

# Cinétique chimique

## Étude expérimentale de la vitesse de formation d'un corps

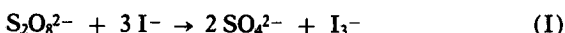
TERMINALE C - TERMINALE D

par M. GENEVIÈVE et M. PONSOLLE,  
Lycée de Saint-Girons, 09200.

---

### I. REACTION ETUDIEE.

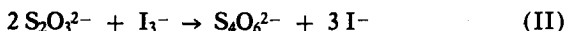
Oxydation des ions iodure  $I^-$  par les ions peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}$  :



On peut, avant l'étude quantitative, faire mélanger les deux solutions pour vérifier que la couleur marron de l'iode apparaît peu à peu.

En présence d'empois d'amidon, l'ion  $I_3^-$  formé donne immédiatement une coloration bleue (à vérifier).

Nous allons réduire les ions tri-iodure  $I_3^-$  formés au début de la réaction par l'ion thiosulfate  $S_2O_3^{2-}$  :



La réaction (I) est lente et la réaction (II) est très rapide. Il n'apparaît une coloration bleue ( $I_3^-$  en présence d'empois d'amidon) que si les ions thiosulfate ont disparu.

Le temps nécessaire à l'apparition de la coloration bleue permet de connaître la durée de la formation d'une quantité déterminée d'ion  $I_3^-$  par la réaction (I).

### II. Première séance : ETUDE DE LA RÉACTION LENTE.

On prépare 2 béchers :

bécher A : 25 ml de KI  $c = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ ,  
0,5 ml de  $Na_2S_2O_3$ ,  $5 H_2O$   $c = 1 \text{ mol.l}^{-1}$ ,  
10 gouttes d'empois d'amidon ;

bécher B : 25 ml de  $Na_2S_2O_8$   $c = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ .

Nous versons rapidement le contenu de A dans B et on déclenche le chronomètre.

Nous plaçons tout de suite le bécher contenant le mélange sous une burette qui contient une solution de thiosulfate (1 mol.l<sup>-1</sup>).

Le mélange A + B bleuit ; nous notons le temps  $t_1$  ; nous ajoutons à nouveau avec la burette 0,5 ml de thiosulfate.

Tableau des résultats :

|                                     |   |                     |  |                     |
|-------------------------------------|---|---------------------|--|---------------------|
| $t$ (mn)                            | 0 | 5                   |  | 70                  |
| V (ml) thiosulfate                  | 0 | 0,5                 |  | 5                   |
| nombre de moles de $I_3^-$ produits | 0 | $2,5 \cdot 10^{-4}$ |  | $2,5 \cdot 10^{-3}$ |
| $[I_3^-]$ mol.l <sup>-1</sup>       | 0 | $5 \cdot 10^{-3}$   |  | $5 \cdot 10^{-2}$   |

Nous traçons le graphe  $[I_3^-] = f(t)$ .

L'allure du graphe montre que la vitesse de formation de l'ion  $I_3^-$  diminue au cours du temps : c'est que la solution s'appauvrit en ions peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}$ . La concentration en ions iodure  $I^-$  reste constante du fait de sa régénération par le thiosulfate (réaction II).

Nous pouvons calculer les vitesses instantanées de cette réaction à différents instants.

Le volume initial du milieu réactionnel 50 ml étant grand par rapport au volume de thiosulfate ajouté (5 ml), il est possible de considérer que le volume du système reste constant.

### III. Deuxième séance : ETUDE DES FACTEURS CINETIQUES.

#### 1. CATALYSEUR.

On reprend les b  chers A et B comme en II mais on ajoute à chacun 1 cristal de sulfate ferreux. Il ne ne passe rien de notable.

On mélange A et B, on agite et on déclenche le chronomètre. Le temps d'apparition de la couleur bleue est 1 mn alors que sans sulfate ferreux et dans les mêmes conditions, on trouvait 5 mn (voir T.P. pr  c  dent).

Conclusion ?

## 2. INFLUENCE DE LA TEMPÉRATURE SUR LA VITESSE DE RÉACTION.

On reprend les mêmes béchers A et B mais on les place avant de les mélanger quelques minutes dans un bain-marie tiède (jusqu'à 60°C). On les mélange et on laisse le système au bain-marie.

A 60°C, la teinte bleue apparaît au bout de  $t = 1 \text{ mn } 30 \text{ s}$ . Comparer avec le résultat de II (5 mn).

Conclusion ?

## 3. INFLUENCE DES MOLARITÉS.

On réalise un mélange de KI et de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$  à la température ambiante, on en fait deux parts égales dans deux béchers (1) et (2). On double le volume de la solution du bécher (2) avec de l'eau distillée. Ce bécher (2) reste toujours plus foncé que le bécher (1). Attendre environ 5 mn.

Au bout de ces 5 mn, on ajoute de l'eau distillée en (1) pour avoir le même volume qu'en (2); ceci permet de comparer les quantités d'ions trio-iodure formés.

Conclusion ?

## IV. REMARQUES.

On peut donc étudier :

- dans une première séance de T.P. la vitesse de formation d'un corps,
- dans une seconde séance, les facteurs cinétiques.

L'étude porte toujours sur la même réaction oxydation des ions iodures par les ions peroxodisulfate; réaction qui est au programme des classes terminales. Cette étude simplifiera la tâche de nos élèves.

---