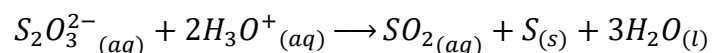


TP : Paramètres cinétiques et catalyse

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.

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 $C' = 2 \text{ mol.L}^{-1}$
- 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 Δt nécessaire à la disparition de la croix.

mélange	n	p	q	Δt
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.

Expérience	Concentrations effectives		Réactif en limitant	Δt
	$[S_2O_3^{2-}]$	$[H_3O^+]$		
1				22,5 s
2				27,3 s
3				35,1 s
4				60,0 s
5				159,1 s

- Conclusions : Effet de la concentration :

Etude de l'influence de la température :

Mélange	n	p	q	Température	Δt
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

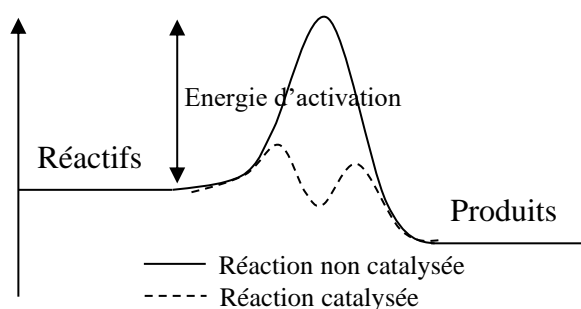
- Conclusions : effet de la température :

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 : $CO_{2(g)}/C_4H_4O_6^{2-}_{(aq)}$ 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"> ▪ 3g de tartrate de sodium dissout dans 20mL d'eau ▪ 20mL d'eau oxygénée à 9% 	<p>Mélange 2 :</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ 3g de tartrate de sodium dissout dans 20mL d'eau ▪ 10mL de solution de chlorure de cobalt ▪ 20mL d'eau oxygénée à 9%
---	---

- c. Observation : décrire les réactions

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

<https://www.youtube.com/watch?v=nOm0rtoKvvs>

<p>Mélange 1 :</p>	<p>Mélange 2 :</p>
--------------------	--------------------

- 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
 - La réduction de l'eau oxygénée
 - L'oxydation des ions Co^{2+}
 - La réduction des ions Co^{3+}
- Définir l'ordre dans lequel les réactions ont eu lieu pour confirmer les observations.

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

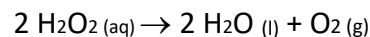
3. Catalyse hétérogène Dismutation de l'eau oxygénée en présence de MnO_2 (s)

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 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 MnO_2 est un catalyseur de la réaction observée.