

29 1. D'après le doc. 3, l'absorption des ions dichromate est maximale à cette longueur d'onde, et l'absorption des autres espèces est nulle. Ce choix permet donc d'effectuer un suivi spectrophotométrie de la réaction entre les ions dichromate et l'éthanol. L'incertitude relative de la mesure de l'absorbance est aussi diminuée (voir chapitre 8 p. 178).

2. Lorsque la réaction est terminée, l'absorbance de la solution n'est pas nulle : des ions dichromate sont toujours présents. La réaction étant totale, on en conclut que l'éthanol est le réactif limitant.

3. À l'état final, $n_f(\text{éthanol}) = 0$.

Or, d'après la stœchiométrie de la réaction, $n_f(\text{éthanol}) = n_1 - 3x_f$. D'où : $x_f = n_1/3$.

4. La quantité de matière en ions dichromate à l'état final vérifie :

$$n_f(\text{dichromate}) = n_2 - 2x_f$$

soit $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_f \cdot V = n_2 - 2x_f$,

$$\text{et } x_f = \frac{n_2 - [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_f \cdot V}{2}.$$

5. Par lecture graphique, $A_f = 2,39$.

Comme $A_f = k[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_f$, on calcule :

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_f = 1,59 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

De même $n_2 = c_2 V_2 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. En utilisant la formule de la question 4, on calcule l'avancement final $x_f = 4,6 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$.

6. La concentration molaire initiale en éthanol est : $c_1 = n_1/V_1$. Comme $x_f = n_1/3$, $c_1 = 3x_f/V_1$. On calcule $c_1 = 6,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La concentration massique correspondante est : $c_m = c_1 \cdot M_{\text{éthanol}}$, soit $c_m = 0,32 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Le conducteur n'est pas en infraction.
