

CINÉTIQUE DES RÉACTIONS CHIMIQUES

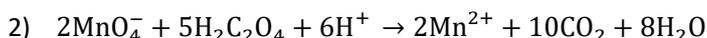
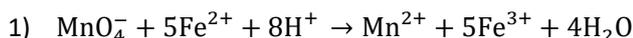
1) TRANSFORMATIONS RAPIDES, TRANSFORMATIONS LENTES :

Expérience n° 1

Dans un bécher A, verser 10 mL d'une solution de sulfate de fer (II), ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) à $1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Dans un bécher B, verser 10 mL d'une solution d'une solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ à $5,0 \cdot 10^{-1}$ mol/L

Ajouter simultanément dans chaque bécher 5 mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) à $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L de manière à déclencher les réactions d'équations suivantes :



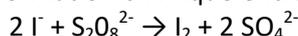
Analyser : Parmi les espèces mises en jeu, seuls les ions permanganate colorent le milieu (violet). Comment peut-on évaluer la durée des réactions de l'expérience n°1 ? Qu'est-ce qu'une réaction lente ? rapide ?

2) SUIVI TEMPOREL D'UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE :

L'étude de l'évolution temporelle d'une transformation chimique se fait grâce à la représentation graphique de l'avancement x du système chimique en fonction du temps t .

Expérience n° 2 (réalisée par le professeur) :

On envisage la transformation chimique entre les ions iodure I^- (incolore) et les ions peroxydisulfate $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ (incolore) d'équation :



Il se forme lentement du diiode (orangé) et des ions sulfate (incolore).

Pour suivre son évolution, on introduit les réactifs I^- et $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dans la cuve d'un spectrophotomètre puis on suit temporellement l'absorbance du diiode (seule espèce colorée) grâce à LoggerPro.



Données :

On a introduit 1,5mL de solution de ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) dans la cuve, à une concentration de $0,75 \text{ mol.L}^{-1}$.

On a introduit 1,5mL de solution de ($2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) dans la cuve, à une concentration de $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Loi de Beer-Lambert : $A = k \times C$ avec $k = 515 \text{ L.mol}^{-1}$

Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la moitié de sa valeur finale.

Analyser : Imaginer un protocole permettant d'obtenir la représentation $x = f(t)$ à partir de la représentation $A = f(t)$. (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement)

Evaluation de la compétence ANALYSER	Appeler le professeur pour lui présenter votre protocole Critères de réussite : le protocole est rédigé et détaille les différentes étapes à suivre ainsi que le matériel/logiciel utilisé.			
	A	B	C	D

Réaliser : Réaliser votre protocole puis en déduire le temps de demi-réaction.

Evaluation de la compétence REALISER	Appeler le professeur pour lui présenter votre graphe et la mesure de $t_{1/2}$ Critères de réussite : les mesures sont effectuées avec le plus de précision possible et écrites avec un nombre de CS cohérent			
	A	B	C	D

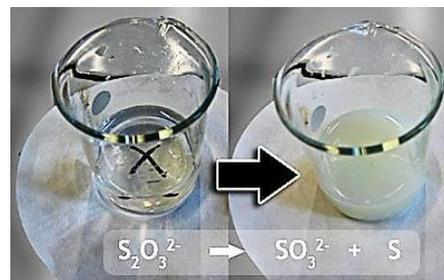
3) FACTEURS CINÉTIQUES :

Divers paramètres, appelés facteurs cinétiques, agissent sur la rapidité d'évolution d'une transformation chimique. Nous allons mettre en évidence deux d'entre eux : la concentration et la température.

Expérience n° 3 :

En milieu acide les ions thiosulfates $S_2O_3^{2-}$ réagissent lentement avec les ions hydrogène H^+ pour donner du soufre solide S et du dioxyde de soufre SO_2 (voir équation sur l'image ci-contre).

Le soufre reste en suspension dans la solution et le mélange s'opacifie progressivement. La rapidité d'évolution du système peut s'évaluer en mesurant la durée t_d nécessaire à la disparition visuelle d'un motif (exemple : une croix) placé sous le bécher et toujours observé dans les mêmes conditions.



Matériel :

- 2 béchers identiques de 100 mL, éprouvettes graduées de 25 mL, un chronomètre
- Solution S_1 , S_2 et S_3 de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentrations respectives $c_1 = 0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $c_3 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Solution S' d'acide chlorhydrique ($H^+ + Cl^-$) de concentration $c' = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Analyser : Proposer un protocole permettant de mettre en évidence l'influence de la concentration initiale de l'un des réactifs sur la rapidité de la réaction.

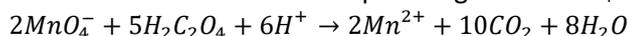
Evaluation de la compétence ANALYSER	Appeler le professeur pour lui présenter votre protocole			
	Critères de réussite : le protocole est rédigé et détaille les différentes étapes à suivre ainsi que le matériel utilisé.			
	A	B	C	D

Réaliser : Mettre en œuvre ce protocole puis, à partir des observations, faire une synthèse concernant l'influence des concentrations des réactifs sur la rapidité d'évolution d'une transformation chimique.

Evaluation de la compétence REALISER	Appeler le professeur pour lui présenter votre graphe et la mesure de $t_{1/2}$			
	Critères de réussite : les mesures du temps sont effectuées avec le plus de précision possible et votre synthèse est rédigée.			
	A	B	C	D

Expérience n° 4 :

La réaction étudiée est la réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et l'acide oxalique $H_2C_2O_4$ (déjà réalisée au §1) d'équation :



Ici, l'ion permanganate est le réactif limitant donc la disparition de la couleur violette indique la fin de la réaction.

Matériel :

- Solution d'acide oxalique $H_2C_2O_4$ de concentration $c = 0,5 \text{ mol/L}$
- Solution S_1 de permanganate de potassium acidifiée ($K^+ + MnO_4^-$) de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Bécher de 50 mL, 2 éprouvettes graduées de 10 mL, cristalliseur, eau chaude, chronomètre

Analyser: Proposer un protocole pour mettre en évidence l'influence de la température sur la rapidité de la réaction.

Evaluation de la compétence ANALYSER	Appeler le professeur pour lui présenter votre protocole			
	Critères de réussite : le protocole est rédigé et détaille les différentes étapes à suivre ainsi que le matériel utilisé.			
	A	B	C	D

Réaliser : Mettre en œuvre ce protocole puis, à partir des observations, faire une synthèse concernant l'influence de la température sur la rapidité d'évolution d'une transformation chimique.

Pour les plus rapides :

À partir du graphe $A = f(t)$ du §2, représenter le graphe $n(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) = f(t)$ et déterminer $t_{1/2}$ à partir de ce graphe.

tableau d'avancement du §2 :

Équation de la réaction		2I^-	+	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	\rightarrow	I_2	+	2SO_4^{2-}
Quantités de matière à l'état initial $t = 0$ (en mol)	$x = 0$							
Quantité de matière à une date t (en mol)	x							
Quantités de matière dans l'état final t_f (en mol)	x_{max}							

D'après le tableau : $x = n(\text{I}_2) = C(\text{I}_2) \times V_{\text{total}}$

Or d'après la loi de Beer-Lambert : $C(\text{I}_2) = A/k$

D'où : $x = A \times V_{\text{total}} / k$ AN : $x = A \times 3.10^{-3} / 515$