



# Chapitre 1. Cinétique chimique

La cinétique chimique est l'étude de l'évolution des transformations chimiques au cours du temps.



## Se positionner

- Pour diminuer la concentration d'une solution aqueuse, il faut  
① faire une dissolution      ② faire une dilution      ③ ajouter du soluté      ④ ajouter de l'eau
- On dissout 2 moles d'hydroxyde de sodium dans un litre d'eau, pour obtenir une solution de concentration  $2 \text{ mol.L}^{-1}$ . Le solide ionique se dissocie selon l'équation de réaction :  $\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)}$ . La concentration  $[\text{Na}^+]$  en ion sodium dans la solution est :  
①  $2 \text{ mol.L}^{-1}$       ②  $1 \text{ mol.L}^{-1}$       ③  $4 \text{ mol.L}^{-1}$
- On dissout 4,0 g d'hydroxyde de sodium dans de l'eau pour fabriquer 1,0 L de solution. La masse molaire de l'hydroxyde de sodium vaut  $40 \text{ g.mol}^{-1}$ . On obtient une solution de concentration :  
①  $10 \text{ mol.L}^{-1}$       ②  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$       ③  $1,6 \text{ g.L}^{-1}$       ④  $16 \text{ g.L}^{-1}$
- Pour une transformation totale, l'avancement final est l'avancement maximal :  
① VRAI      ② FAUX
- On considère la réaction d'oxydoréduction dont l'équation de réaction est :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$   
On mélange une mole d'ion cuivre avec trois moles de métal zinc. L'avancement final sera :  
① 1 mole      ② 2 moles      ③ 3 moles
- En solution aqueuse les ions iodure réagissent avec le peroxyde d'hydrogène  $\text{H}_2\text{O}_2$  (eau oxygénée). Les deux couples en jeu sont :  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ . Choisir l'équation de réaction modélisant cette transformation chimique :  
①  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$   
②  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{I}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$   
③  $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
④  $2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
⑤  $2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
Indiquer le réactif réducteur : .....  
Indiquer le réactif oxydant : .....
- On considère la réaction d'oxydoréduction dont l'équation de réaction est :  
$$\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 5\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 8\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 5\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$$
  
On mélange 2 moles de  $\text{MnO}_4^-$  et 8 moles de  $\text{Fe}^{2+}$ .  
a. le réactif limitant est ①  $\text{MnO}_4^-$       ②  $\text{Fe}^{2+}$   
b. L'avancement final est : ① 1,6 mol      ② 2 mol      ③ 2,5 mol      ④ 5 mol      ⑤ 8 mol



## Activité 1. Transformations rapides ou lentes ?...

### ► Expérience n°1 : Transformation entre les ions permanganate et les ions fer (II) en milieu acide

On donne l'équation de la réaction :



Dans un bécher on introduit :

- quelques millilitres d'une solution acidifiée de sel de Mohr (contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$ ) ;
- quelques gouttes de solution de permanganate de potassium, progressivement, en agitant.

👁 Observation : .....

1. Par rapport à l'observation à l'œil nu, cette transformation vous paraît :  instantanée ou rapide  
 lente ou très lente

### ► Expérience n°2 : Réaction de l'eau oxygénée avec les ions iodure en milieu acide

On donne l'équation de la réaction :



Dans un bécher on introduit :- quelques millilitres d'une solution d'iodure de potassium ;

- quelques gouttes d'acide sulfurique diluée ;
- quelques gouttes d'une solution d'eau oxygénée, progressivement, en agitant.

👁 Observation : .....

2. Par rapport à l'observation à l'œil nu, cette transformation vous paraît :  instantanée ou rapide  
 lente ou très lente

3. Proposer deux transformations chimiques courantes (pouvant se dérouler dans la vie quotidienne) qui vous paraissent instantanées. On ne demande pas les équations de réaction mais seulement la description des situations.
4. Même question pour deux transformations qui vous paraissent lentes ou très lentes.
5. Proposer deux actions qui vous semblent pouvoir accélérer une transformation chimique.



## Activité 2. Une augmentation de température, ça accélère, mais pourquoi ?

- Rappeler un exemple de la vie courante qui illustre le fait qu'une augmentation de température accélère les transformations chimiques.

On se propose ici de l'illustrer expérimentalement en suivant l'évolution d'une transformation particulière en fonction de la température.

La transformation étudiée est l'**oxydation des ions iodure par l'eau oxygénée** (ou peroxyde d'hydrogène  $H_2O_2$ ) en milieu acide. C'est la même que l'expérience 2 de l'activité 1.

L'équation de la réaction correspondante est :  $H_2O_{2(aq)} + 2I_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

C'est une transformation lente ; la formation de diiode se traduit par l'apparition d'une coloration jaune-brun.

### Protocole (réalisé au bureau du professeur)

- Préparer trois béchers de 150 mL contenant respectivement :
  - 1) de l'eau avec des glaçons (température voisine de 0°C)
  - 2) de l'eau à température ambiante voisine de 20°C)
  - 3) de l'eau chaude de la bouilloire (température voisine de 50°C)
- Préparer trois tubes à essai contenant 2 mL (éprouvette) de solution d'eau oxygénée de concentration 0,10 mol.L<sup>-1</sup> et 2 mL (éprouvette) d'acide sulfurique de concentration 0,50 mol.L<sup>-1</sup>.
  - Plonger chaque tube dans un bécher différent, qui joue donc le rôle de bain-marie.
  - Préparer enfin trois petits béchers contenant chacun 4 mL de solution d'iodure de potassium ( $K^+$ ,  $I^-$ ) de concentration 0,20 mol.L<sup>-1</sup> (prélèvement en deux fois à l'aide d'une pipette plastique).
- Ajouter en même temps le contenu de chaque bécher dans les 3 tubes contenant l'eau oxygénée.

- Faire un schéma de l'expérience. Observer, noter l'évolution de la couleur dans les trois tubes et conclure.

À partir de votre exemple initial ou de l'expérience qui vient d'être réalisée, on ne peut pas généraliser le résultat à toutes les transformations chimiques. Pourtant, l'effet de la température est bien toujours le même.

- Surligner ou souligner dans le texte ci-dessous ce qui permet de faire cette généralisation sur l'effet de la température sur la cinétique d'une transformation.

### Modèle microscopique simplifié d'une transformation chimique

Lorsque deux entités s'entrechoquent, leurs énergies peuvent être suffisantes pour casser des liaisons et en établir d'autres. Cependant, il n'y a pas forcément modification des liaisons dès qu'il y a choc car il faut certaines conditions bien particulières (orientation des molécules, choc "frontal" ou non...). On distingue donc les chocs dit efficaces qui donnent lieu à de nouvelles entités, et les chocs inefficaces qui laissent les entités intactes. Tout choc a une certaine probabilité d'être efficace et cette probabilité dépend de la transformation chimique considérée et des conditions dans lesquelles la transformation a lieu.

- Ce texte permet également de prévoir l'influence d'un autre facteur cinétique dans le cas des réactifs en solutions aqueuses. Indiquer, en justifiant par une phrase, cet autre facteur cinétique.

## Activité 3. Comment mettre en évidence le facteur cinétique concentration ?

Pour vérifier l'effet de la concentration d'un des réactifs, on se propose de réaliser le protocole suivant.

### Protocole

- Préparer 3 tubes à essais contenant  $V_1 = 4,0$  mL d'une solution à  $C_1 = 0,20$  mol.L<sup>-1</sup> d'une solution d'iodure de potassium ( $K^+$ ,  $I^-$ ) (pipette plastique en 2 fois pour chaque tube)
- Avec les précautions nécessaires, introduire dans trois béchers les volumes de solutions indiqués ci-contre (2 éprouvettes).
- Verser en même temps le contenu d'un tube à essais dans chacun des béchers.

	Eau oxygénée à 0,10 mol.L <sup>-1</sup>	eau distillée	Acide sulfurique à 0,50 mol.L <sup>-1</sup>
Bécher 1	4,0 mL	4,0 mL	4mL
Bécher 2	6,0 mL	2,0 mL	4 mL
Bécher 3	8,0 mL	0 mL	4 mL

- Faire un schéma de l'expérience.
- Indiquer le réactif dont on a modifié la concentration initiale.
- En déduire ce qu'on doit observer si la concentration est bien un *facteur cinétique*.

**Pour aller plus loin...**

- Pour pouvoir comparer les vitesses auxquelles se font les transformations dans les trois béchers par l'observation, il faut respecter une condition indispensable au sujet de l'état final. Indiquer cette condition.
- Remplir le tableau d'avancement ci-dessous (en mol) pour le bécher 3 et en déduire que la condition est bien respectée pour les trois béchers.

		$H_2O_{2(aq)}$	$+ 2I_{(aq)}$	$+ 2H^+_{(aq)} \rightarrow$	$I_{2(aq)}$	$+ 2 H_2O_{(l)}$
État initial	$x=0$					
État intermédiaire	$x$					
État final	$X=X_{max}$					

- Calculer la concentration  $[I_2]_{final}$  pour les trois béchers.

**Activité 4. Comment suivre précisément l'évolution d'une transformation ?**

Dans le cas d'une réaction lente, le suivi à l'œil n'est ni toujours possible ni très précis. Si l'on veut suivre quantitativement l'évolution d'une transformation, il faut utiliser un capteur qui mesure une grandeur reliée à la concentration ou à la quantité d'un réactif ou d'un produit.

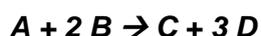
- Compléter le tableau ci-dessous.

Transformation lente à étudier	Capteur le plus adapté	Suivi qualitatif possible à l'œil
Formation d'un acide		<input type="checkbox"/>
Formation d'une espèce colorée		<input type="checkbox"/>
Disparition d'une espèce colorée		<input type="checkbox"/>
Formation d'une espèce ionique incolore		<input type="checkbox"/>
Disparition d'une espèce ionique incolore		<input type="checkbox"/>
Formation d'un gaz dans une enceinte fermée		<input type="checkbox"/>

**Capteurs disponibles au laboratoire :**

- thermomètre
- voltmètre
- colorimètre
- conductimètre
- pH-mètre
- pressiomètre

Les courbes ci-dessous proposent une représentation modélisée de l'évolution des quantités des réactifs et des produits pour une transformation dont l'équation de réaction serait :



- Attribuer une espèce chimique à chaque courbe.
- Indiquer en justifiant le réactif limitant.
- Indiquer en justifiant si la transformation semble terminée à la fin du suivi.
- Proposer ci-dessous dans le repère vierge l'évolution approximative de l'avancement.
- Avec une autre couleur, proposer une courbe représentant l'évolution de l'avancement si la transformation était réalisée à une température plus élevée.

Pour comparer différentes évolutions, on utilise souvent la grandeur temps de demi-réaction définie de la façon suivante :

Le temps de demi-réaction, noté  $t_{1/2}$ , est la date pour laquelle l'avancement de la transformation a atteint la moitié de sa valeur finale ; ainsi  $t_{1/2}$  est tel que  $x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$ .

- Estimer, dans le cas imaginaire ci-dessus, la valeur du temps de demi-réaction.
- Comment évolue le temps de demi-réaction si la transformation se fait plus vite ? Illustrer graphiquement votre réponse.

