

1. L'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est l'oxydant du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) / \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$.
 L'acide oxalique est le réducteur du couple $\text{CO}_2(\text{aq}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq})$.
 - a. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives à ces deux couples.
 - b. Vérifier que l'ion dichromate réagit, en milieu acide, avec l'acide oxalique selon une réaction d'équation :

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) = 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{CO}_2(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}$$
2. Pour suivre la cinétique de la réaction, on commence par étalonner le spectrophotomètre avec des solutions orangées de dichromate de potassium de concentrations c connues.

On obtient la courbe d'étalonnage (doc. 1)

 - a. Quelle est l'équation de la représentation obtenue. Préciser les unités.
 - b. La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?
3. A la date $t = 0$ s, on réalise le mélange suivant:
 - $V_1 = 10$ mL d'une solution S_1 d'acide oxalique de concentration $C_1 = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - $V_2 = 10$ mL d'une solution S_2 acidifiée de dichromate de potassium de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On agite et très rapidement, on introduit une partie du mélange dans une cuve que l'on place dans le spectrophotomètre. On relève alors la courbe $A = f(t)$ (doc.2).

 - a. Etablir un tableau d'évolution. Les ions H^+ sont en excès.
 - b. En déduire l'expression de la concentration des ions dichromate en fonction de l'avancement x de la réaction.
 - c. En utilisant le résultat de la question 2.b, établir la relation $x = (0,20 - \frac{A}{6,0}) \cdot 10^{-3}$
 - d. Définir la vitesse volumique de la réaction.
 - e. Donner l'expression de la vitesse volumique en fonction de la dérivée de l'absorbance par rapport au temps. Calculer sa valeur à la date $t = 20$ min.
 - f. Définir et déterminer le temps de demi-réaction.

