

# TP-Cours 9: Facteurs cinétiques



Dans cette activité, on mettra en évidence de façon qualitative des paramètres pouvant influencer la vitesse d'une réaction chimique lente. On verra que la connaissance de ces paramètres est directement liée à certaines techniques de conservation des aliments.

Pour que des espèces chimiques réagissent entre elles, il faut qu'elles entrent en collision. Cependant, toutes les collisions ne mènent pas forcément à une réaction. En effet, les espèces qui interagissent doivent parfois posséder une énergie cinétique suffisante ou entrer en collision avec une orientation particulière. C'est pourquoi certaines réactions chimiques sont lentes.

On appelle cinétique chimique l'étude de l'évolution dans le temps de ces réactions. Selon les situations, on peut avoir besoin qu'une réaction chimique se produise plus rapidement (par exemple lors de synthèses industrielles), ou au contraire, plus lentement (par exemple, pour la conservation des aliments).

## Etape 1 : Etude d'un premier paramètre influençant la vitesse de réaction

Certains aliments, comme le beurre, sont sensibles à la réaction d'oxydation par l'oxygène de l'air qui dégrade leurs composants. On dit que le beurre devient rance. Il ne s'agit pas d'un développement bactérien, mais simplement d'une réaction entre les acides gras du beurre et le dioxygène. En mettant le beurre au réfrigérateur, on prolonge sa durée de conservation.

- Quel paramètre est mis en évidence dans le texte ci-dessus pour ralentir ou accélérer une réaction chimique ?
- Proposer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de mettre en évidence l'influence de ce paramètre sur la rapidité de la réaction 1 du document 1. (Vous ferez en sorte d'utiliser de petites quantités de solutions et de mettre le permanganate en défaut (limitant))

## Etape 2 : Etude d'un deuxième paramètre influençant la vitesse de réaction

Le principale réactif de la réaction d'oxydation du beurre et d'autres aliments est le dioxygène de l'air. Il est donc préférable, pour ralentir le réaction, d'emballer ses aliments, voire de les conserver sous vide.

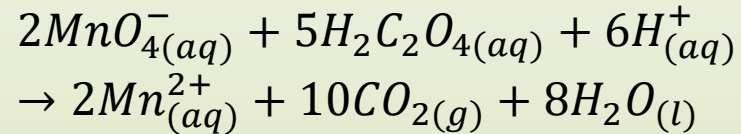
- Quel paramètre est mis en évidence dans le texte ci-dessus pour ralentir ou accélérer une réaction chimique ?
- On s'intéresse à la réaction 2 du document 1 : Proposer une idée précise pour repérer facilement la fin de la réaction chimique.
- Proposer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de mettre en évidence l'influence de la concentration **d'un des réactifs** sur la rapidité de la réaction 2.

### Conclusion

En vous appuyant sur l'introduction du TP, expliquez théoriquement pourquoi les deux paramètres mis en évidence dans cette activité permettent de ralentir ou d'accélérer une réaction chimique.

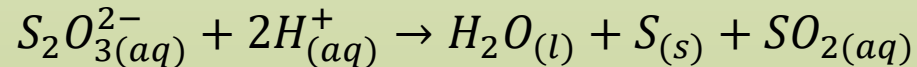
# Document 1 : Deux exemples de réactions lentes

**Réaction 1** : En milieu acide, les ions permanganate,  $\text{MnO}_4^-$  (aq) et l'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (aq), réagissent selon la réaction d'équation :



Les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  (aq) ont une coloration violette en solution aqueuse.

**Réaction 2** : 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  $\text{S}$  (s) et du dioxyde de soufre  $\text{SO}_2$  (aq) selon la réaction d'équation :



Le soufre solide reste en suspension dans la solution et le mélange s'opacifie progressivement, de sorte qu'on finit, au bout d'un certain temps, par ne plus voir au travers de la solution.

## **Solution à disposition :**

- Une solution d'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (aq)) à  $2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Une solution acidifiée de permanganate de potassium ( $\text{K}^+$  (aq) +  $\text{MnO}_4^-$  (aq)) à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

## **Solution à disposition :**

Deux solutions de thiosulfate de sodium ( $\text{Na}^+$  (aq) +  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  (aq)) de concentration différentes :

- $0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- $5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Deux solutions d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+$  (aq) +  $\text{Cl}^-$  (aq)) de concentration différentes :

- $0,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- $5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$