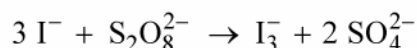


Deuxième problème : cinétique chimique

C. CINÉTIQUE D'OXYDATION DES IONS IODURE (I^-) PAR LES IONS PÉROXODISULFATE ($S_2O_8^{2-}$)

Dans un bécher thermostaté à une température de 28,8°C, un expérimentateur mélange une solution de peroxydisulfate de sodium avec une solution d'iodure de potassium tout en déclenchant le chronomètre. Il se produit une réaction d'oxydation totale conduisant à la formation de I_3^- dont l'équation bilan est donnée ci-dessous.



Pour cette première expérience, la concentration initiale en iodure est $[I^-]_0 = 200 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ et la concentration initiale en peroxydisulfate C_0 est égale à 2,24 $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. L'expérimentateur effectue des prélèvements afin de suivre la concentration $x = [I_3^-]_t$, exprimée en $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$, au cours du temps. Les résultats obtenus sont représentés par les figures 1, 2 et 3.

C-1. Modélisation de la vitesse de la réaction

C-1-1. En appelant α l'ordre par rapport à l'iodure, β l'ordre par rapport au peroxydisulfate et k la constante de vitesse, donner l'expression de la vitesse de la réaction.

C-1-2. Compte tenu des conditions initiales, donner une expression simplifiée de cette vitesse de réaction. On notera K_1 la constante de vitesse apparente de cette première expérience.

C-1-3. Dédurre de l'équation précédente l'équation différentielle à laquelle satisfait la fonction $x = f(t)$.

C-2. Identification des paramètres du modèle

C-2-1. En utilisant les figures 1, 2 et 3 identifier l'ordre partiel β (nombre entier pouvant être égal soit à 0 soit à 1 soit à 2) puis donner la valeur numérique de la constante de vitesse K_1 (constante apparente de l'expression simplifiée relative à l'essai n°1) en précisant son unité.

C-2-2. L'expérimentateur effectue 2 autres manipulations (avec une concentration initiale en peroxydisulfate toujours égale à 2,24 $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$). Ses résultats sont regroupés dans le tableau ci-dessous.

Essai n°	θ (°C)	$[I^-]_0$ ($\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$)	K_1 (min^{-1})
2	28,8	400	0,249
3	37,1	200	0,180

C-2-2-1. Déterminer la valeur numérique de l'ordre partiel α .

C-2-2-2. En déduire la valeur numérique de la constante de vitesse k pour les essais n°2 et n°3.

C-2-2-3. Déterminer, à partir des résultats de la question précédente, la valeur numérique de l'énergie d'activation de la réaction.

Figure 1

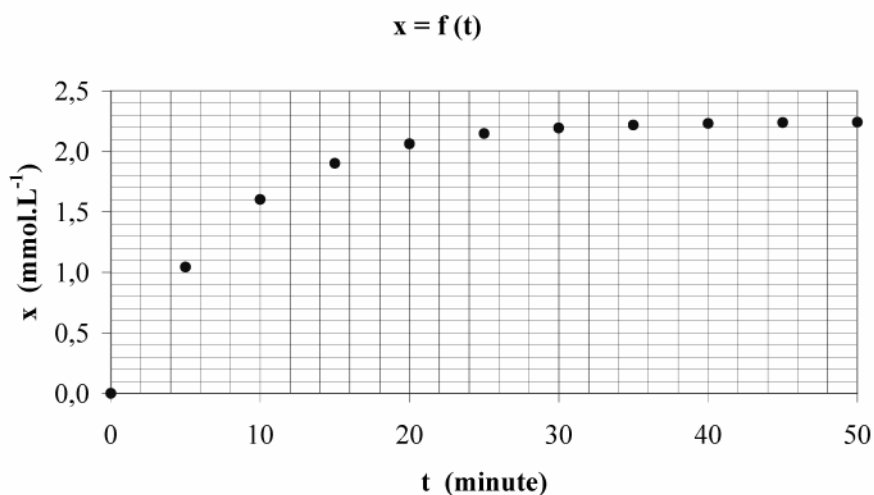


Figure 2

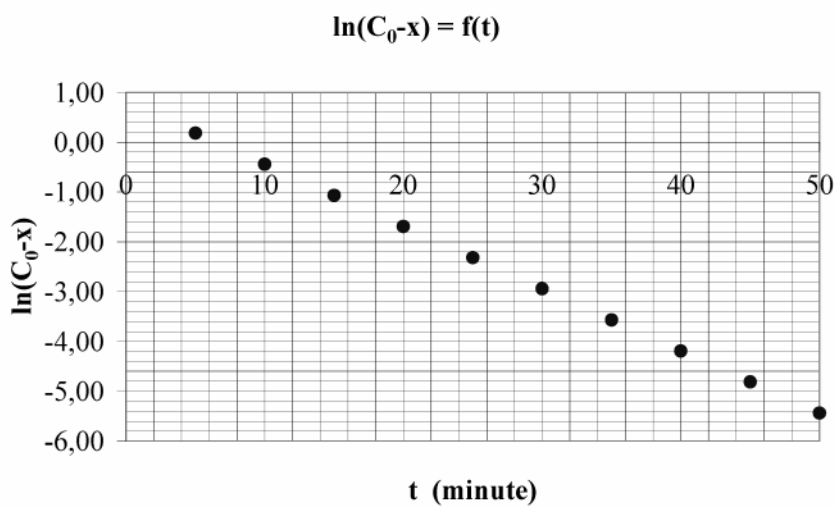


Figure 3

