

# Chapitre 8 Cinétique chimique

## I Vitesse d'une réaction chimique

### 1. Réactions rapides

Exemples :  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$  donne  $\text{AgCl}$  (précipité blanc). Le précipité se forme immédiatement.

Regarder : <https://www.youtube.com/watch?v=heNfnP5ZHLA>

$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^-$  donne  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  (précipité bleu) . Formation instantanée.

solution basique ( $\text{pH} > 7$ ) + BBT : le BBT (initialement orange devient jaune dès qu'il y a contact entre les réactifs)

Regarder: <https://www.youtube.com/watch?v=YB3QfmB2S9E>

Une réaction est **rapide** lorsqu'elle semble achevée dès que les réactifs entrent en contact.

### 2. Réactions lentes

Exemple :

50 mL ions iodure à 0,2 mol/L + 50 mL eau oxygénée à 0,01 mol/L + gouttes acide sulfurique

Regarder: [https://www.youtube.com/watch?v=K\\_yECsJaN8A](https://www.youtube.com/watch?v=K_yECsJaN8A)

Il se forme progressivement du diiode  $\text{I}_2$  de couleur jaune. On voit bien que la réaction prend du temps (ici environ 1 minute) puisque la teinte jaune due à la formation du diiode devient de plus en plus foncée. Cet assombrissement provient de l'augmentation de la concentration en diiode lors de cette réaction. Lorsque la quantité de l'un des réactifs devient nulle, la réaction ne peut plus se poursuivre, le diiode n'est plus formé. La teinte brune n'évolue plus.

Une réaction est **lente** lorsqu'elle dure de quelques secondes à plusieurs dizaines de minutes, voire des heures, des jours... Il n'y a pas de critère officiel. Si on arrive à suivre l'évolution de la réaction (par la couleur, ou la formation d'un gaz, etc...) avec nos sens, on considère que la réaction est lente.

## II Facteurs cinétiques

### 1. Paramètres influençant la vitesse d'une réaction

Quels paramètres, conditions, peuvent modifier la vitesse d'une réaction chimique ?

Liste des paramètres:

- les concentrations initiales  $c$  des réactifs (rappel  $c = \frac{n}{V}$  )

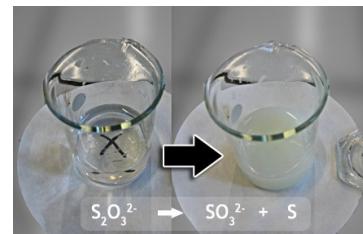
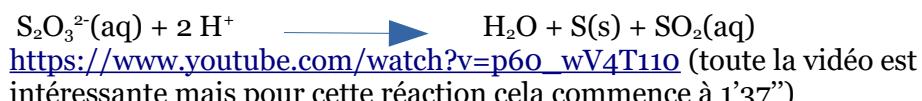
- la température du mélange réactionnel
- la pression (pour une réaction entre gaz)
- le solvant utilisé
- la présence ou non d'un catalyseur

### 2. Mise en évidence

#### a) Influence de la concentration initiale des réactifs

Réaction étudiée :

En milieu acide, les ions thiosulfate  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (aq) réagissent lentement avec les ions hydrogène  $\text{H}^+$ (aq) pour donner du soufre S(s) et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$ (aq) selon la réaction d'équation :



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 placé sous le bêcher et toujours observé dans les mêmes conditions.

Matériel et produits disponibles :

Des bêchers de 100 mL, deux éprouvettes graduées de 50 mL, un chronomètre (facultatif), 1 solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) à 0,05 mol/L, deux solutions d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ) à 0,10 mol/L et à 0,5 mol/L, une feuille de brouillon.

Manipulation :

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.

Réponse :

Protocole :

- préparer 2 bêchers contenant : l'un 10 mL ( $H^+ + Cl^-$ ) à 0,10 mol/L , l'autre 10 mL ( $H^+ + Cl^-$ ) à 0,5 mol/L
- placer ces 2 bêchers sur des feuilles où l'on aura dessiné une croix ( on voit la croix par transparence)
- verser en même temps 10 mL de (  $2Na^+ + S_2O_3^{2-}$  ) dans chacun des 2 bêchers
- regarder par au-dessus des bêchers l'opacification progressive des mélanges réactionnels
- le mélange pour lequel la croix n'est plus visible en premier est le mélange où la réaction a été la plus rapide.

Remarque : on pourrait aussi utiliser un chronomètre.

Réalisation et observations :

Le bêcher contenant ( $H^+ + Cl^-$ ) à 0,5 mol/L a été celui où la réaction a été la plus rapide (temps  $t_d$  le plus court).

**Conclusion :** Plus les **concentrations** initiales des réactifs sont **élevées**, plus la vitesse de la réaction est **grande**. Pourquoi ? Lorsque les concentrations des réactifs sont élevées, il y a plus de chance que les espèces chimiques réactives se percutent et donc forment le ou les produits. On dit que le nombre de chocs efficaces augmente.

Regarder: <https://www.youtube.com/watch?v=He8VZgeOlnA> On augmente la quantité de B (et donc la concentration si le volume reste constant). La vitesse de la réaction est de plus en plus grande car le nombre de chocs efficace par seconde est de plus en plus grand.

b) Influence de la température sur la vitesse d'une réaction

Réaction étudiée :

La réaction étudiée est la réaction entre les ions permanganate  $MnO_4^-$ (aq) (violet) et l'acide oxalique (incolore)  $H_2C_2O_4$ (aq) d'équation :



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

Matériel :

Deux erlens de 100 mL, deux éprouvettes graduées de 50 mL, un chronomètre, un grand bêcher, une plaque chauffante, une solution acidifiée de permanganate de potassium  $K^+ + MnO_4^-$  à 0,005 mol/L, une solution d'acide oxalique à 0,1 mol/L.

Manipulation :

Proposer un protocole permettant de mettre en évidence l'influence de la température du milieu réactionnel sur la rapidité de la réaction étudiée.

Protocole :

- Préparer 2 erlens et un bain-marie (température de l'eau 60°C)
- Placer 10 mL d'acide oxalique à 0,1 mol/L dans chaque erlen.
- Placer l'un des erlens dans l'eau du bain-marie
- Ajouter simultanément dans les 2 erlens, 10 mL de  $K^+ + MnO_4^-$  à 0,005 mol/L

Réalisation et observations :

Le mélange se décolore très lentement (10 minutes) dans l'erlen laissé à température ambiante. Par contre, le mélange placé dans le bain-marie se décolore en quelques secondes.

Conclusion :

Plus la température est élevée, plus la vitesse de la réaction est élevée.

**Pourquoi ?** : Lorsque la température augmente l'agitation moléculaire augmente, ce qui augmente aussi la fréquence des chocs efficaces entre réactifs.

Regarder : <https://www.youtube.com/watch?v=G5WEH3V5cwM>

Remarque : il est parfois intéressant de diminuer la vitesse d'une réaction (réfrigérateur, congélateur...)