

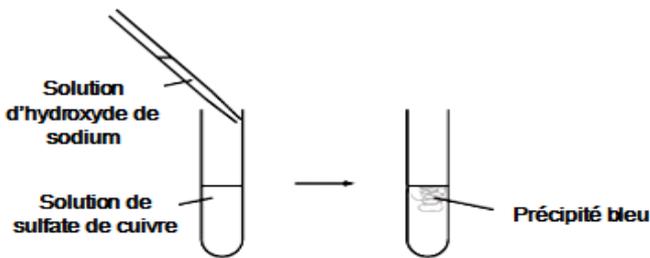
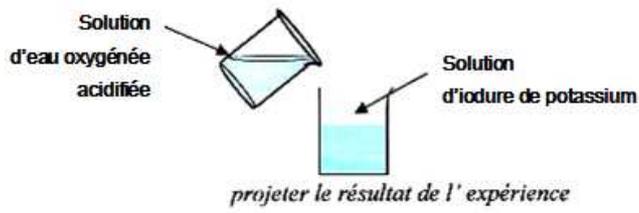
## CINETIQUE ET CATALYSE

**Introduction :**

De même qu'en mécanique où il n'y a pas de frontière bien définie entre les mouvements lents et les mouvements rapides, en chimie il n'y a pas de frontière bien définie entre transformation lente et rapide. La distinction repose essentiellement sur la qualité de l'instrument de mesure et d'étude.

Le plus souvent en chimie, l'instrument d'observation est l'œil, on pourra donc définir la rapidité de la transformation au travers de cet instrument.

**I. Qu'est ce qu'une transformation chimique rapide ou lente?**

	Réactions rapides	Réactions lentes
Mise en évidence	<p>Dans un tube à essais contenant une solution de sulfate de cuivre II (<math>\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}</math>) à <math>10^{-1}</math> mol/L, on ajoute quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium (<math>\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}</math>) à 1 mol/L.</p>  <p>Solution d'hydroxyde de sodium</p> <p>Solution de sulfate de cuivre</p> <p>Précipité bleu</p>	<p>Dans un bécher contenant 20 ml d'une solution d'iodure de potassium (<math>\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{I}^{-}_{(\text{aq})}</math>) à <math>0,2 \text{ mol.L}^{-1}</math>, on ajoute 20ml d'une solution d'eau oxygénée <math>\text{H}_2\text{O}_2</math> à <math>0,1 \text{ mol.L}^{-1}</math> acidifiée avec de l'acide sulfurique</p>  <p>Solution d'eau oxygénée acidifiée</p> <p>Solution d'iodure de potassium</p> <p>projeter le résultat de l'expérience</p>
Observation/interprétation	<p>On observe quasi-instantanément <b>l'apparition d'un précipité bleu</b> d'hydroxyde de cuivre II selon l'équation :</p> $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{OH}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ <p>Remarque : les ions <math>\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}</math> et <math>\text{Na}^{+}_{(\text{aq})}</math> sont spectateurs</p>	<p>On observe que l'apparition du diiode est progressive comme en témoigne la coloration progressive de la solution.</p> <p>Il s'est produit une réaction d'oxydoréduction entre les ions iodures et l'eau oxygénée mettant en jeu un <b>transfert d'électrons</b>.</p> <p><b>Couples oxydant réducteur mis en jeu :</b>  <math>\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}</math> et <math>\text{I}_2/\text{I}^{-}</math></p> <p><b>Demi-équations électroniques :</b>  <math>\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}</math>  <math>2\text{I}^{-}_{(\text{aq})} = \text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^{-}</math></p> <p><b>Equation de la réaction :</b></p> $\begin{array}{r} \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \\ 2\text{I}^{-}_{(\text{aq})} = \text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \\ \hline \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2\text{I}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{I}_{2(\text{aq})} \end{array}$
conclusion	<p><b>Une transformation est dite rapide si la durée d'évolution du système est trop courte pour pouvoir être mesuré.</b></p>	<p><b>Une transformation est dite lente si l'on peut mesurer la durée d'évolution du système. On pourra alors suivre ces transformations à l'œil nu ou à l'aide d'instruments de mesure (spectrophotomètre, conductimètre, capteur de pression...)</b></p>
remarque	<p>Lorsque la transformation entraîne un changement d'aspect, la durée d'évolution peut-être évaluée à l'œil nu et la transformation est rapide si cette durée est inférieure à la durée de persistance rétinienne, soit environ un dixième de seconde. C'est le cas pour de nombreuses réaction de précipitation, acido-basiques, explosives...</p>	<p>Les réactions d'oxydoréduction sont souvent lentes. Il existe des transformations qualifiées <b>d'infiniment lentes</b> : L'évolution du système est possible mais ne peut être apprécié. (Ex : les transformations à l'origine du vieillissement du vin).</p>

## II. Comment accélérer ou ralentir une réaction chimique ?

### 1. Définition :

Les grandeurs qui peuvent influencer sur la durée donc la vitesse d'évolution d'une transformation chimique sont appelés les facteurs cinétiques.

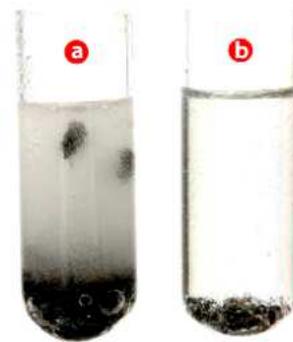
### 2. Influence de la température et de la concentration

	Influence de la température	Influence de la concentration
Mise en évidence	<p>On introduit dans un bécher 20 mL de liqueur de Fehling (contenant l'ion cuivre II en milieu basique) et une spatule de glucose en poudre puis on divise cette solution dans 4 tubes à essais :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Le premier est placé dans un bain d'eau glacée</li> <li>Le deuxième est laissé à température ambiante.</li> <li>Le troisième est mis dans un bain marie à 40 °C environ.</li> <li>Le quatrième est chauffé au bec bunsen</li> </ul> <div style="text-align: center;"> <math display="block">  \begin{array}{c}  \text{I} \quad \text{C} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{H} - \text{OH} \\  \text{HO} - \text{H} \\  \text{II} \quad \text{OH} \\  \text{H} - \text{OH} \\  \text{CH}_2\text{OH} \\  \text{Formule du glucose} \\  \text{(il s'agit d'un aldéhyde que l'on notera R-CHO)}  \end{array}  </math> </div>	<p>On prépare 2 béchers avec 30 mL d'une solution de thiosulfate de sodium à différentes concentrations (<math>C_1=0,05 \text{ mol/L}</math> et <math>C_2=0,1 \text{ mol/L}</math>)</p> <p>On introduit simultanément dans les 2 béchers 20mL d'acide chlorhydrique à 1 mol/L</p>
Observation/interprétation	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Dans le premier tube : pas d'évolution</li> <li>- Dans le deuxième tube : pas d'évolution</li> <li>- Dans le troisième tube : le mélange réactionnel met quelques minutes à réagir</li> <li>- Dans le quatrième tube, la couleur du milieu réactionnel change très rapidement</li> </ul> <p><b>Couples mis en jeu :</b> <math>\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_2\text{O}_{(\text{s})}</math> (rouge)  <math>\text{R-COO}^{-}_{(\text{aq})} / \text{R-CHO}_{(\text{aq})}</math></p> <p><b>Equation de la réaction :</b></p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <math display="block">2\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{HO}^{-}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} = \text{Cu}_2\text{O}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}</math> <math display="block">\text{R-CHO}_{(\text{aq})} + 3\text{HO}^{-} = \text{R-COO}^{-}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^{-}</math> <hr style="border-top: 1px dashed black;"/> <math display="block">\text{R-CHO}_{(\text{aq})} + 2\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 5\text{HO}^{-}_{(\text{aq})} = \text{R-COO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_2\text{O}_{(\text{s})} + 3\text{H}_2\text{O}</math> </div>	<p>On constate la formation d'un précipité jaune de soufre qui se forme plus rapidement lorsque la concentration en thiosulfate de sodium est plus importante</p> <p><b>Couples mis en jeu :</b> <math>\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_{(\text{s})}</math>  <math>\text{SO}_2_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}</math></p> <p>On dit que l'ion thiosulfate se <b>dismute</b> car il apparaît dans deux couples différents : en tant que réducteur dans un couple et oxydant dans l'autre couple.</p> <p><b>Equation de la réaction :</b></p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <math display="block">\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} + 6\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4\text{e}^{-} = 2\text{S}_{(\text{s})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}</math> <math display="block">\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = 2\text{SO}_2_{(\text{aq})} + 2\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 4\text{e}^{-}</math> <hr style="border-top: 1px dashed black;"/> <math display="block">2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} + 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{S}_{(\text{s})} + 2\text{SO}_2_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}</math> </div>
conclusion	<p><b>La température est un facteur cinétique car l'évolution du système chimique est d'autant plus rapide que la température du milieu est grande.</b></p>	<p><b>La concentration est un facteur cinétique car l'évolution du système chimique est d'autant plus rapide que les concentrations initiales des réactifs sont grandes.</b></p>
Remarque	<p><b>Lorsque l'on veut bloquer une réaction chimique, on réalise une trempage chimique.</b> Cette opération consiste à <b>ajouter une grande quantité d'eau glacée au mélange réactionnel</b> : sa température s'abaisse brusquement et la concentration des réactifs diminue bloquant ainsi la réaction chimique. Il est alors possible de doser les produits formés à cette date.</p> <p>Les deux facteurs cinétiques température et concentration interviennent simultanément.</p>	

### 3. Influence de l'état de surface des réactifs

Une transformation chimique est le résultat d'une succession de rencontres élémentaire se produisant à l'échelle de l'atome : le fait d'augmenter les lieux de rencontre conduit à accélérer la transformation.

**L'augmentation de l'état de division d'au moins un des réactifs diminue la durée d'évolution du système**



**Fig. 6** Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc : le dégagement de dihydrogène est plus important quand le zinc est en poudre **a** que lorsqu'il se présente sous la forme d'un fil ou de grenaille **b**.

### 4. Autres facteurs :

Il existe d'autres facteurs cinétiques :

- **L'éclairement** du milieu réactionnel pour les réactions photochromiques
- **Le solvant**, qui en solubilisant les réactifs favorise leur contact
- Dans certaines réactions chimiques la présence de **catalyseurs** permet d'accélérer l'évolution du système chimique

## III. Qu'est ce qu'un catalyseur ?

### 1. Définition

**Un catalyseur est une substance qui augmente la vitesse d'une réaction chimique. Il participe à la réaction mais ne fait partie ni des produits, ni des réactifs et n'apparaît donc pas dans l'équation bilan.**

Il peut être mentionné au dessus de la flèche ou du égal dans l'équation. La catalyse est l'action d'un catalyseur sur une réaction chimique.

### 2. Propriétés et mode d'action des catalyseurs

#### • Mode d'action des catalyseurs

**Expérience** Cette expérience prend de 5 à 10 minutes pour avoir un retour de la couleur rose.

Ajouter 20 ml d'eau oxygénée à 20 volumes

SANS CATALYSEUR

Visiblement, rien ne se passe (réaction très lente)

Dissoudre 3g de sel de Seignette (tartrate de sodium et de potassium) dans 50 ml d'eau

AVEC CATALYSEUR

Rajouter 2g de chlorure de cobalt II (rose). Il s'agit du catalyseur

La solution prend immédiatement une coloration rose

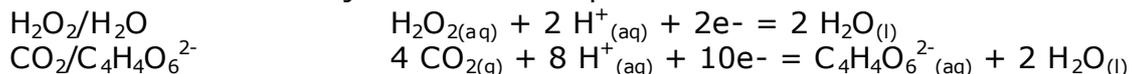
Il se produit une effervescence importante de dioxyde de carbone. La solution passe du rose au vert.

Le dégagement cesse au bout de quelques minutes et la solution redevient

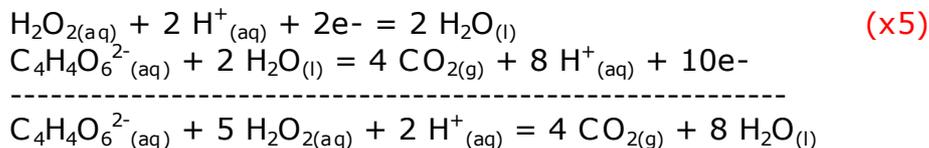
## ☑ Interprétation :

Il devrait se produire une réaction spontanée entre les ions tartrate et le peroxyde d'hydrogène :

Cette réaction met en jeu les deux couples redox :

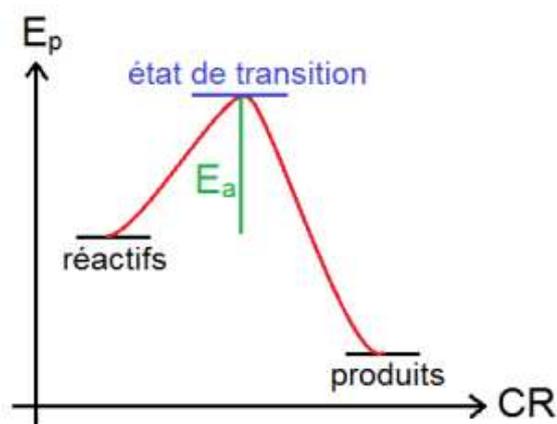


Equation de la transformation :



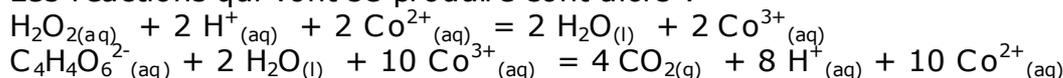
Pourtant, on observe aucune réaction. Le problème est lié à sa cinétique. La réaction est beaucoup trop lente pour être observée.

On peut expliquer l'absence apparente de réaction en traçant l'évolution de l'énergie potentielle des réactifs et produits le long du chemin réactionnel. On peut déjà constater que l'énergie associée aux produits est inférieure à celle associée aux réactifs (ce qui explique la faisabilité de la réaction). Le mécanisme de la réaction passe par un état de transition où les produits s'associent. Cet état instable a une énergie nettement supérieure à l'état initial. Ainsi même si la réaction est spontanée, elle nécessite une énergie d'activation  $E_a$  pour débiter. C'est cette barrière énergétique qui joue un rôle dans la cinétique de la réaction. **Plus l'énergie d'activation est grande et plus la réaction est lente.**



L'ion cobalt (II) est un catalyseur de la transformation spontanée entre les ions tartrate et le peroxyde d'hydrogène. Il participe à la réaction et est oxydé en ion cobalt (III) vert. La réapparition de la couleur rose montre que les ions cobalt (II) sont régénérés.

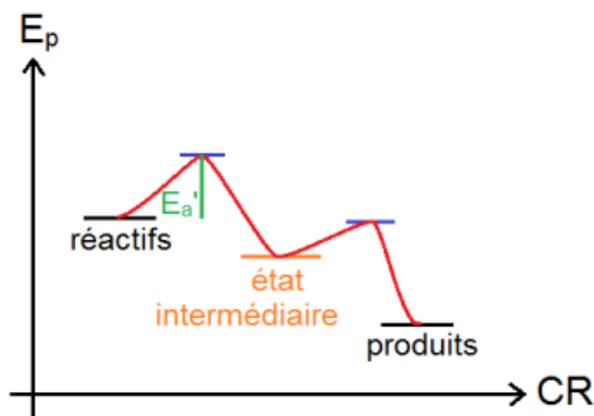
Les réactions qui vont se produire sont alors :



Ces réactions ne sont pas celles qui sont le plus favorisées thermodynamiquement. Cependant la réaction en l'absence des ions cobalt est si lente que ces réactions sont favorisées. Au final, si on les combine, on se rend compte que le cobalt n'intervient plus dans l'équation globale qui est celle donnée au départ entre le peroxyde d'hydrogène et les ions tartrates.

Le cobalt intervenant dans la réaction pour l'accélérer mais étant régénéré à la fin, il est qualifié de catalyseur.

D'un point de vue énergétique, le catalyseur donne lieu à un état intermédiaire sur le chemin réactionnel. Cet état correspond à l'oxydation des ions tartrate et à la réduction des ions  $\text{Co}^{3+}$  mais pas encore à la réduction de  $\text{H}_2\text{O}_2$ . L'énergie d'activation pour atteindre cet état est moindre que celle de la première réaction. Ceci explique la vitesse nettement supérieure.



NB : Ce raisonnement est aussi applicable à toute autre catalyse.

## ☑ Conclusion

Le catalyseur **n'agit pas a distance** mais en se combinant chimiquement avec au moins l'un des réactifs.

Un catalyseur peut fragiliser certaine liaisons chimiques et permettre aux réactifs de la transformation chimique de réagir plus facilement ou remplacer une ou plusieurs étapes de la transformation chimique spontanée par d'autres étapes auxquelles il prend part et qui sont plus rapides.

**Le catalyseur participe à la réaction : il est d'abord consommé puis il est régénéré, c'est pourquoi il n'apparaît pas dans l'équation de la réaction.**

- **Quantité de catalyseur nécessaire :**

On remarque, si on établit l'équation d'une transformation catalysée, que le catalyseur n'y intervient pas. En effet, même si ce catalyseur est consommé à un moment donné, il sera régénéré par la suite.

**On n'a besoin d'utiliser que peu de catalyseur dans une réaction afin de la catalyser et réaliser une transformation d'une grande quantité de réactifs car celui-ci est régénéré à la fin de la transformation.**

- **Sélectivité du catalyseur (ou spécificité):**

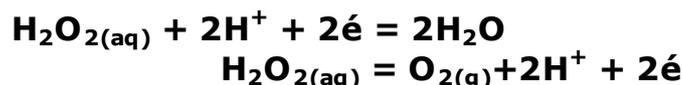
**Un des grands intérêts des réactions catalysées, c'est qu'un catalyseur est spécifique d'une réaction donnée. Convenablement choisi, il peut alors éviter des réactions parasites : on parle alors de catalyse sélective**

### **3. Différents types de catalyse**

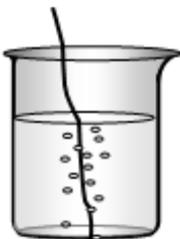
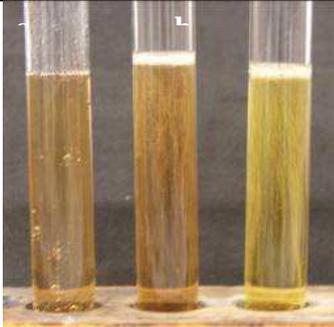
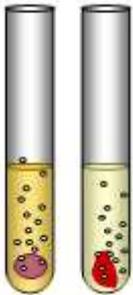
On va chercher ici à catalyser de différente manière la réaction de dismutation de l'eau oxygénée

**L'eau oxygénée** n'est pas une espèce chimique stable, mais **métastable** (on ne voit pas sa transformation car elle est très lente, mais elle se produit effectivement).

C'est une réaction d'oxydoréduction spontanée entre l'eau oxygénée, oxydant du couple  $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}/\text{H}_2\text{O}$  et réducteur du couple  $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$



Cette transformation est très lente dans les conditions habituelles.

	La catalyse hétérogène	La catalyse homogène	La catalyse enzymatique
Déf.	La catalyse est homogène si les réactifs et le catalyseur ne forment qu'une seule phase.	La catalyse est hétérogène si les réactifs et le catalyseur forment des phases différentes.	La catalyse est enzymatique lorsque le catalyseur est une enzyme (protéine dont le nom se termine souvent en « ase »)
Expérience	Dans un bécher verser un peu d'eau oxygénée à 20 volumes.  Y plonger un fil de platine puis un disque platiné.  Boucher le tube quelques instants puis approcher une bûchette incandescente.	Dans trois tubes à essais, on verse de l'eau oxygénée à 20 volumes jusqu'au milieu du tube environ.  On ajoute - dans le 1 <sup>er</sup> tube 1 mL de solution de chlorure de fer III à <b>1 mol/L</b> , - dans le 2 <sup>ème</sup> tube 1 mL de solution de chlorure de fer III à <b>0,5 mol/L</b> - dans le 3 <sup>ème</sup> tube 1 mL de solution de chlorure de fer III à <b>0,1 mol/L</b>	<b>La catalase est une enzyme</b> contenant l'ion $Fe^{3+}_{(aq)}$ elle est présente dans le sang ou le jus de certains légumes comme le navet.  Dans deux tubes contenant de l'eau oxygénée, on ajoute un morceau de navet dans l'un et un morceau de viande rouge (ou du sang) dans l'autre.
Observation			
	Il y a une effervescence plus importante au contact du disque qu'au contact du fil.  Le gaz ravive la bûchette incandescente, c'est donc du dioxygène.	Dans chaque tube, on observe un dégagement gazeux, celui-ci est plus important dans le tube où la solution de chlorure de fer (III) est la plus concentrée  On observe également un changement de couleur de la solution : la teinte jaune orangée, due aux $Fe^{3+}_{(aq)}$ fait place à une teinte brune, puis la couleur jaune orangée initiale réapparaît quand le dégagement gazeux cesse.	Il se produit un dégagement gazeux dans les deux cas.
Interprétation	Le platine accélère la réaction de dismutation de façon d'autant plus importante qu'il est sous forme divisée.	L'addition d'une quantité d'ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ à l'eau oxygénée accélère sa dismutation d'autant plus rapidement que la concentration des ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ est plus élevée.  Le changement de couleur de la solution indique que les ions $Fe^{3+}_{(aq)}$ participent à la réaction et sont régénérés à la fin de celle-ci.	La catalase est responsable de l'effervescence, donc de la dismutation de l'eau oxygénée.
CONCLUSION	L'efficacité du catalyseur est d'autant plus importante que sa surface est grande.	L'efficacité du catalyseur est d'autant plus importante que sa concentration est grande.	<ul style="list-style-type: none"> <li>Les enzymes présentent des cavités qui ont une certaine structure spatiale et sur lesquelles seuls les réactifs de forme adaptée peuvent se fixer, comme une clé dans une serrure (Fig. 16).</li> </ul>  <p><b>Fig. 16</b> Modèle clé serrure.</p>

## IV. Comment suivre l'évolution d'un système chimique ?

L'étude de l'évolution temporelle d'un système consiste à déterminer expérimentalement la relation existant entre l'avancement  $x$  du système et le temps  $t$  afin d'obtenir une courbes d'évolution temporelle

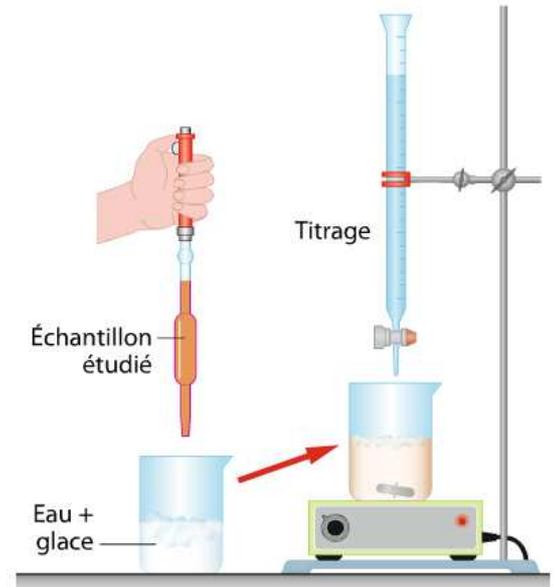
Cette étude peut faire appel à des méthodes chimiques ou à des méthodes physiques.

Le tableau d'avancement de la réaction, qui regroupe l'ensemble des relations existant à chaque instant entre les différentes quantités de matière est très utile pour les études cinétique.

### 1. Les méthodes chimiques

On utilisera ces méthodes pour des systèmes chimiques dont l'évolution est relativement lente :  
A intervalles de temps réguliers, on prélève un échantillon du mélange réactionnel afin de bloquer son évolution à un instant  $t$  grâce à une trempe, puis on détermine la concentration de l'un des réactifs ou de l'un des produits par titrage. On en déduit alors l'avancement de la réaction au cours du temps.

Lors du suivi d'une transformation chimique par titrage l'étude est effectuée en discontinu.



### 2. Les méthodes physiques

L'avancement du système est déterminé à partir de la mesure d'une grandeur physique (absorbance, conductivité, pression, volume... Les méthodes physique permettent d'effectuer des mesures en continu sur des systèmes évoluant rapidement et ne perturbent pas le système réactionnel.

#### • Etude de l'évolution d'une réaction par manométrie

Lorsque la réaction consomme ou produit des gaz, la pression du système, directement reliée à la quantité de ces espèces gazeuses, varie. Sa mesure permet alors de déterminer la composition du système et son avancement

#### **RAPPEL**

► Un **manomètre** ou **pressiomètre** est un appareil qui permet de mesurer la pression  $P$  des gaz contenus dans un flacon (**doc. 9**).

► Dans le modèle du gaz parfait, la pression  $P$ , le volume  $V$ , la température  $T$  et la quantité  $n$  de gaz parfait sont reliés par :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Pa            m<sup>3</sup>            mol            K

1 hPa = 100 Pa; 1 bar = 10<sup>5</sup> Pa; 1 m<sup>3</sup> = 10<sup>3</sup> L = 10<sup>6</sup> mL;

R est la constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $T (\text{K}) = \theta (^\circ\text{C}) + 273$ .

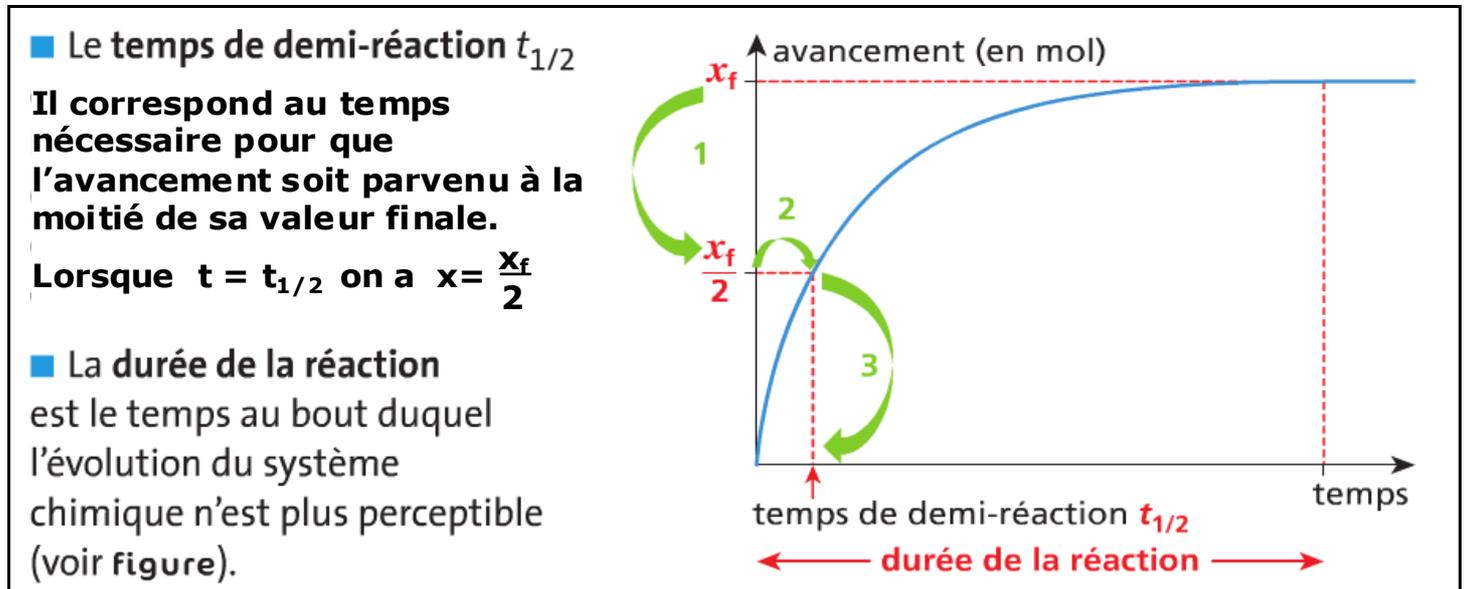


► **Doc. 9** Manomètre mesurant la pression  $P = P(\text{CO}_2) + P(\text{air})$ , en hPa, dans le flacon.



### 3. Durée d'une réaction et temps de demi-réaction

Pour caractériser la rapidité d'évolution d'un système, on peut s'intéresser à la durée de la réaction qui s'y déroule, mais lorsque le système évolue lentement, il est souvent difficile de repérer à quel moment la réaction est terminée. Pour caractériser l'évolution d'un tel système on considère plutôt le temps de demi-réaction



**Si la transformation est totale**,  $t_{1/2}$  correspond au temps nécessaire pour qu'il y ait disparition de la moitié de la quantité de matière du réactif limitant.

Dans ce cas lorsque  $t = t_{1/2}$  on a  $x = \frac{x_{\max}}{2}$

ATTENTION : il est faut de penser qu'au bout de deux fois  $t_{1/2}$  a réaction est terminée !!!  
Le temps de demi-réaction permet d'évaluer la durée nécessaire à l'achèvement de la transformation chimique étudiée. En effet, **on admet que le système cesse quasiment d'évoluer après une durée de l'ordre de  $5t_{1/2}$**

On dit qu'une méthode de mesure est adaptée pour suivre une transformation si la durée de la mesure est au moins dix fois inférieure au temps de demi-réaction de la transformation.

## V. Vitesse molaire de réaction :

### 1. Définition :

La vitesse molaire de réaction est définie par la dérivée de l'avancement de la réaction par rapport au temps:

$$v = \frac{dx}{dt}$$

$v$  : vitesse molaire en mole par unité de temps ( $\text{mol}\cdot\text{s}^{-1}$ )  
 $x$  : avancement de la réaction (mol)  
 $t$  : temps (s)

→ VOIR FICHE VITESSE ET DERIVEE

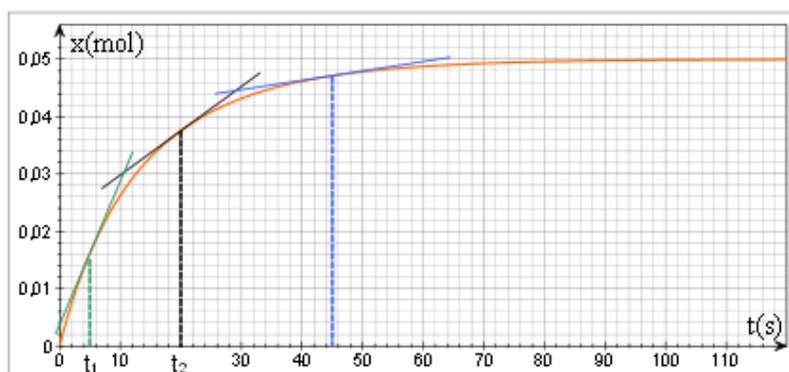
### 2. Détermination graphique de la vitesse molaire de réaction :

Sur la courbe représentant l'avancement de la réaction en fonction du temps  $x = f(t)$ , la valeur de la vitesse molaire de la réaction à la date  $t$ ,  $\left(\frac{dx}{dt}\right)_t$  est obtenue en évaluant le coefficient directeur de la tangente à la courbe  $x=f(t)$  à la date  $t$ .

### 3. Evolution de la vitesse molaire au cours du temps :

En observant la courbe  $x = f(t)$ , on voit aisément que les coefficients directeurs des tangentes à la courbe diminuent au fur et à mesure du temps, donc :

**Au cours d'une transformation, la vitesse molaire volumique d'une réaction diminue et tend vers 0 quand  $t$  tend vers l'infini.**



En effet au fur et à mesure de la transformation, les réactifs sont consommés et leur concentration dans le milieu diminue ; on a vu dans le chapitre 1 que cela avait pour effet de ralentir la transformation.