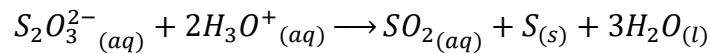


## TP : Paramètres cinétiques et catalyse

### I. Mise en évidence de quelques paramètres cinétiques :

L'ion thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  se transforme progressivement en milieu acide selon la réaction d'oxydoréduction d'équation :



La formation de particules de soufre solide en suspension opacifie le milieu réactionnel initialement limpide.

**Problème :** quels paramètres peuvent modifier la durée de la transformation ?

**Information :** La vitesse de réaction est microscopiquement proportionnelle au nombre de rencontres entre les molécules.

**Hypothèses :** Formuler des hypothèses pour répondre au problème posé.

Pour augmenter le nombre de rencontres entre les molécules, on peut :

- Les agiter davantage en élevant la température du milieu
- Augmenter le nombre de molécules en augmentant la concentration des réactifs

Température et concentrations des réactifs seraient donc des paramètres influençant la cinétique des réactions chimiques.

#### **Vérification des hypothèses : expérimentation**

On dispose du matériel suivant :

- Solution de thiosulfate de sodium ( $2Na^+{}_{(aq)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$ ) de concentration  $C = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution d'acide chlorhydrique ( $H_3O^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$ ) de concentration  $C' = 10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Verrerie usuelle, Plaque chauffante Glace Chronomètre

#### **Etude de l'influence de la concentration :**

- On a introduit dans un bécher (toujours de même taille) placé sur une croix dessinée sur un papier blanc :
  - $n$  mL d'eau ;
  - $p$  mL de la solution de thiosulfate de sodium ;
  - $q$  mL de la solution d'acide chlorhydrique.
- On déclenche le chronomètre **au moment où on ajoute l'acide chlorhydrique**
- En se plaçant au-dessus du bécher et on mesure la durée  $\Delta t$  nécessaire à la disparition de la croix.

mélange	n	p	q	$\Delta t$
1	0	50	5	22,5 s
2	10	40	5	27,3 s
3	20	30	5	35,1 s
4	30	20	5	60,0 s
5	40	10	5	159,1 s

<https://www.youtube.com/watch?v=r4IZDPpN-bk> (observation des expériences à partir de 2min30 sur la vidéo)

#### **Interprétations des résultats**

- Calculer les concentrations initiales (à  $t=0$ , juste après le mélange) dans les différents mélanges.
- Déterminer le réactif limitant dans chaque mélange.

$$[S_2O_3^{2-}] = \frac{n_{S_2O_3}}{V_{tot}} = \frac{p \times C}{n+p+q}$$

$$[H_3O^+] = \frac{q \times C'}{n+p+q}$$

Expérience	Concentrations effectives		Réactif en limitant	$\Delta t$
	$[S_2O_3^{2-}]$	$[H_3O^+]$		
1	0,14	0,9	$S_2O_3^{2-}$	22,5 s
2	0,111	0,9	$S_2O_3^{2-}$	27,3 s
3	0,081	0,9	$S_2O_3^{2-}$	35,1 s
4	0,055	0,9	$S_2O_3^{2-}$	60,0 s
5	0,027	0,9	$S_2O_3^{2-}$	159,1 s

▪ Conclusions : Effet de la concentration :

La diminution de la concentration du réactif limitant entraîne une augmentation de la durée de la réaction et donc une diminution de la vitesse de la réaction.

**Etude de l'influence de la température :**

Mélange	n	p	q	Température	$\Delta t$
1	20	10	20	< 10°C (solutions placées dans un bain de glace avant déclenchement)	3 min 20 s
2	20	10	20	> 40°C (solutions placées dans l'eau chaude avant déclenchement)	45 s

**Conclusions : effet de la température :**

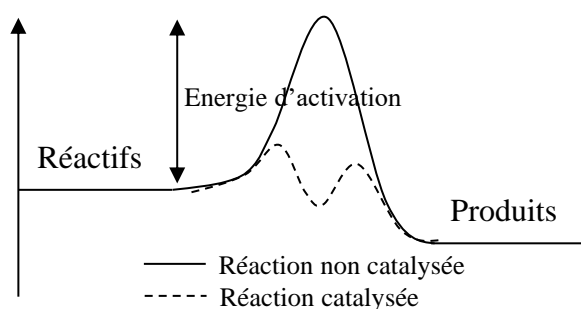
Plus la température est élevée, plus la réaction est rapide. La température est bien est facteur cinétique

II. Réactions catalysées : exemple du peroxyde d'hydrogène

1. Généralités sur la catalyse :

Un catalyseur est une espèce chimique, différente des réactifs, dont la présence diminue la durée de la réaction. Le catalyseur interagit toujours avec les réactifs, mais il est intégralement restitué en fin de réaction : il n'apparaît donc pas dans l'équation de la transformation et il est réutilisé sans l'altérer.

Mode d'action :



L'énergie d'activation est l'énergie qui doit être apportée à un système chimique pour que la réaction ait lieu.

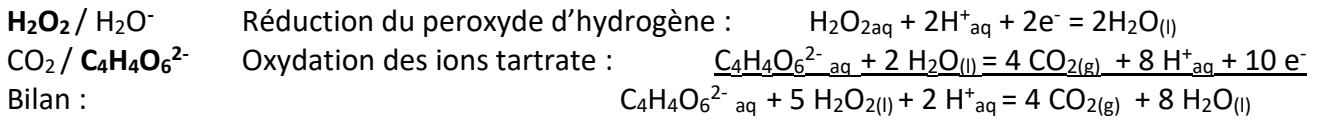
Dans les réactions spontanées, cette énergie d'activation est inférieure à l'énergie cinétique des molécules qui entrent en collision et réagissent.

Dans une réaction catalysée, le mécanisme réactionnel (enchaînement des événements au cours d'une réaction) permet d'abaisser l'énergie d'activation.

2. Catalyse homogène : étude de la réaction entre les ions tartrate et le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$

La catalyse est homogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment un mélange homogène, par exemple en solution aqueuse.

- a. Etablir la réaction d'oxydoréduction entre les ions tartrate ( $C_4H_4O_6^{2-}$ ) et l'eau oxygénée ( $H_2O_2$ )  
 Les couples rédox intervenant sont :  $CO_{2(g)}/C_4H_4O_6^{2-}$  et  $H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$



- b. Manipulation : On réalise les deux mélanges suivants en prenant soin d'ajouter les 20 mL d'eau oxygénée au même moment dans les deux mélanges.

<p>Mélange 1 :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>3g de tartrate de sodium dissout dans 20mL d'eau</li> <li>20mL d'eau oxygénée à 9%</li> </ul>	<p>Mélange 2 :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>3g de tartrate de sodium dissout dans 20mL d'eau</li> <li>10mL de solution de chlorure de cobalt</li> <li>20mL d'eau oxygénée à 9%</li> </ul>
---	---

- c. Observation : décrire les réactions

<https://www.dailymotion.com/video/xg7cx7>

<https://www.youtube.com/watch?v=nOmOrtoKvvs>

<p>Mélange 1 :</p> <p>Pas de réaction</p>	<p>Mélange 2 :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Le mélange réactionnel, initialement rose, devient vert en même temps qu'on observe un dégagement de gaz</li> <li>Dans un deuxième temps, la solution redevient rose</li> </ul>
---	---

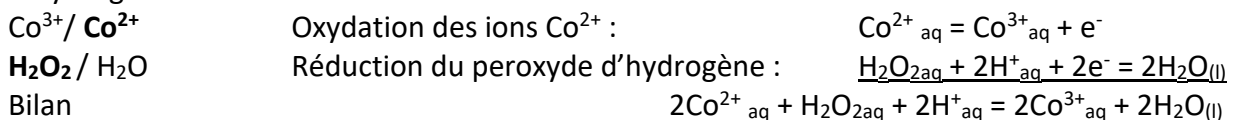
- d. Interprétation :

On donne le couple rédox :  $Co^{3+}/Co^{2+}$

Les ions  $Co^{2+}$  sont roses en solution aqueuse ; les ions  $Co^{3+}$  sont verts en solution aqueuse.

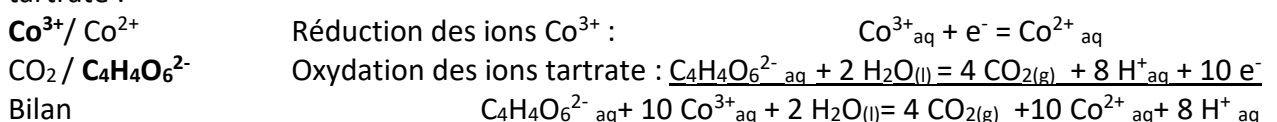
- Ecrire les demi-équations correspondant à :
  - L'oxydation des ions tartrates  $C_4H_4O_6^{2-}_{aq} + 2 H_2O_{(l)} = 4 CO_{2(g)} + 8 H^+_{aq} + 10 e^-$
  - La réduction de l'eau oxygénée  $H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{aq} + 2e^- = 2H_2O_{(l)}$
  - L'oxydation des ions  $Co^{2+}$   $Co^{2+}_{aq} = Co^{3+}_{aq} + e^-$
  - La réduction des ions  $Co^{3+}$   $Co^{3+}_{aq} + e^- = Co^{2+}_{aq}$
- Définir l'ordre dans lequel les réactions ont eu lieu pour confirmer les observations.

1<sup>ère</sup> étape : les ions  $Co^{2+}$ (aq) (roses) sont oxydés en ions cobalt(III)  $Co^{3+}$ (aq) (verts) par le peroxyde d'hydrogène :



Cette réaction est relativement rapide.

2<sup>ème</sup> étape : les ions  $Co^{2+}$  sont régénérés au cours de la réduction des ions  $Co^{3+}$  par les ions tartrate :

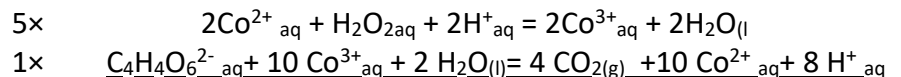


Cette réaction est également relativement rapide.

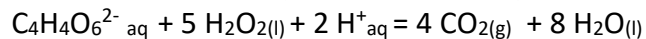
- Expliquer comment les ions  $\text{Co}^{2+}$  interviennent dans la réaction en tant que catalyseur.

Bilan global de la réaction :

On additionne les deux réactions rapides précédentes dans les proportions suivantes :



Bilan :



On retrouve évidemment le bilan obtenu sans catalyse.

Les ions  $\text{Co}^{2+}$  n'apparaissent pas dans l'équation de réaction, mais ont permis une accélération de la réaction : ce sont des catalyseurs.

Rq : même si le catalyseur est consommé puis régénéré, il n'est pas un réactif de la réaction globale.

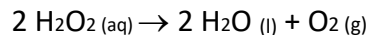
### 3. Catalyse hétérogène Dismutation de l'eau oxygénée en présence de $\text{MnO}_2$ (s)

La Catalyse est hétérogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment un mélange hétérogène.

#### a. L'eau oxygénée :

L'eau oxygénée vendue dans le commerce est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène.

On s'intéresse à la réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène :



Justifier que la réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène est bien une réaction lente ?

L'eau oxygénée contient du peroxyde d'hydrogène. Ce composé ne subit quasiment pas la réaction de dismutation décrite. La réaction est extrêmement lente, voire « cinétiquement bloquée »

#### b. Manipulation :

On introduit de l'eau oxygénée dans un tube à essais

On y ajoute  $\text{MnO}_2$  en poudre

#### c. Observation :

Décrire la réaction observée.

On observe un fort dégagement gazeux. Toutefois, aucune portion de poudre n'a disparu.

#### d. Interprétation :

Expliquer pourquoi  $\text{MnO}_2$  est un catalyseur de la réaction observée.

Le dioxyde de manganèse a accéléré la dismutation du peroxyde d'hydrogène, sans toutefois être consommé. Il est bien un catalyseur de la réaction de dismutation

