

# TP de chimie n°3

## Facteurs influant sur la vitesse d'une réaction chimique

### Compte rendu

Les objectifs du TP sont d'étudier les paramètres (appelés **facteurs cinétiques**) qui agissent sur la rapidité d'évolution d'un système chimique ainsi que les différents types de catalyse pour en comprendre les avantages et les inconvénients.

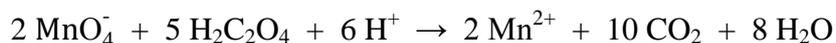
#### I) Etude des facteurs cinétiques :

Nous savons qu'une transformation chimique résulte de **chocs efficaces** entre les réactifs en jeu. Plus le nombre de chocs efficaces par unité de temps est grand, plus la transformation est rapide.

Les facteurs cinétiques sont des facteurs influant sur la vitesse d'une transformation chimique. Compte tenu de ce que l'on vient de dire, on suppose que la **température** et la **concentration des réactifs** sont deux facteurs qui vont influencer sur la rapidité des transformations chimiques.

On se propose ici de réaliser des expériences dans le but de montrer l'influence de ces facteurs sur la vitesse des transformations chimiques. On se posera également la question de l'influence du **solvant** de la réaction.

Cette étude se fera autour de la réaction entre les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  et l'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  dont l'équation de réaction est :



Toutes les espèces intervenant dans cette réaction sont incolores à l'exception de l'ion permanganate qui est de couleur **violette**. Nous évaluerons donc la vitesse de la réaction par observation de la rapidité de la disparition de la couleur violette.

#### 1) Etude de l'influence de la température :

##### Protocole :

On va réaliser la réaction entre les ions permanganate et l'acide oxalique à 3 températures différentes : dans un bain de glace, à température ambiante puis sur une plaque chauffante.

Le **choix des volumes** se fait en fonction des coefficients stœchiométriques de l'équation, des concentrations des solutions et du fait que nous souhaitons voir la disparition de la couleur violette. Ce dernier point impose que les **ions permanganate** soient le réactif **en défaut**.

D'après l'équation, pour 2 ions permanganate, il faut 5 molécules d'acide oxalique. Donc la quantité d'acide oxalique doit être 2,5 (5/2) fois plus grande que celle des ions permanganate. Pour s'assurer que les ions permanganate soient en défaut, il suffit donc de s'assurer que la quantité d'acide oxalique introduite soit environ 3 fois supérieure à celle des ions permanganate.

Compte tenu du matériel disponible sur la paillasse et de ce que l'on vient de dire, on peut proposer de réaliser des mélanges de 3 mL de permanganate de potassium à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et 10 mL d'acide oxalique à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Le choix de solutions de même concentration facilite le raisonnement, puisque le rapport des quantités de matière est dans ce cas (et dans ce cas uniquement) égal au rapport des volumes.

Donc finalement, dans 3 béchers, on verse 3 mL de permanganate de potassium à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et 10 mL d'acide oxalique à  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . Le premier bécher est placé dans un bain de glace, le second est laissé à température ambiante et le troisième est placé sur une plaque chauffante.

Les mélanges sont réalisés simultanément et on déclenche un chronomètre au moment du mélange des deux réactifs.

#### Observations :

La décoloration est la plus rapide dans le bécher placé sur la plaque chauffante et la plus lente dans le bécher situé dans le bain de glace.

#### Conclusion :

La température est un facteur cinétique : plus la température d'un mélange réactionnel est grande, plus la réaction est rapide.

#### Interprétation :

La température est une grandeur liée à l'agitation moléculaire. Autrement dit, plus la température est élevée, plus les réactifs sont agités. Il est donc logique que le nombre de chocs efficaces par unité de temps soit plus grand et que la réaction soit plus rapide.

### 2) Etude de l'influence de la concentration des réactifs :

#### Protocole :

Nous allons réaliser la même réaction que précédemment dans 2 béchers, en utilisant des solutions de concentrations différentes.

Comme précédemment, les ions permanganate doivent être en défaut, donc nous introduirons dans les béchers une quantité environ 3 fois plus grande d'acide oxalique.

Dans le bécher 1, nous mélangeons les solutions de concentrations les plus élevées :  $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . Les concentrations étant égales, comme précédemment, un mélange de 3 mL de permanganate de potassium et de 10 mL d'acide oxalique paraît judicieux.

Dans le bécher 2, nous mélangeons la solution de permanganate de potassium à  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  avec la solution d'acide oxalique à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . **Les solutions n'ont pas la même concentration, donc il faut faire attention.**

Si on choisit pour l'acide oxalique un volume de 10 mL, alors :

$$n_{\text{acide}} = c \times V = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\text{Il faut donc } n_{\text{permanganate}} = 1/3 \times n_{\text{acide}} = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

Et donc un volume de permanganate de potassium  $V = n_{\text{permanganate}} / C = 3,3 \cdot 10^{-5} / 5,0 \cdot 10^{-3} = 6,6 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 6,6 \text{ mL}$ .

Pour faire simple, on prendra 6 mL (on arrondi en dessous car on veut que le réactif soit en défaut).

En résumé, dans le bécher n°2, on mélange 6 mL de permanganate de potassium à  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et 10 mL d'acide oxalique à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Les mélanges sont réalisés simultanément et on déclenche un chronomètre au moment du mélange des deux réactifs.

#### Observations :

La décoloration est plus rapide dans le bécher 1.

#### Conclusion :

La concentration des réactifs est un facteur cinétique : plus la concentration des réactifs est grande, plus la réaction est rapide.

#### Interprétation :

Plus la concentration des réactifs est grande, plus le nombre de réactifs par unité de volume est grand. Il est donc logique que le nombre de chocs efficaces par unité de temps soit lui aussi plus grand et que la réaction soit plus rapide.

### 3) Etude de l'influence du solvant :

Pour étudier l'influence du solvant, nous allons réaliser deux mélanges identiques de permanganate de potassium et d'acide oxalique, en utilisant des solutions préparées dans deux solvants différents : l'eau et l'acétone.

Les solutions disponibles étant toutes de concentration identique ( $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ ), nous réaliserons des mélanges de 3 mL de permanganate de potassium et de 10 mL d'acide oxalique (voir le raisonnement dans la première partie).

Dans le bécher 1, nous mélangeons les solutions aqueuses (solvant = eau) et dans le bécher 2, nous mélangeons les solutions dont le solvant est l'acétone.

Les mélanges sont réalisés simultanément et on déclenche un chronomètre au moment du mélange des deux réactifs.

#### Observations :

La décoloration est plus rapide dans le bécher 2.

#### Conclusion :

Le solvant d'une réaction a une influence sur la vitesse de celle-ci.

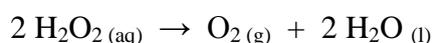
### Interprétation :

Lorsque les réactifs sont en solution, ils sont entourés de molécules de solvant. La facilité avec laquelle les réactifs pourront être mis en contact et réagir est donc liée au solvant puisque ces réactifs devront traverser des couches de solvant pour pouvoir être en contact.

## II) Catalyse d'une réaction chimique :

Le but de cette partie est de mettre en évidence 3 types de catalyse pour les réactions chimiques. Nous travaillerons sur la réaction de dismutation de l'eau oxygénée car elle peut être catalysée par les 3 types de catalyse.

L'équation de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée est :



### Protocole :

On réalise la manipulation suivante :

- Dans 4 tubes à essais, verser quelques mL d'eau oxygénée à 30 volumes. Numérotter les tubes de 1 à 4.
- Dans le tube n°2, introduire un fil de platine.
- Dans le bécher n°3, introduire quelques gouttes de solution de chlorure de fer (III).
- Dans le tube n°4, introduire un petit morceau de navet.

### Observations et interprétation :

Dans le tube 1, il ne se passe rien. La réaction étant très lente, aucun dégagement de dioxygène n'est observé. C'est le tube témoin.

Dans le tube 2, on voit des bulles autour du fil de platine. On en déduit que du dioxygène s'est formé, la réaction a donc été accélérée. Le platine est un catalyseur de cette réaction.

Dans le tube 3, on observe beaucoup plus de bulles que dans le tube 2, réparties dans l'ensemble du tube. De même, du dioxygène s'est formé, la réaction a donc été accélérée. Le chlorure de fer (III) est un catalyseur de cette réaction.

Dans le tube 4, on observe des bulles autour du morceau de navet. De même, du dioxygène s'est formé, la réaction a donc été accélérée. Le navet contient une enzyme qui est un catalyseur pour cette réaction.

### Définitions :

- Un catalyseur est une espèce chimique permettant d'accélérer une réaction chimique.

Attention : un catalyseur n'est pas universel, c'est-à-dire qu'il n'accélère pas toutes les réactions chimiques. Chaque réaction possède un ou plusieurs catalyseurs spécifiques. Certaines réactions n'ont pas de catalyseur connu.

- Lorsque le catalyseur et les réactifs ne sont pas dans le même état physique, on parle de catalyse hétérogène.
- Lorsque le catalyseur et les réactifs sont dans le même état physique, on parle de catalyse homogène.
- Lorsque le catalyseur est une enzyme, on parle de catalyse enzymatique. Ce type de catalyse se trouve fréquemment en milieu biologique.

Avantages et inconvénients :

La catalyse homogène est plus efficace que la catalyse hétérogène car lors d'une catalyse homogène, la totalité du catalyseur sert à accélérer la réaction tandis que lors d'une catalyse hétérogène, seule la surface du catalyseur sert à accélérer la réaction.

Par contre, l'intérêt d'utiliser un catalyseur hétérogène est que celui-ci est beaucoup plus facile à récupérer à la fin de la réaction. Lors d'une catalyse homogène, la séparation du catalyseur et des produits formés est très difficile.

En conclusion, ce TP nous a permis de mettre en évidence tous les paramètres influant sur la vitesse d'une réaction : température, concentration des réactifs, solvant, présence d'un catalyseur. Ces paramètres sont généraux, on peut trouver en fonction des cas, d'autres paramètres influant sur la vitesse de certaines réactions.