

Correction TP S1.4 : Cinétique de l'iodation de la propanone suivie par spectrophotométrie

3. Détermination expérimentale et étude théorique préliminaires

1°) C'est la longueur d'onde du violet qui est la couleur complémentaire du jaune couleur observée pour la solution de diiode.

2°) La vitesse semble être d'ordre $n = p + q + r$, soit $v = k [I_2]^p [P]^q [H_3O^+]^r$

3°) On a une dilution d'un facteur $F = \frac{50,0}{20,0} = 2,50 \Rightarrow [I_2]_0 = \frac{1,0 \cdot 10^{-3}}{2,50} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

4°) $[P]_0 = \frac{C_1 \times V_1}{V_T}$ et $[H_3O^+]_0 = 2 \times [a]_0 = 2 \times \frac{C_2 \times V_2}{V_T}$ (diacide fort = libère 2 H_3O^+)

	S ₁	S ₂	S ₃
[P]₀ (mol.L⁻¹)	0,20	0,20	0,10
[H₃O⁺]₀ (mol.L⁻¹)	0,20	0,10	0,20
[I₂]₀ (mol.L⁻¹)	4,0.10 ⁻⁴	4,0.10 ⁻⁴	4,0.10 ⁻⁴

On constate que pour les trois expériences $[I_2]_0 \ll [H_3O^+]_0$ et $[I_2]_0 \ll [P]_0$ donc il y a un large excès de la propanone et des ions oxoniums devant le diiode.

5°) On peut écrire que les concentrations de la propanone et des ions oxoniums sont quasi constantes au cours de la réaction : $[H_3O^+] = [H_3O^+]_0$ et $[P] = [P]_0$
avec $v = k [I_2]^p [P]^q [H_3O^+]^r \Rightarrow$ on a une dégénérescence de l'ordre $\Rightarrow v = k' [I_2]^p$
en notant la constante de vitesse apparente : $k' = k [P]_0^q [H_3O^+]_0^r$

6°) Si la réaction est d'ordre nul par rapport au diiode ($p = 0$), $v = k' = -\frac{d[I_2]}{dt}$ (mol.L⁻¹.s⁻¹)

la solution de cette équation différentielle est : $[I_2] = [I_2]_0 - k' \times t$ fonction affine de type $[I_2] = f(t)$

7°) De plus la loi, de Beer-Lambert s'écrit : $A = \epsilon(I_2) \times l \times [I_2]$

$$A = \epsilon(I_2) \times l \times [I_2]_0 - \epsilon(I_2) \times l \times k' \times t = A_0 - \epsilon(I_2) \times l \times k' \times t = y_0 + (\text{pente}) \times t$$

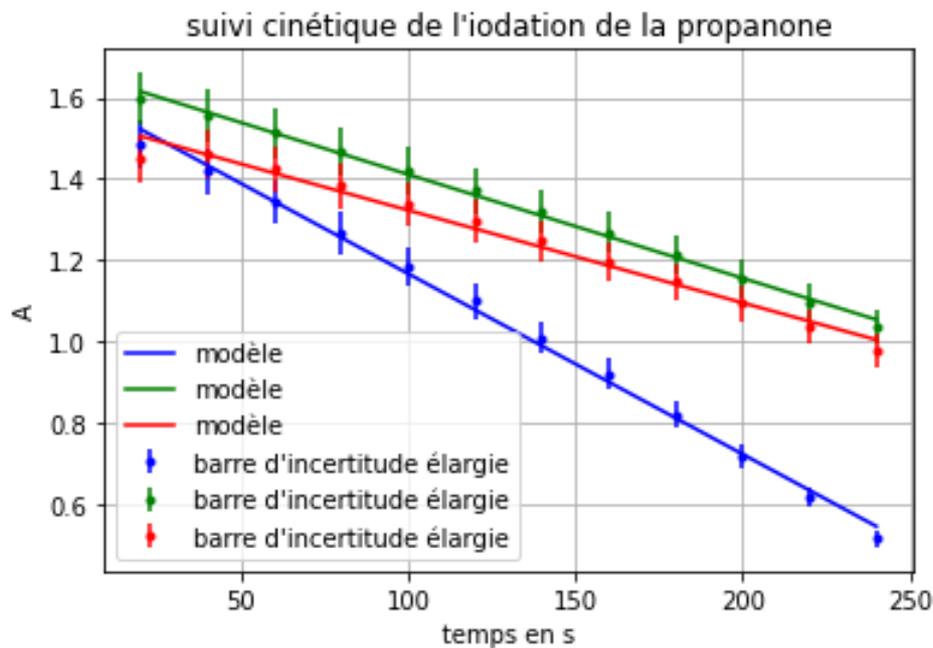
8°) $y_0 = A_0$ et la pente vaut $(-\epsilon(I_2) l k') \Rightarrow k' = -\frac{\text{pente}}{l \times \epsilon(I_2)}$ (mol.m⁻³.s⁻¹)

4. Exploitations des mesures

1°) Cf. ci-contre en haut

2°)

À 28 °C	S ₁	S ₂	S ₃
pente (s⁻¹)	- 4,44.10 ⁻³	- 2,55.10 ⁻³	- 2,27.10 ⁻³
A₀(400 nm)	1,61	1,67	1,55



Suivi cinétique de l'iodation de la propanone par spectrophotométrie

3°) Les valeurs des ordonnées à l'origine des trois graphes devraient être les mêmes, car on a la même concentration initiale en diiode dans les trois expériences :

$$A_0(400 \text{ nm}) = \epsilon(I_2) \times l \times [I_2]_0 = 4,0 \cdot 10^3 \times 1,0 \times (4,0 \cdot 10^{-4}) = 1,6$$

4°) $k' = -\frac{\text{pente}}{l \times \epsilon(I_2)} = -\frac{\text{pente}}{1,0 \times 4,0 \cdot 10^3}$ en mol.L⁻¹.s⁻¹

	S ₁	S ₂	S ₃
k'_i (mol.L⁻¹.s⁻¹)	1,1.10 ⁻⁶	6,4.10 ⁻⁷	5,7.10 ⁻⁷

5°) Le système de 3 équations à 3 inconnues constantes q, r et k :

$$\begin{aligned} k'_1 &= k (0,20)^q (0,20)^r \\ k'_2 &= k (0,20)^q (0,10)^r \\ k'_3 &= k (0,10)^q (0,20)^r \end{aligned} \Rightarrow r = \frac{\log\left(\frac{k'_1}{k'_2}\right)}{\log\left(\frac{0,20}{0,10}\right)} = 0,8 = 1 \text{ et } q = \frac{\log\left(\frac{k'_1}{k'_3}\right)}{\log\left(\frac{0,20}{0,10}\right)} = 1,0 = 1$$

6°)

À 28 °C	S ₁	S ₂	S ₃	moyenne
$k = \frac{k'}{[P]_0[H_3O^+]_0}$ (L.mol⁻¹.s⁻¹)	2,8.10 ⁻⁵	3,2.10 ⁻⁵	2,8.10 ⁻⁵	2,9.10 ⁻⁵

7°) L'ion oxonium se forme au fur et à mesure de la réaction, il s'agit d'un produit de la réaction, mais on voit que sa concentration augmente la vitesse de la réaction, sa présence constitue un facteur cinétique ; comme ce n'est pas un réactif c'est un catalyseur.