

Evaluation des compétences						C7 - Activité 1					
S'approprier	Prof	A	B	C	D						
	Elève	a	b	c	d						
Analyser	Prof	A	B	C	D						
	Elève	a	b	c	d						
Réaliser	Prof	A	B	C	D						
	Elève	a	b	c	d						
Valider	Prof	A	B	C	D						
	Elève	a	b	c	d						
Communiquer	Prof	A	B	C	D						
	Elève	a	b	c	d						

# CINÉTIQUE

## DES RÉACTIONS CHIMIQUES

- Objectifs :**
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence quelques paramètres influençant l'évolution temporelle d'une réaction chimique : concentration, température.
  - Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence le rôle d'un catalyseur

## A – Réactions rapides, réactions lentes

Lorsqu'on mélange deux réactifs, il peut se produire une réaction chimique. Celle-ci est-elle nécessairement rapide ? Un document à étudier et une expérience à réaliser vont permettre de répondre.

### Doc 1.

La propulsion de la fusée Ariane se fait par combustion de propergols. La rouille est la substance de couleur brun-rouge formée quand des composés contenant du fer se corrodent en présence de dioxygène et d'eau.

La combustion des propergols et la formation de la rouille sont deux réactions d'oxydoréduction.



**S'approprier :** Qu'est-ce qui distingue d'un point de vue cinétique ces deux réactions ?

### Exp 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'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

**Réaliser :** Réaliser le protocole de l'expérience 1 et noter les observations faites.

- Analyser :**
- 1-Parmi les espèces mises en jeu, on peut considérer que seuls les ions permanganate colorent le milieu. Expliquer pourquoi la durée nécessaire à la décoloration de la solution coïncide avec la durée de réaction.
  - 2-Quelle est la transformation chimique la plus rapide ? Pourquoi dit-on que ces deux réactions ont des cinétiques différentes ?
  - 3-Comparer la vitesse des réactions précédentes avec celle de la formation de la rouille.

# B-Suivi temporel d'une réaction chimique par spectrophotométrie

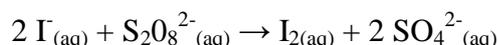
L'étude de l'évolution temporelle d'un système chimique consiste à déterminer expérimentalement la relation existant entre l'avancement  $x$  du système et le temps  $t$ .

## Doc.2

Fiche méthode 10 du livre p 573

## Exp2.

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



Il se forme du diiode, plus ou moins **marron**, et des ions sulfate, **incolores**.

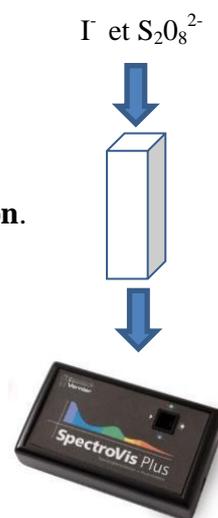
On introduit les réactifs  $\text{I}^-$  et  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  dans une cuve à colorimètre où la réaction se fera.

C'est une **réaction lente**, les réactifs réagissent petit à petit, on souhaite suivre son **évolution**.

Pour cela on va mesurer la quantité de matière de diiode qui se forme.

On se base sur la mesure de l'**absorbance du diiode** puisque c'est la seule espèce colorée donc qui absorbe dans le visible.

On trace à l'aide d'un colorimètre  $A = f(t)$ , avec  $A$  absorbance du diiode.



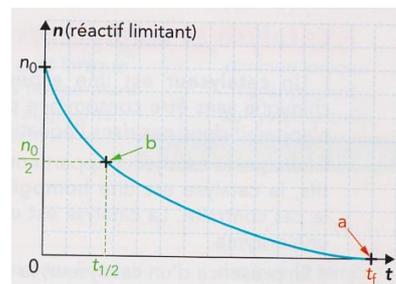
- S'approprier :**
- 1- Comment peut-on calculer la quantité de matière d'une espèce chimique à partir de la mesure de son absorbance ?
  - 2- Quelle est l'espèce chimique dont on mesure l'absorbance et à quoi cela sert-il ?

L'expérience 2 sera réalisée par le professeur ; comme elle nécessite un peu de temps, vous passerez directement à l'étude du C. Une fois terminé, vous reviendrez sur la validation de l'expérience 2.

## Doc3.

On appelle **durée d'une réaction chimique**, le temps  $t_f$  nécessaire à la consommation totale du réactif limitant.

Le **temps de demi-réaction**, noté  $t_{1/2}$ , est la durée nécessaire pour que la moitié du réactif limitant soit consommée.



## Doc4.

Evolution de l'absorbance  $A$  du diiode en fonction du temps obtenue lors de l'expérience 2 distribuée par le professeur à la fin de l'exp2.

- Valider :**
- 1- Décrire l'évolution de la quantité de matière de diiode formé lors de la réaction chimique au cours du temps à partir du document 4. (Citer le nom de la loi permettant d'effectuer cette analyse)
  - 2- Que peut-on dire de l'absorbance du diiode lorsque la réaction chimique est terminée ? En déduire  $t_f$ , la durée de la réaction chimique.
  - 3- Déterminer à l'aide de la courbe  $A = f(t)$ , le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ .

*On souhaite retrouver ces résultats à l'aide d'un tableau d'avancement en raisonnant sur les quantités de matière . . .*

- 4- A l'aide du tableau d'avancement ci-dessous, déterminer le réactif limitant de la réaction étudiée ainsi que  $x_{1/2}$ .

Équation de la réaction		$2 \text{I}_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-(aq)} \rightarrow \text{I}_{2(aq)} + 2 \text{SO}_4^{2-(aq)}$			
Quantité de matière dans l'état initial à $t = 0$ (mol)	avancement $x = 0$	$n_i(\text{I}) =$	$n_i(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}) =$		
Quantité de matière au cours de la transformation à une date $t$ (mol)	$x$				
Quantité de matière dans l'état final à $t_f$ (mol)	$x_{\max}$				

- 5- Calculer les quantités de matière de  $\text{I}_2$  formé en fin de réaction et à  $t_{1/2}$ .
- 6- En déduire les concentrations du diiode  $[\text{I}_2]_f$  et  $[\text{I}_2]_{1/2}$  en fin de réaction et à  $t_{1/2}$ . (Le volume introduit dans la cuve est  $V =$  mL)
- 7- En utilisant la loi de Beer Lambert pour le diiode ( $A = k [\text{I}_2]$  avec  $k =$  ), déterminer  $t_f$  et  $t_{1/2}$  à l'aide du graphique du doc.4. Est-ce en accord avec vos résultats des questions 2 et 3.

## C – Facteurs cinétiques (Démarche expérimentale)

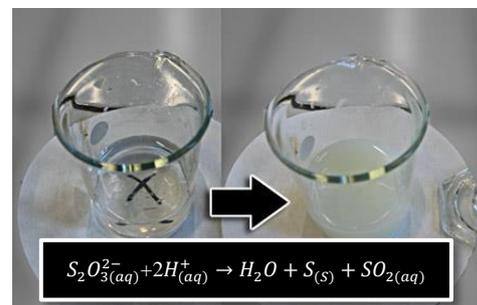
*Divers paramètres, appelés facteurs cinétiques, agissent sur la rapidité d'évolution d'un système chimique. Quels sont ces facteurs ? Quels sont leurs effets ?*

### Influence des concentrations

#### Doc5.

En milieu acide les ions thiosulfates  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-(aq)}$  réagissent lentement avec les ions hydrogène  $\text{H}^+_{(aq)}$  pour donner du soufre solide  $\text{S}_{(s)}$  et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2(aq)$  (voir équation ci-contre)

Le soufre reste en suspension dans la solution et le mélange s'opacifie progressivement. L'appréciation de la rapidité d'évolution du système se fait en mesurant la durée  $t_d$  nécessaire à la disparition visuelle d'un motif (ci-contre : une croix) placé sous le bécher et toujours observé dans les mêmes conditions.



#### Matériel

- 2 béchers identiques de 100 mL
- Epruvettes graduées de 25 mL
- Un chronomètre
- Solution  $\text{S}_1$ ,  $\text{S}_2$  et  $\text{S}_3$  de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-(aq)}$ ) de concentrations respectives  $c_1 = 0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ,  $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ,  $c_3 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution  $\text{S}'$  d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ ) de concentration  $c' = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

**Analyser :** 1-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 étudiée.

**Appeler le professeur pour lui exposer le protocole proposé.**

**Réaliser :** 2-Mettre en œuvre ce protocole.

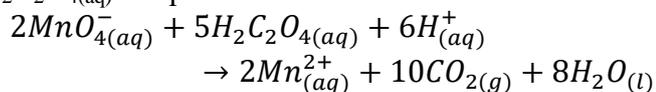
**Analyser :** 3- Faire la synthèse des observations effectuées sur le rôle des concentrations des réactifs sur la rapidité d'évolution des systèmes.

### Influence de la température.

#### **Doc6.**

La réaction étudiée est la réaction entre les ions permanganate,  $MnO_4^-$ (aq), et l'acide oxalique

$H_2C_2O_4$ (aq) d'équation :



Lorsque l'ion permanganate est le réactif limitant, la disparition dans le mélange réactionnel de la couleur violette indique la fin de la réaction.



#### **Matériel**

- Solution d'acide oxalique,  $H_2C_2O_4$ (aq) de concentration  $c = 0,1 \text{ mol/L}$
- Solution  $S_1$  de permanganate de potassium,  $(K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)})$  de concentration  $c = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$
- Bécher de 50 mL
- 2 éprouvettes graduées de 10 mL
- 2 entonnoirs
- Cristalliseur
- Eau chaude, eau à température ambiante
- Chronomètre

**Analyser :** 1-Proposer un protocole permettant de mettre en évidence l'influence de la température sur la rapidité de la réaction étudiée.

**Appeler le professeur pour lui exposer le protocole proposé.**

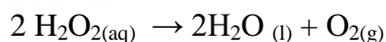
**Réaliser :** 2-Mettre en œuvre ce protocole.

**Analyser :** 3- Faire la synthèse des observations effectuées sur le rôle des concentrations des réactifs sur la rapidité d'évolution des systèmes.

### Doc 7.

Avant de teindre les textiles, ces derniers sont blanchis par ajout d'eau oxygénée, une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène, espèce qui doit être ensuite éliminée.

Le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$  se décompose naturellement selon la réaction suivante :



Cette transformation est lente à 25°C. Traditionnellement, les tissus sont donc lavés à haute température, ce qui est coûteux en énergie.

Or cette réaction peut être catalysée par les ions ferriques, le platine ou la catalase (enzyme présente dans le navet). Ce processus permet donc de faire des économies.



**S'approprier :** D'après le texte du doc.4 quel peut-être le rôle des différents catalyseurs cités ? Expliquer.

### Exp3.

Protocole :

- Dans 4 béchers (ou tubes à essais) marqués A, B, C et D verser quelques mL d'eau oxygénée. Le bécher A servira de témoin.
- Bureau professeur : Introduire dans le bécher B, un morceau de platine
- Dans le bécher C, quelques goutte d'une solution concentrée de chlorure de fer (III) ( $Fe^{3+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$ )
- Dans le bécher D, un petit morceau de navet contenant une enzyme, la catalase.

**Réaliser :** Mettre en œuvre le protocole décrit ci-dessus et noter vos observations.

**Analyser :**

- 1-Pourquoi n'observe-t-on pas ou très peu de dégagement de dioxygène dans le bécher A ?
- 2-Quel est alors le rôle du platine, des ions fer III et de la catalase dans les béchers B, C, et D ?
- 3-Proposer une définition pour les termes suivants : catalyseur, réaction catalysée, catalyse hétérogène, catalyse homogène, catalyse enzymatique.

*On reprend l'expérience du document 3 mais cette fois-ci on la réalise de deux manière différentes : dans le premier cas les solutions utilisées sont réalisées avec de l'eau comme solvant, dans le deuxième cas on utilise de l'acétone. On observe que la décoloration est plus rapide dans le cas n°2.*

**Analyse :** Quelle conclusion tirer de cette observation ?