

## 1 Définitions

La lenteur ou la rapidité d'une réaction est toujours **relative** à une technique de mesure donnée.

Une transformation chimique est dite **lente par rapport à une technique de mesure donnée** si la grandeur mesurée ne change pas de façon significative pendant la durée de la mesure. Dans le cas contraire, la transformation est dite rapide par rapport à cette technique de mesure.

Par conséquent, pour suivre l'évolution d'un système chimique en fonction du temps, il faut toujours choisir une méthode de mesure telle que la réaction soit lente vis-à-vis de cette méthode.

Exemple : certaines réactions (par exemple en chimie organique) sont lentes si elles sont étudiées avec un conductimètre, mais trop rapides pour pouvoir être étudiées par titrages successifs.

## 2 Facteurs cinétiques

### a. Influence de la température

En général, une réaction chimique est d'autant plus rapide que la température du système chimique est plus élevée. On dit que la température est un **facteur cinétique**.

C'est à utiliser dans les deux sens :

- accélérer ou déclencher une transformation lente ou bloquée :
  - synthèse de l'ammoniac à partir de dihydrogène et de diazote : 450 °C ; plâtre produit à 290 °C à partir du gypse ;
  - accélérer la cuisson en augmentant la température (cocotte-minute) ;
  - amorcer une explosion (moteurs+bougies, explosifs+détonateur, etc.) ;
- ralentir ou stopper une transformation chimique :
  - conserver les aliments au froid (frigo 4 °C, congélateur -20 °C) : ralentir les réactions de décomposition par les micro-organismes et ralentir la formation de toxines ;
  - conserver au froid les cellules vivantes pour stopper la division cellulaire (attention à l'éclatement des cellules) : azote liquide à -196 °C ;
  - stopper une réaction à une composition du mélange donnée pour conserver cette composition : **trempe** (acier trempé, verre trempé).

### b. Influence des concentrations des réactifs

En général, une réaction chimique est d'autant plus rapide que la concentration initiale d'au moins un des réactifs est plus élevée. On dit que **la concentration des réactifs est un facteur cinétique**.

Application : pour bloquer un système, on peut le diluer dans un grand volume de solvant.

### c. Interprétation microscopique

La matière est composée d'entités microscopiques qui sont animées en permanence d'un mouvement désordonné appelé **agitation thermique**. Plus la température est élevée, plus la vitesse des particules est grande. Par exemple, diazote et dioxygène de l'air vont à environ 500 m.s<sup>-1</sup>.

Ces entités s'entrechoquent continuellement : il y a environ 10<sup>9</sup> chocs par seconde dans un gaz. Plus la température est élevée, plus la fréquence des chocs est grande.

Soit une réaction  $A + B \rightarrow C + D$ . Pour qu'elle se produise, il faut qu'une molécule A rencontre une molécule B : il faut un **choc** entre A et B. Mais cela ne suffit pas : il faut encore que ce choc soit **efficace**, c'est-à-dire suffisamment énergétique pour permettre à la réaction de se produire.

Si la température augmente, l'agitation thermique augmente donc la fréquence des chocs **et** l'énergie cinétique des molécules augmentent. Il y a plus de chocs efficaces et la transformation est plus rapide.

Si la concentration des réactifs plus élevée, la probabilité de rencontre entre les réactifs plus grande, donc il y a plus de chocs et en particulier plus de chocs efficaces : la transformation est plus rapide.

### 3 Catalyse

Un **catalyseur** est une espèce chimique qui n'apparaît pas dans le bilan de la réaction chimique et ne modifie pas l'état final du système, mais qui accélère la réaction.

La **catalyse** est l'action d'un catalyseur lors d'une réaction chimique.

#### a. Catalyse homogène

La catalyse est dite **homogène** lorsque le catalyseur appartient à la même phase que les réactifs.

Le catalyseur participe alors à la transformation chimique. Il est transformé en une autre espèce et est ensuite régénéré. Il n'apparaît pas dans le bilan.

Exemples :

- l'ion hydronium  $\text{H}^+$  catalyse les estérifications et les hydrolyses d'esters ;
- la dismutation de l'eau oxygénée est catalysée par les ions fer II.

#### b. Catalyse hétérogène

La catalyse est dite **hétérogène** si le catalyseur et les réactifs n'appartiennent pas à la même phase.

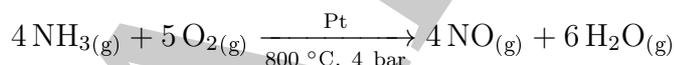
Souvent le catalyseur est un solide métallique à la surface duquel la réaction se produit. L'efficacité du catalyseur dépend donc de la surface disponible.

Exemples :

- la dismutation de l'eau oxygénée est catalysée par le platine en poudre ;
- la synthèse industrielle de l'ammoniac est catalysée par de la poudre de fer



- la transformation de l'ammoniac en monoxyde d'azote est la première étape de la production d'acide nitrique ; elle est catalysée par le platine :



En l'absence de catalyseur, on produirait du diazote, ce qui serait stupide :



#### c. Catalyse enzymatique

Les **enzymes** sont des catalyseurs biochimiques de nature protéique.

Exemple : la synthèse de l'ammoniac peut se faire dans les plantes à température ordinaire et à pression atmosphérique par catalyse enzymatique.

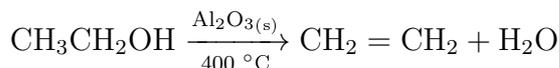
Les enzymes sont des catalyseurs redoutablement efficaces. Par exemple, l'uréase ramène à  $10^{-4}$  s le temps de demi-réaction de la réaction entre l'urée et l'eau, qui est de  $10^9$  s en l'absence de catalyseur.

#### d. Sélectivité

Un catalyseur est **sélectif**, c'est-à-dire qu'il accélère une réaction précise.

Exemple : selon le catalyseur choisi, l'éthanol peut :

- être déshydraté avec l'alumine (on produit un alcène) :



- être déshydrogéné avec le cuivre (on produit un aldéhyde) :

