

Corrigé de l'exercice 1 du DS n°3: Taux d'alcoolémie

Partie I : choix de la méthode de suivi

- 1) Cette réaction peut être suivie par spectrophotométrie (visible) car elle met en jeu une ou des espèces chimiques colorées en solution.
- 2) La spectrophotométrie n'a pas d'effet chimique sur le système. Elle ne modifie pas les espèces chimiques en présence. Elle est donc non destructive.

Partie II : suivi temporel

- 1) De manière générale, on sélectionne une longueur d'onde telle que seule une espèce chimique de la réaction l'absorbe. Ainsi, l'absorbance est directement proportionnelle à la concentration de cette seule espèce. On peut ensuite s'efforcer de choisir une longueur d'onde fortement absorbée par l'espèce chimique (surtout si on travaille dans des solutions à faible concentration).
- 2) Tableau d'avancement

	$3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2 \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16 \text{ H}^+ = 3 \text{ CH}_3\text{CO}_2\text{H} + 4 \text{ Cr}^{3+} + 11 \text{ H}_2\text{O}$					
Etat initial (x=0)	n_0	n_1	excès	0	0	**
Etat intermédiaire	n_0-3x	n_1-2x	excès	3x	2x	**
Etat final (x=x _{max})	n_0-3x_{max}	n_1-2x_{max}	excès	3x _{max}	2x _{max}	**

- 3) D'après le tableau d'avancement :

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n_1 - 2x$$

d'où

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]V = n_1 - 2x$$

- 4) $A = 150 [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$

Alors :

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = \frac{A}{150}$$

D'où d'après la réponse à la question 3 :

$$\frac{A}{150}V = n_1 - 2x$$

Ou

$$x = \frac{n_1}{2} - \frac{AV}{300}$$

Or

$$n_1 = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 10,0 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Et

$$\frac{V}{300} = \frac{12,0 \cdot 10^{-3}}{300} = 4,00 \cdot 10^{-5}$$

Donc

$$x = (10 - 4A) \cdot 10^{-5}$$

- 5) A l'état final, d'après le graphique : $A = 2,39$, d'où :

$$x_{\text{max}} = (10 - 4 \times 2,39) \cdot 10^{-5} = 4,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

D'après le tableau d'avancement on a :

$$n_f(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n_1 - 2x_{\text{max}}$$

Soit

$$n_f(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 2,0 \cdot 10^{-4} - 2 \times 4,4 \cdot 10^{-6} = 1,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

A l'état final le dichromate est encore présent. Ce n'est pas le réactif limitant qui est donc l'éthanol.

On aurait aussi pu argumenter que le dichromate étant l'espèce absorbant la longueur d'onde et l'absorbance n'étant pas nulle à l'état final, le dichromate ne peut être le réactif limitant.

- 6) A l'état final on a :

$$n_f(\text{éthanol}) = 0 = n_0 - 3x_{\text{max}}$$

Soit la quantité initiale d'éthanol :

$$n_0 = 3x_{max} = 3 \times 4,4 \cdot 10^{-6} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

D'où une masse :

$$m = n_0 M = 1,3 \cdot 10^{-5} \times 46 = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

Cette masse est la masse d'alcool pour 2,0 mL de sang du conducteur. Pour un litre on a donc :

$$6,0 \cdot 10^{-4} \times \frac{1000}{2,0} = 0,30 \text{ g}$$

Le conducteur possède 0,30 g d'alcool (éthanol) par litre de sang. Il n'est donc pas en infraction.

7) Vitesse volumique de réaction :

$$v = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt}$$

8) On a alors pour cette réaction :

$$v = \frac{1}{V} \frac{d((10 - 4A) \cdot 10^{-5})}{dt} = - \frac{4 \cdot 10^{-5}}{V} \frac{dA}{dt}$$

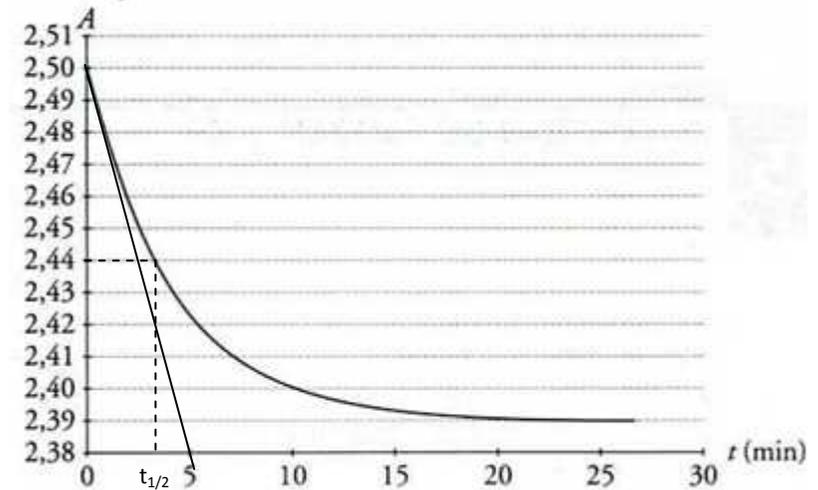
Ou

$$v = - \frac{4 \cdot 10^{-5}}{12,0 \cdot 10^{-3}} \frac{dA}{dt} = -3 \cdot 10^{-3} \times \frac{dA}{dt}$$

9) A l'instant $t=0$, d'après le tracé de la tangente à la courbe $A(t)$, à $t=0$:

$$v(0) = -3 \cdot 10^{-3} \times \frac{2,38 - 2,50}{5 - 0}$$

$$v(0) = 7,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$



10) Le temps de demi-réaction correspond à un avancement égal à la moitié de l'avancement maximum. Cela doit donc ici aussi correspondre à la moitié de la consommation totale des ions dichromate donc à la moitié de la chute totale de la valeur d'absorbance soit : $A(t_{1/2}) = 2,44$. (on peut retrouver ce résultat en utilisant la relation établie à la question 4).

Après report sur le graphique on peut dire que le temps de demi-réaction est d'environ 3 min.