

## Eléments de correction : réactions lentes et catalyse.

1. Pour montrer qu'une réaction est une oxydoréduction, il faut identifier deux couples rédox dans l'équation de la réaction finale et montrer que la réaction est le résultat d'un transfert d'électrons grâce aux demi-équations :

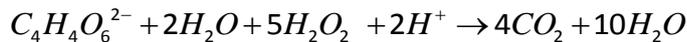
On identifie les deux couples suivants :

- $CO_2 / C_4H_4O_6^{2-} : 4CO_2 + 8H^+ + 10e^- \rightleftharpoons C_4H_4O_6^{2-} + 2H_2O$
- $H_2O_2 / H_2O : H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$

Supposons un transfert d'électrons de l'ion tartrate  $C_4H_4O_6^{2-}$  vers l'eau oxygénée  $H_2O_2$  :

- $C_4H_4O_6^{2-} + 2H_2O \rightarrow 4CO_2 + 8H^+ + 10e^-$
- $H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O \quad (\times 5)$

On obtiendrait l'équation de réaction suivante :



Or,  $2H_2O + 2H^+ \rightarrow 2H_3O^+$



On retrouve bien l'équation de réaction : il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction, l'ion tartrate est oxydé par l'eau oxygénée.

2. D'après le document :

$$(P(t) - P(0))V = n(CO_2)RT \quad \text{et} \quad (P_{max} - P(0))V = n_{max}(CO_2)RT$$

Or, d'après le tableau d'avancement :  $n_{max}(CO_2) = 4x_{max}$  et  $n(CO_2) = 4x$  donc :

$$(P(t) - P(0))V = 4xRT \quad \text{et} \quad (P_{max} - P(0))V = 4x_{max}RT \quad \text{soit : } \frac{(P(t) - P(0))V}{(P_{max} - P(0))V} = \frac{4xRT}{4x_{max}RT}$$

$$\text{Soit : } \frac{(P(t) - P(0))}{(P_{max} - P(0))} = \frac{x}{x_{max}} \quad \text{donc : } x = \frac{(P(t) - P(0))}{(P_{max} - P(0))} x_{max}$$

3. Par définition, le temps de demi-réaction est la durée nécessaire à la réaction pour atteindre un avancement égal à la moitié de l'avancement maximal.

$$x\left(t_{\frac{1}{2}}\right) = \frac{x_{max}}{2}$$

Graphiquement on trouve :  $t_{\frac{1}{2}} = 52 \text{ min}$

4. On sait qu'un catalyseur est une espèce chimique qui accélère une réaction sans être globalement transformée.

On constate que l'introduction des ions cobalt (II) accélère la réaction R

De plus, les ions cobalt (II) sont reformés par la réaction R2 dans les mêmes proportions qu'ils sont consommés par la réaction R1.

Globalement leur quantité de matière n'a pas changé : ils sont donc des catalyseurs de la réaction R.

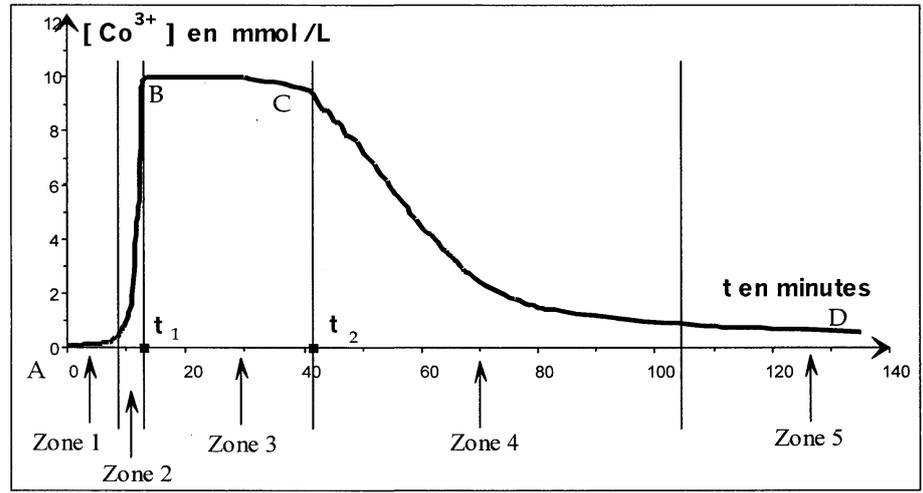
5.

Zone 1 : la concentration des ions  $\text{Co}^{3+}$  augmente lentement donc début de la réaction R1 de formation des ions  $\text{Co}^{3+}$

Zone 2 : la concentration des ions  $\text{Co}^{3+}$  augmente très rapidement et atteint une valeur constante donc poursuite et fin de la réaction R1.

Zone 3 : la concentration des ions  $\text{Co}^{3+}$  diminue très lentement donc début très lent de la réaction R2 de consommation des ions  $\text{Co}^{3+}$

Zone 4 : la concentration des ions  $\text{Co}^{3+}$  diminue assez rapidement donc suite de la réaction R2 de consommation des ions  $\text{Co}^{3+}$



Courbe 1 :

6. Dans une solution, l'absorbance totale est la somme des absorbances des différentes espèces chimiques colorées à une longueur d'onde donnée.

Or, Les ions  $\text{Co}^{3+}$  sont verts donc, d'après synthèse soustractive, ils absorbent préférentiellement dans la gamme du rouge et la gamme du bleu : **ils ont donc deux pics d'absorbance**, un dans le rouge et un dans le bleu.

**Attention : le magenta n'est pas une gamme de longueurs d'onde !**

De plus, les ions  $\text{Co}^{2+}$  sont roses donc magenta : d'après la synthèse soustractive, ils absorbent préférentiellement dans la gamme du vert puisque le magenta est la synthèse additive du rouge et du bleu.

Ces deux ions absorbent donc dans des gammes de longueur d'onde distinctes : il faut se placer soit au maximum d'absorbance des ions  $\text{Co}^{3+}$  dans le rouge, soit à celui dans le bleu, afin que les ions  $\text{Co}^{2+}$  soient transparents pour cette longueur d'onde.

Ainsi la loi de Beer-Lambert donnera une absorbance uniquement proportionnelle à la concentration de  $\text{Co}^{3+}$ , puisque l'absorbance de  $\text{Co}^{2+}$  sera nulle.

7. On constate que l'avancement commence à augmenter à 30 min et arrive à une valeur constante vers 180 min.

Or, l'avancement est lié à la quantité de matière de  $\text{CO}_2$  :  $x = \frac{n(\text{CO}_2)}{4}$

D'après la courbe 1, la réaction R2 de formation de  $\text{CO}_2$  commence vers 30 min et cesse après 140 min.

Par conséquent, les deux courbes sont bien compatibles.