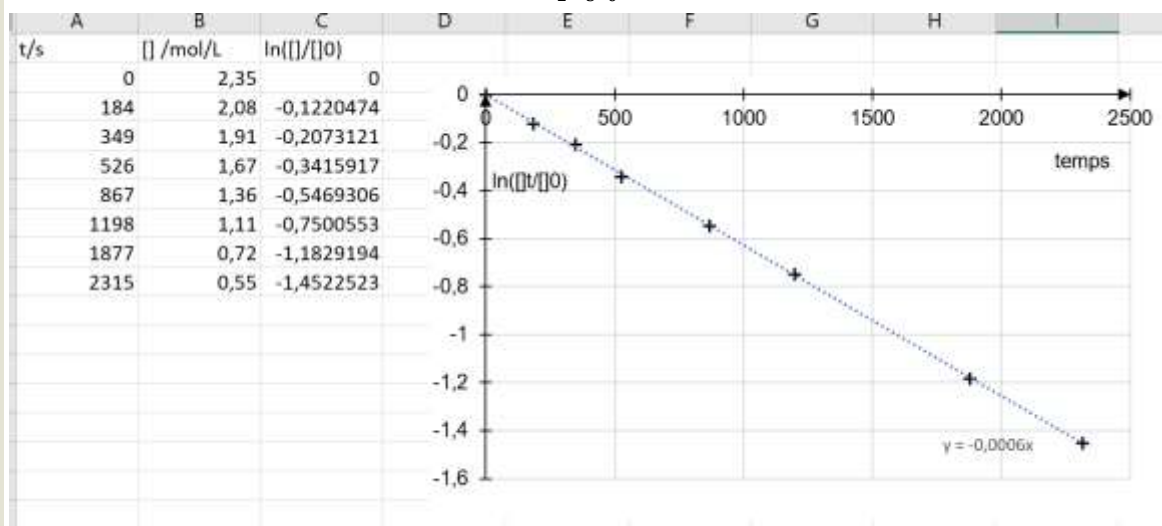
Remarque : les équations des deux modèles nous amènent à conclure que $k = 0,08 / \text{min}$.

EXERCICE 24 PAGE 128

Loi d'ordre 1

1. et 2. À l'aide de la calculatrice ou d'un logiciel tableur-grapheur, traçons la représentation graphique de

$$\ln\left(\frac{[N_2O_5](t)}{[N_2O_5]_0}\right) = f(t)$$



Le nuage de points obtenu est bien modélisable par une fonction linéaire, ce qui valide la cinétique d'ordre 1. Le coefficient directeur de la droite donne la valeur de k et $k \approx 0,0006 \text{ s}^{-1}$.

3. Calculons la quantité de matière initiale : $[N_2O_5]_0 = \frac{m}{MV} = \frac{1 \text{ g}}{108 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 1 \text{ L}} = 9,3 \text{ mmol/L}$. Mais cette

information ne sert à rien : il suffit de calculer 5 à 10 fois le temps de demi-réaction. Or $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$ donc $t_{1/2} = 1115 \text{ s}$. Il faut attendre au moins $5 \times 1115 \text{ s} = 5575 \text{ s} \approx 1 \text{ h } 36 \text{ min}$.