

Cinétique des réactions - Correction

Exercice 01 : Etude d'une transformation chimique lente

On prépare deux mélanges comme suit :

- Mélange 1 : $V = 10 \text{ mL}$ de peroxyde d'hydrogène de concentration $C = 0.50 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_1 = 20 \text{ mL}$ de solution d'iodure de potassium incolore acidifiée de concentration $C_1 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Mélange 2 : $V = 10 \text{ mL}$ de peroxyde d'hydrogène de concentration $C = 0.50 \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_2 = 20 \text{ mL}$ de solution d'iodure de potassium incolore acidifiée de concentration $C_2 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

La transformation chimique se fait à température constante de 20°C dans les deux cas. Elle est modélisée par la réaction d'équation : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{I}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{I}_{2(\text{l})}$.

Une coloration brune apparaît dans chaque mélange, mais plus rapidement dans le mélange 1 que dans le 2.

1. Justifier la coloration brune formée.

La coloration brune qui apparaît dans les deux mélanges est due à la formation du diiode I_2 .

2. Calculer les concentrations initiales des réactifs dans chaque mélange.

$$\text{Dans les deux mélanges : } [\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{C \cdot V}{(V+V_1)} = \frac{0,5 \times 10 \times 10^{-3}}{(10+20) \times 10^{-3}} = 1,7 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\text{Dans le mélange 1 : } [\text{I}^-]_1 = \frac{C_1 \cdot V_1}{(V+V_1)} = \frac{1,0 \times 20 \times 10^{-3}}{(10+20) \times 10^{-3}} = 6,7 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Dans le mélange 2 : } [\text{I}^-]_1 = \frac{C_2 \cdot V_2}{(V+V_1)} = \frac{0,5 \times 20 \times 10^{-3}}{(10+20) \times 10^{-3}} = 3,3 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

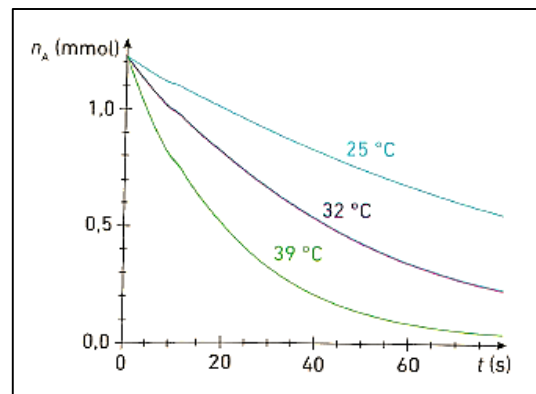
3. Justifier l'apparition plus rapide de la coloration dans le mélange 1.

La température est la même pour les deux expériences : c'est la concentration des réactifs qui est le facteur cinétique.

L'apparition de la coloration brune est plus rapide dans le mélange 1 parce que la concentration en ions iodure est deux fois plus importante dans le mélange 1 que dans le 2.

Exercice 02 : Influence de la température

On étudie une réaction de la forme $A \rightarrow B$, où A et B sont deux isomères, à trois armatures différentes, à partir d'un milieu contenant 1,2 mmol de A seul. Les variations des quantités de matière de A sont données par le graphique ci-contre.



1. Analyser l'influence de la température sur la durée de cette réaction. Cela est-il conforme à ce qui est attendu ?

Il est évident que la quantité de matière de A diminue d'autant plus rapidement que la température augmente, ce qui est conforme au cas général. En effet, à n'importe quelle date $n_{A25^\circ} > n_{A32^\circ} > n_{A39^\circ}$, alors que la quantité initiale est la même dans les trois cas.

2. Le temps de demi-réaction varie-t-il de façon affine avec la température ? Que pourrait-on conclure sur la variation de la durée de la réaction avec la température : diminue-t-elle proportionnellement avec la température ? Sinon, diminue-t-elle plus vite ou moins vite ? Que conclure en pratique ?

Le temps de demi-réaction est atteint lorsque A (réactif limitant) a disparu à moitié soit lorsque $n_A = 0,6$ mmol. Par lecture graphique, on détermine :

$t_{1/2} = 15$ s à 39°C , $t_{1/2} = 35$ s à 32°C et $t_{1/2} = 75$ s à 25°C .

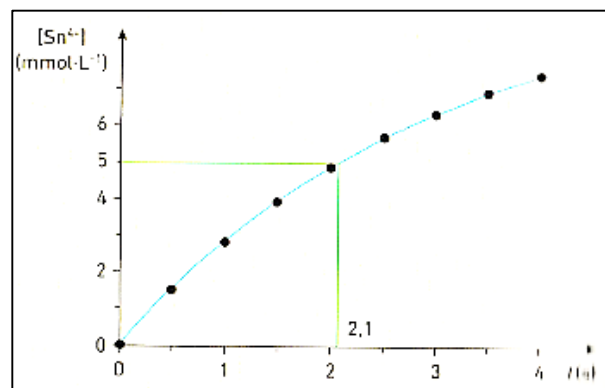
Entre 39°C et 32°C , la température diminue de 7° et le temps de demi-réaction augmente de 20 s.

Entre 32°C et 25°C , la température diminue aussi de 7°C , mais le temps de demi-réaction augmente de 40 s, c'est-à-dire deux fois plus qu'entre 39°C et 32°C .

E, considérant que le temps de demi-réaction est une indication de la durée de réaction, il ne semble pas que celle-ci diminue proportionnellement avec la température, mais plus rapidement qu'une loi de proportionnalité. En pratique, on peut conclure qu'une augmentation modérée de température peut entraîner une baisse importante de la durée de réaction.

Exercice 03 : Mesurer un temps de demi-réaction

On étudie la réaction d'équation-bilan : $2\text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$, en solution dans $V = 100$ mL d'eau. Les concentrations initiales sont $[\text{Fe}^{3+}]_0 = 1,0$ mol. L^{-1} et $[\text{Sn}^{2+}]_0 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol. L^{-1} ; la réaction



est totale. La mesure de $[\text{Sn}^{4+}]$ au cours du temps a permis de tracer la courbe ci-contre.

1. Etablir la relation entre l'avancement de la réaction et $[\text{Sn}^{4+}]$ à une date donnée.

Les ions Sn^{4+} constituent un produit de la réaction, et ils sont affublés d'un coefficient stœchiométrique de 1. La quantité de matière de Sn^{4+} à une date / pour laquelle l'avancement est x est donc $n_{\text{Sn}^{4+}} = x$.

Par conséquent, à cette date t , on a : $[\text{Sn}^{4+}] = \frac{x}{V}$.

A une date t quelconque, on a $[\text{Sn}^{4+}] = \frac{x}{V}$ où V est le volume de la solution.

2. Evaluer graphiquement le temps de demi-réaction.

La réaction étant totale, le temps de demi-réaction correspond à la consommation de la moitié du réactif limitant. Il est donc atteint lorsque :

$$n_{\text{Sn}^{2+}} = \frac{n_{\text{Sn}^{2+}}^{\text{ini}}}{2}, \text{ soit } [\text{Sn}^{2+}]_0 V - x_{1/2} = \frac{[\text{Sn}^{2+}]_0 V}{2}$$

L'avancement correspondant est : $x_{1/2} = \frac{[\text{Sn}^{2+}]_0 V}{2}$

Et en cette date :

$$[\text{Sn}^{2+}]_{1/2} = \frac{x_{1/2}}{V} = \frac{[\text{Sn}^{2+}]_0}{2} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Graphiquement, on lit : $t_{1/2} = 2,1 \text{ s}$.

Ce document PDF gratuit à imprimer est issu de la page :

- [Exercices Terminale Physique - Chimie : Chimie Cinétique des réactions chimiques Cinétique des réactions - PDF à imprimer](#)

Le lien ci-dessous vous permet de télécharger cet exercice avec un énoncé vierge

- [Cinétique des réactions - Terminale - Exercices à imprimer](#)

Les exercices des catégories suivantes pourraient également vous intéresser :

- [Exercices Terminale Physique - Chimie : Chimie Cinétique des réactions chimiques Catalyse - PDF à imprimer](#)

Besoin d'approfondir en : Terminale Physique - Chimie : Chimie Cinétique des réactions chimiques Cinétique

- [Cours Terminale Physique - Chimie : Chimie Cinétique des réactions chimiques Cinétique des réactions](#)

- [Vidéos pédagogiques Terminale Physique - Chimie : Chimie Cinétique des réactions chimiques Cinétique des réactions](#)