Hydrolyse du saccharose

Cet exercice s'intéresse à la réaction dite d'inversion du saccharose dans une solution tampon à $pH = 5,0$. Cette solution tampon permet à la concentration en ions $[H^+] = 10^{-5}$ mol·L^{-1} de demeurer constante au cours de la transformation.

La réaction d'inversion est décrite par l'équation :

$$S_{(aq)} + H^+{}_{(aq)} = G_{(aq)} + F_{(aq)}$$

S étant le saccharose, G le glucose et F le fructose. On mesure par polarimétrie la concentration du saccharose au cours du temps. Les résultats sont représentés dans le tableau ci-dessous :

t (min)	0	100	250	500	750	1000
$[S]$ (mol·L^{-1})	$0,400$	$0,345$	$0,280$	$0,195$	$0,140$	$0,100$

1) En expliquant avec précision la démarche choisie et en utilisant une représentation graphique, montrer que la réaction est d'ordre 1 par rapport à S.

2) Déterminer la valeur de la constante de vitesse apparente k_{app} en précisant son unité.

3) Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ puis calculer sa valeur dans ces conditions.

Cette réaction est maintenant réalisée dans une autre solution tampon à $pH = 3,8$, et on mesure de nouveau l'évolution de la concentration en saccharose en fonction du temps. Les résultats obtenus dans ces nouvelles conditions donnent une constante vitesse apparente $k'_{app} = 2,22 \cdot 10^{-2}$ min^{-1}.

4) En déduire l'ordre partiel de la réaction d'hydrolyse du saccharose par rapport aux ions H^+.

5) Déterminer alors la valeur de la constante de vitesse k de cette réaction, et préciser son unité.

Correction

Correction

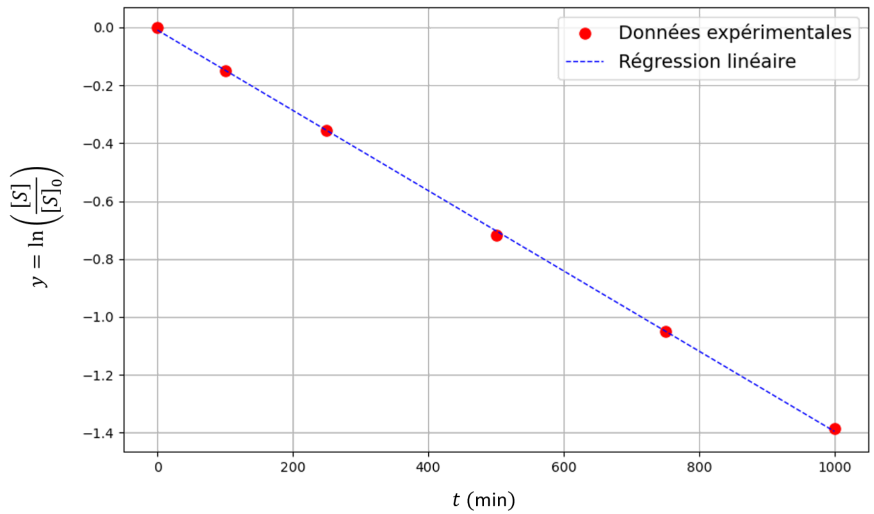
1) La loi de vitesse pour un ordre 1 en S s'écrit :

$$v = -\frac{d\,[S]}{dt} = \underbrace{k\,[\mathrm{H^+}]^\alpha}_{=\,k_{app}}[S] \quad \Rightarrow \quad \frac{d\,[S]}{[S]} = -k_{app}$$

Après intégration :

$$\boxed{\ln\left(\frac{[S]}{[S]_0}\right) = -k_{app}\,t}$$

On effectue une régression linéaire en posant $y = \ln\left(\frac{[S]}{[S]_0}\right)$ et $x = t$. Les points sont visuellement bien alignés, ce qui valide l'hypothèse de l'ordre 1.



2) La pente k_{app} de la régression $y = -k_{app} \times x$ vaut :

$$\boxed{k_{app} = 1,40 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{min}^{-1}}$$

3) Par définition du temps de demi-réaction :

$$\ln\left(\frac{[S]_0/2}{[S]_0}\right) = -k_{app}\,t_{1/2} \quad \Rightarrow \quad \boxed{t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k_{app}} = 495\ \mathrm{min}}$$

4) On rappelle que : $k_{app} = k\,[\mathrm{H^+}]^\alpha$. En faisant le rapport des k_{app} des deux expériences, on obtient :

$$\frac{k_{app}}{k'_{app}} = \left(\frac{10^{-5}}{10^{-3,8}}\right)^\alpha = 0,0636 \quad \Rightarrow \quad \boxed{\alpha = \frac{\log(0,0636)}{3,8-5} = 1}$$

5) On en déduit également :

$$\boxed{k = \frac{k_{app}}{[\mathrm{H^+}]} = 1,40 \cdot 10^2\ \mathrm{L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}min^{-1}}}$$