

# Chimie 4 : Vitesse d'une réaction chimique

## 1. Comment évolue un système contenant des ions iodure et peroxydisulfate ?

### 1.1 Étude expérimentale

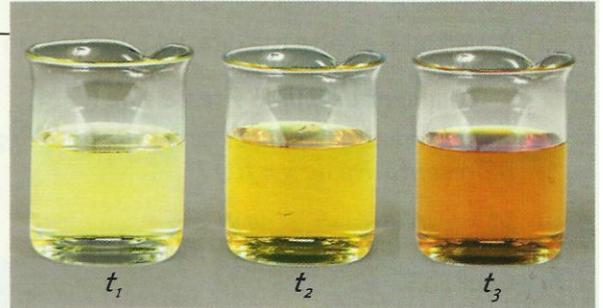
#### Activité 1

##### Quelle réaction se déroule entre les ions $I^-$ et $S_2O_8^{2-}$ ?

• Dans un bécher, verser 50 mL d'une solution incolore de peroxydisulfate de potassium,  $2 K^+ (aq) + S_2O_8^{2-} (aq)$ , à  $0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , puis 50 mL d'une solution, incolore elle aussi, d'iodure de potassium,  $K^+ (aq) + I^- (aq)$ , à  $0,50 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

• Agiter pour homogénéiser la solution et observer [Doc. 1].

1. Quelle est l'espèce responsable de la coloration observée ? Comment expliquer l'évolution de cette coloration ?
2. Quelle est la réaction qui se produit ? Écrire son équation sachant que les couples d'oxydoréduction mis en jeu sont  $S_2O_8^{2-} (aq) / SO_4^{2-} (aq)$  et  $I_2 (aq) / I^- (aq)$ .
3. Proposer une méthode physique et une méthode chimique pour suivre l'évolution de cette réaction dans le temps.



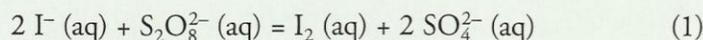
Doc. 1 Évolution temporelle d'un système contenant des ions peroxydisulfate et des ions iodure :

$$t_3 > t_2 > t_1$$

#### Exploitation

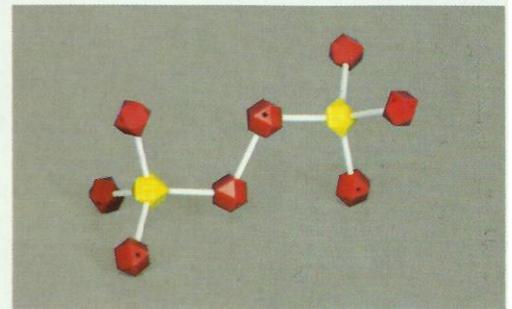
• L'apparition progressive de la coloration jaune, caractéristique des molécules  $I_2 (aq)$ , montre que ces molécules sont formées par une réaction lente entre les ions peroxydisulfate  $S_2O_8^{2-}$  et les ions iodure  $I^-$ .

• Les ions peroxydisulfate  $S_2O_8^{2-}$  [Doc. 2] oxydent les ions iodure  $I^-$  selon une réaction d'équation :



• Cette réaction n'étant pas trop rapide, elle peut être suivie en dosant le diiode formé.

On peut également utiliser la spectrophotométrie puisque la réaction met en jeu une seule espèce colorée, le diiode.



Doc. 2 L'ion peroxydisulfate présente, comme la molécule d'eau oxygénée  $H_2O_2$ , l'enchaînement :  $-O-O-$  Ce groupe, appelé peroxy, leur confère des propriétés oxydantes.

### 1.2 Détermination de la composition instantanée du système par spectrophotométrie

Après étalonnage du spectrophotomètre avec des solutions de diiode de concentrations connues, le suivi de l'évolution du mélange préparé à l'activité 1 est effectué par spectrophotométrie.

La concentration instantanée de diiode peut se déduire de l'absorbance  $A(t)$ , grâce à la loi de BEER-LAMBERT [Doc. 3] :

$$[I_2](t) = \frac{A(t)}{k}$$

le coefficient  $k$  ayant été déterminé lors de l'étalonnage.

$t$ (min)	0	2	3,5	5	8
$A(t)$	0,0	0,21	0,316	0,434	0,61
$[I_2](t)$	0,0	8,0	12,0	16,5	23,2
$t$ (min)	10	13	20	25	30
$A(t)$	0,72	0,82	1,015	1,09	1,16
$[I_2](t)$	27,2	31,2	38,6	41,6	44,1
$t$ (min)	35	40	50	60	
$A(t)$	1,18	1,23	1,28	1,29	
$[I_2](t)$	45,0	46,7	48,6	49,1	

Doc. 3 La concentration  $[I_2](t)$  du diiode se déduit de l'absorbance  $A(t)$ , mesurée pour  $\lambda = 600 \text{ nm}$ .

## Activité 2

### Comment déterminer les concentrations à différents instants ?

Établissons le tableau d'avancement de la réaction étudiée à l'activité 1, avec  $x(t)$  l'avancement de la réaction à l'instant  $t$ .

Équation	$2 \text{I}^- (\text{aq})$	+	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} (\text{aq})$	=	$\text{I}_2 (\text{aq})$	+	$2 \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$
Quantité initiale	$n_{\text{I}^-}(0)$		$n_{\text{S}_2\text{O}_8^{2-}}(0)$		0		0
Quantité à $t$	$n_{\text{I}^-}(0) - 2x(t)$		$n_{\text{S}_2\text{O}_8^{2-}}(0) - x(t)$		$x(t)$		$2x(t)$

1. En déduire la relation entre l'avancement de la réaction, le volume  $V$  du système et la concentration instantanée en diiode.
2. Exprimer les concentrations en fonction de la concentration instantanée en diiode.
3. En utilisant éventuellement un tableur, calculer les concentrations des autres espèces, puis tracer les courbes correspondantes.
4. Que peut-on en conclure concernant la rapidité d'évolution du système ?

### ► Exploitation

- Le tableau d'avancement décrivant la composition du système montre que l'avancement de la réaction à un instant  $t$  est égal à la quantité de diiode formé à cet instant [Doc. 4] :

$$x(t) = n_{\text{I}_2}(t)$$

En reliant la concentration et la quantité de diiode, on a :  $x(t) = [\text{I}_2](t) \cdot V$

- Toutes les espèces étant dissoutes, il suffit, pour obtenir les concentrations, de diviser toutes les quantités de matière par le volume du mélange réactionnel ; on obtient ainsi :

$$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}](t) = [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}](0) - \frac{x(t)}{V} = [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}](0) - [\text{I}_2](t)$$

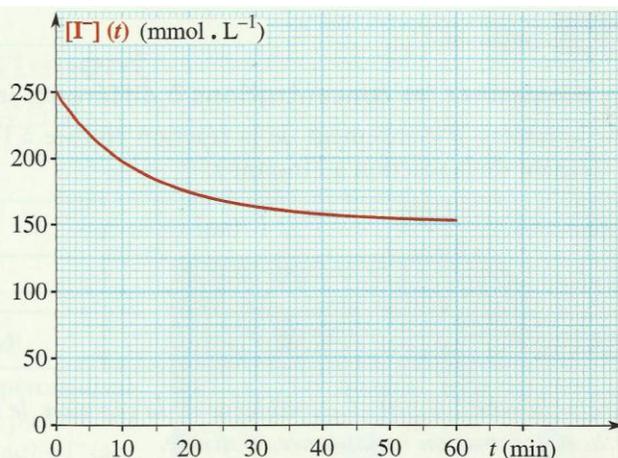
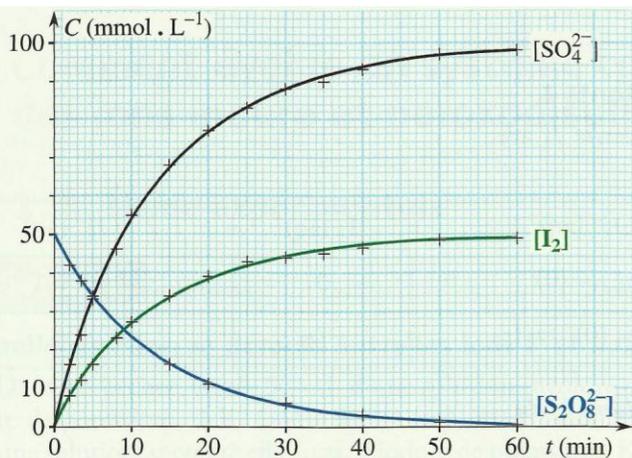
$$[\text{SO}_4^{2-}](t) = 2 \frac{x(t)}{V} = 2 [\text{I}_2](t)$$

$$[\text{I}^-](t) = [\text{I}^-](0) - 2 \frac{x(t)}{V} = [\text{I}^-](0) - 2 [\text{I}_2](t)$$

- Les valeurs de  $[\text{I}_2](t)$  et les formules établies ci-dessus, permettent d'obtenir le tableau suivant.

<b>t (min)</b>	0	2	3,5	5	8	10	13	20	25	30	35	40	50	60
<b><math>[\text{I}_2](t)</math></b>	0	8	12	16,5	23,2	27,2	31,2	38,6	41,6	44,1	45,0	46,7	48,6	49,1
<b><math>[\text{SO}_4^{2-}](t)</math></b>	0,0	16	24	33	46,4	54,4	62,4	77,2	83,2	88,2	90,0	93,4	97,2	98,2
<b><math>[\text{I}^-](t)</math></b>	250	218	202	184	157	141	125	95,6	83,6	73,6	70,0	63,2	55,6	53,6
<b><math>[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}](t)</math></b>	50	42	38	33,5	26,8	22,8	18,8	11,4	8,4	5,9	5,0	3,3	1,4	0,9

On peut alors tracer les graphes correspondants  $C(t)$  pour chacune des espèces [Doc. 5].



Doc. 5 Évolution en fonction du temps des concentrations des espèces  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  et  $\text{I}^-$ .

• Les variations des concentrations sont de plus en plus faibles au fur et à mesure que la réaction se déroule : l'évolution du système se fait de moins en moins rapidement au cours du temps.

Pour décrire plus précisément la **rapidité** d'évolution du système à un instant, on introduit la notion de **vitesse de réaction**.

## 2. Comment définir la vitesse de réaction ?

### 2.1 Vitesse de déplacement en mécanique

Exploitions l'activité préparatoire A, page 65.

• La vitesse  $v$  du mobile  $P$  est égale, à tout instant, à la dérivée temporelle

$$\text{de l'abscisse } x \text{ de } P : v = \frac{dx}{dt}$$

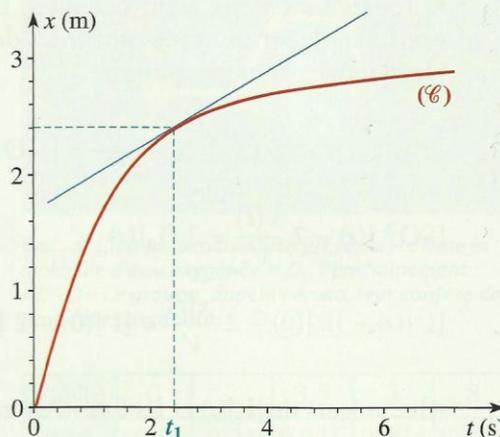
En pratique, on ne dispose généralement pas de l'expression de la fonction  $x(t)$  mais seulement de la courbe représentant  $x(t)$  [Doc. 6].

Cela suffit pour déterminer la valeur de la dérivée de la fonction  $x(t)$  à l'instant de date  $t_1$ .

• La dérivée de la fonction  $x(t)$  pour  $t = t_1$  est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe représentant  $x(t)$  au point d'abscisse  $t_1$ .

La vitesse d'une réaction chimique peut se définir de manière analogue.

Soit une fonction  $f$  de la variable  $t$ .  
En physique, sa dérivée  $f'(t)$  est  
généralement notée :  $\frac{df}{dt}$



Doc. 6 La tangente à la courbe  $x(t)$ , pour la date  $t_1$ , permet de déterminer la vitesse du mobile  $P$  à cet instant.

### 2.2 Vitesse volumique de réaction

La vitesse volumique  $v(t)$  d'une réaction se déroulant dans un volume  $V$ , est égale à la dérivée temporelle de l'avancement  $x$  de la réaction, divisée par le volume  $V$  :

$$v(t) = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$$

La vitesse volumique de réaction est égale au quotient d'une quantité de matière par le produit d'un volume et d'un temps : on l'exprime en général en mole par litre et par seconde ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ).

Selon les systèmes étudiés,  
les quantités de matière peuvent  
aussi être exprimées en millimole  
ou en micromole et les durées en  
minute, en heure ou en jour.

Pour déterminer la vitesse de réaction  $v$  à la date  $t_1$ , à partir de la courbe (C) représentant l'avancement  $x(t)$  :

- on mesure la pente de la tangente à (C) au point d'abscisse  $t_1$  ;
- on divise cette pente par le volume du système.

### Activité 3

#### Comment déterminer la vitesse de la réaction étudiée au paragraphe 1 ?

On a établi que l'avancement  $x(t)$  est égal à  $V \cdot [I_2](t)$  et on dispose de la courbe (C) représentant  $[I_2] = f(t)$  [Doc. 7].

1. Relier la vitesse volumique de la réaction à  $[I_2](t)$ .
2. En utilisant la courbe (C), déterminer la vitesse volumique de réaction pour  $t = 0$  et  $t = 15$  minutes.
3. En déduire comment évolue cette vitesse au cours du temps.

#### ► Exploitation

- Par définition de  $v(t)$  :  $v(t) = \frac{1}{V} \cdot \left( \frac{dx}{dt} \right) = \frac{1}{V} \cdot \left( \frac{d(V \cdot [I_2])}{dt} \right)$

Le volume de la solution étant constant<sup>1</sup> :

$$\frac{1}{V} \cdot \left( \frac{d(V \cdot [I_2])}{dt} \right)_{t=t_1} = \frac{V}{V} \cdot \left( \frac{d[I_2]}{dt} \right)_{t=t_1} = \left( \frac{d[I_2]}{dt} \right)_{t=t_1}$$

La vitesse volumique de la réaction est égale à la dérivée temporelle de la concentration en diode.

- Utilisons l'interprétation graphique du **document 8** : la vitesse de réaction à la date  $t_1$  est égale au coefficient directeur (ou pente) de la tangente à la courbe (C) au point d'abscisse  $t_1$ . Traçons les tangentes à la courbe représentative de  $[I_2](t)$  pour  $t = 0$  et  $t = 15$  min [Doc. 7].

$$v(0) = \frac{\overline{AB}}{\overline{OA}} = \frac{50}{11} \quad \text{soit} \quad v(0) = 4,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$v(15) = \frac{\overline{QR}}{\overline{PQ}} = \frac{(50-16,5)}{28} \quad \text{soit} \quad v(15) = 1,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

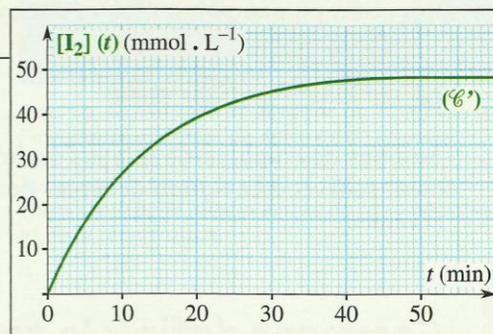
La démarche utilisée dans cette activité peut être généralisée :

Pour déterminer  $v(t_1)$  à partir de la courbe (C) représentant la concentration  $[E]$  de l'espèce  $E$  participant à la réaction :

- on mesure la pente de la tangente à (C) au point d'abscisse  $t_1$  ;
- on exprime l'avancement  $x(t)$  en fonction de la concentration  $[E]$  et du volume  $V$  ;
- on exprime la vitesse volumique  $v(t)$  en fonction de  $\frac{d[E]}{dt}$ .

- Utilisons l'interprétation graphique : la courbe (C) n'est pas une droite ; la pente de sa tangente diminue au cours du temps et il en est de même de la vitesse volumique de la réaction.

Les concentrations des réactifs sont des facteurs cinétiques. Or, au cours de la réaction entre les ions iodure et peroxodisulfate, ces concentrations diminuent, ce qui provoque la diminution de la vitesse volumique de la réaction au cours du temps étudiée au *paragraphe 1.1*.

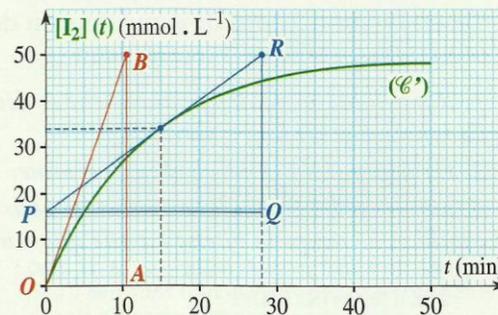


Doc. 7 Courbe  $[I_2] = f(t)$ .

1. Soit  $\alpha$  une constante et  $f(t)$  une fonction de la variable  $t$ .

La dérivée d'une constante étant nulle, on a :

$$\frac{d(\alpha \cdot f)}{dt} = \alpha \cdot \frac{df}{dt}$$



Doc. 8 Détermination des vitesses volumiques de réaction.

- Ce résultat est général

À température constante, la vitesse volumique d'une réaction décroît quand les concentrations en réactifs décroissent. C'est la raison pour laquelle la vitesse des réactions chimiques décroît, en général, au fur et à mesure de leur avancement.

► Pour s'entraîner : Ex. 1 et 2

Au bout de combien de temps l'évolution du système sera-t-elle pratiquement achevée ? La notion de temps de demi-réaction peut être utilisée pour l'évaluer.

### 3. Comment définir le temps de demi-réaction ?

#### 3.1 Définition et détermination

Le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  d'un système est la durée nécessaire pour que l'avancement parvienne à la moitié de sa valeur finale.

#### Activité 4

##### Comment déterminer le temps de demi-réaction ?

Déterminons le temps de demi-réaction du système étudié au paragraphe 1 en utilisant la courbe (C') représentant  $[I_2] = f(t)$  [Doc. 7].

1. Rappeler le tableau d'avancement et déterminer la valeur de l'avancement  $x(t_{1/2})$ .
2. En utilisant la courbe (C'), déterminer le temps de demi-réaction.
3. La vitesse de réaction est-elle nulle pour  $t = 2 t_{1/2}$  ? Sinon, au bout de combien de temps la vitesse est-elle quasi nulle ?

##### ► Exploitation

- Le tableau d'avancement (en mmol) est le suivant :

Équation	$2 I^- (aq)$	$+ S_2O_8^{2-} (aq)$	$= I_2 (aq)$	$+ 2 SO_4^{2-} (aq)$
Quantité à $t = 0$	25	5,0	0	0
Quantité à $t$	$25 - 2 x(t)$	$5,0 - x(t)$	$x(t)$	$2 x(t)$

$S_2O_8^{2-}$  constitue donc le réactif **limitant**.  $x_f$  est alors égal à la quantité initiale d'ions  $S_2O_8^{2-}$  :  $x_f = n_0(S_2O_8^{2-}) = 5,0$  mmol

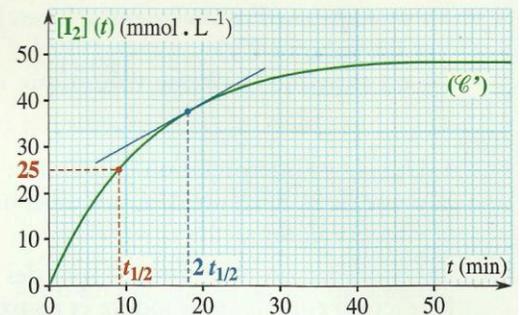
Par définition de  $t_{1/2}$  :  $x(t_{1/2}) = \frac{1}{2} x_f = 2,5$  mmol

- D'après ce tableau :  $[I_2](t) = \frac{x(t)}{V}$

On en déduit, avec  $V = 100$  mL :  $[I_2](t_{1/2}) = \frac{x_f}{2V} = 25$  mmol . L<sup>-1</sup>

On lit sur la courbe (C') [Doc. 9] :  $t_{1/2} = 9$  min

Le temps de demi-réaction correspond, en physique nucléaire, au temps de demi-vie des isotopes radioactifs [Doc. 10].



Doc. 9 Courbe  $[I_2](t)$  avec repérage de  $t_{1/2}$  et tangente pour  $2 t_{1/2}$ .

- Nous remarquons sur le graphique que :
  - pour  $t = 2 t_{1/2}$ , le coefficient directeur de la tangente à la courbe  $[I_2](t)$  n'est pas nul et  $[I_2]$  est inférieure à  $50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  : la vitesse de réaction n'est pas nulle car l'évolution du système n'est pas achevée.
  - $[I_2]$  atteint pratiquement sa valeur finale,  $50 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$  à partir de 60 min, soit environ 7 fois le temps de demi-réaction.

### 3.2 Utilisation de $t_{1/2}$

- Le **temps de demi-réaction** fournit une **échelle de temps** caractéristique du système étudié : l'expérience montre en effet qu'un système, siège d'une réaction caractérisée par un temps de demi-réaction  $t_{1/2}$ , cesse pratiquement d'évoluer au bout d'une durée de l'ordre de quelques  $t_{1/2}$  (d'une dizaine à quelques dizaines, selon la réaction considérée et la précision cherchée).

**Le temps de demi-réaction permet d'évaluer la durée nécessaire à l'achèvement de la transformation chimique étudiée.**

- La connaissance du temps de demi-réaction permet ainsi de choisir une méthode de suivi adaptée au système étudié : les systèmes caractérisés par un temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  doivent être étudiés par des méthodes dont le **temps de réponse\*** est très inférieur à  $t_{1/2}$ .

Ainsi, les réactions en solution dont le temps de demi-réaction est supérieur ou égal à quelques dizaines de secondes peuvent être étudiées par les méthodes classiques.

► Pour s'entraîner : Ex. 4

## 4. Comment interpréter les différents facteurs cinétiques au niveau microscopique ?

### 4.1 Rôle des concentrations

Au cours de la réaction entre les ions iodure et peroxodisulfate, la diminution des concentrations en réactifs provoque la diminution de la vitesse de la réaction au cours du temps.

Peut-on interpréter cette observation à l'échelle microscopique ?

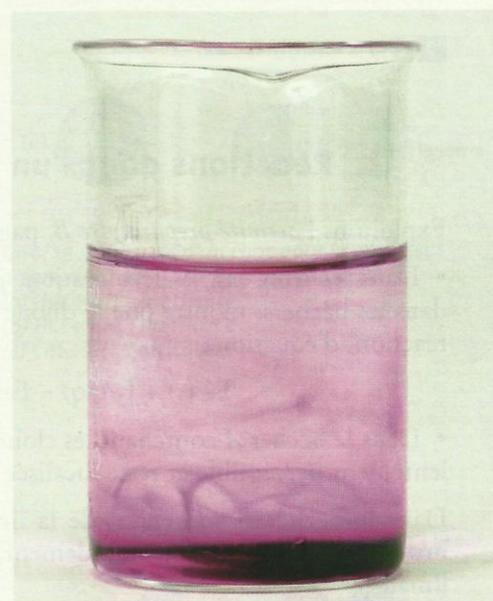
La réaction entre les ions iodure et peroxodisulfate correspond à un transfert d'électrons des ions  $I^-$  vers les ions  $S_2O_8^{2-}$ . Les électrons n'existant pas à l'état libre en solution, ce transfert nécessite donc le **contact** entre les ions  $I^-$  et les ions  $S_2O_8^{2-}$ .

Dans une solution, les molécules et les ions sont en mouvement incessant et de nombreux chocs se produisent [Doc. 11]. Certains de ces chocs donnent **naissance** à de nouvelles entités tandis que les espèces **parents** disparaissent : la vitesse de la réaction est d'autant plus grande que le nombre de ces chocs, par unité de temps et de volume, est grand.

La probabilité de chocs entre les molécules (ou ions) de réactifs croît quand le volume de la solution diminue ou que le nombre de molécules de réactifs augmente [Doc. 12].



**Doc. 10** La méthode de datation au  $^{14}\text{C}$  repose sur l'invariance du temps de demi-vie de l'isotope  $^{14}\text{C}$ . Contrairement au temps de demi-vie d'un isotope radioactif, le temps de demi-réaction d'un système chimique dépend généralement de sa composition et de la température.



**Doc. 11** La coloration due aux ions  $\text{MnO}_4^-$  se répand peu à peu dans tout le mélange : ce phénomène, appelé diffusion, est une manifestation de l'agitation thermique dans les liquides.



**Doc. 12** La probabilité de chocs est d'autant plus grande que le nombre de véhicules est plus grand et l'espace disponible plus petit.

La grandeur qui permet de tenir compte des deux effets est le nombre de molécules de réactifs par unité de volume de solution, c'est-à-dire la **concentration** en réactifs.

On retrouve ainsi le fait que, pour des réactions en solution, la vitesse de réaction est une fonction croissante des concentrations en réactifs.

Comme dans les liquides, les molécules de gaz sont en perpétuel mouvement : l'interprétation de l'influence des concentrations en réactifs reste donc correcte pour des réactions entre espèces gazeuses.

Nous pouvons donc conclure :

**Pour des réactions en solution ou en phase gazeuse, la vitesse volumique de réaction est une fonction croissante des concentrations en réactifs.**

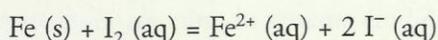
Quels sont alors les facteurs cinétiques qui interviennent dans une réaction où l'un des réactifs est un solide ?

> Pour s'entraîner : Ex. 11

## 4.2 Réactions dont l'un des réactifs est solide

Exploisons l'activité préparatoire B, page 65.

• Dans les trois cas, la décoloration, plus ou moins importante, observée dans les béchers, montre que le diiode est réduit par le métal fer selon une réaction, d'équation :



• Dans le bécher A contenant les clous, la décoloration ne devient que très lentement perceptible et reste localisée au voisinage des clous.

Dans le bécher B contenant de la limaille, sans agitation, la coloration brune s'est estompée plus rapidement, mais seulement au voisinage de la limaille.

Dans le bécher C, l'aspect de la solution est uniforme à cause de l'agitation et la décoloration est beaucoup plus marquée, ce qui montre que la réduction du diiode y est plus rapide.

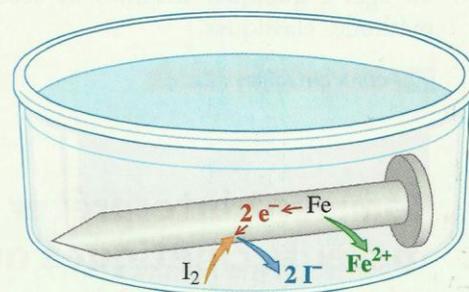
Comment interpréter ces observations au niveau microscopique ?

• Le transfert d'électrons entre le métal fer et le diiode ne peut se produire que par contact entre les molécules  $\text{I}_2$ , libres de se déplacer dans la solution, et les atomes de fer, fixes dans le solide : ce contact se produit donc à la surface du solide [Doc. 13].

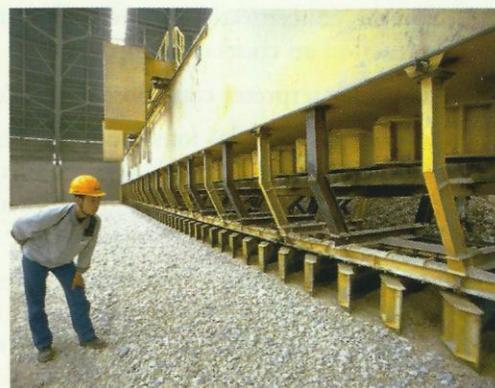
• La surface de contact entre le fer et la solution est plus grande pour la limaille que pour le clou : la vitesse de la réaction est donc plus grande dans le premier cas.

• L'agitation de la solution permet de renouveler la couche de solution en contact avec le fer et évite ainsi la diminution **locale** de la concentration en oxydant : la vitesse de la réaction est donc plus grande quand la solution est agitée.

Ces observations sont confirmées par de nombreuses autres expériences. Par exemple : action des acides ou du dioxygène sur les métaux [Doc. 14].



Doc. 13 Le transfert d'électrons entre les réactifs a lieu à la surface du métal.



Doc. 14 De nombreuses réactions industrielles font intervenir des réactifs solides : avant tout traitement chimique, le solide est concassé et broyé afin d'offrir aux réactifs une surface d'attaque maximale.

Le facteur cinétique correspondant à un réactif solide est l'étendue de sa surface de contact avec les autres réactifs : la réaction est d'autant plus rapide que cette surface est grande.

► Pour s'entraîner : Ex. 8

### 4.3 L'efficacité des chocs

La transformation chimique macroscopique résulte des chocs entre les molécules de réactifs. Mais le nombre de molécules transformées par unité de temps est très inférieur au nombre de chocs par unité de temps ; certains chocs sont **sans conséquence chimique** : ils sont **inefficaces**.

Quels sont les chocs efficaces ?

- Seuls peuvent être efficaces les chocs entre réactifs [Doc. 15a].
- Parmi ces chocs, seuls peuvent être efficaces les chocs où les deux molécules ont la disposition géométrique convenable [Doc. 15b et c].
- La réaction nécessite généralement, dans un premier temps, la rupture de certaines liaisons chimiques [Doc. 16]. L'énergie nécessaire est prélevée sur l'énergie cinétique des molécules ou des ions au moment du choc. Si cette énergie n'est pas suffisante, le choc est inefficace.

À une température donnée, toutes les molécules d'une solution ou d'un gaz n'ont pas la même énergie cinétique : parmi les chocs entre réactifs ayant une disposition convenable, seuls seront efficaces les chocs entre molécules suffisamment énergétiques.

Une élévation de température correspond à un accroissement de l'agitation moléculaire ; on en déduit :

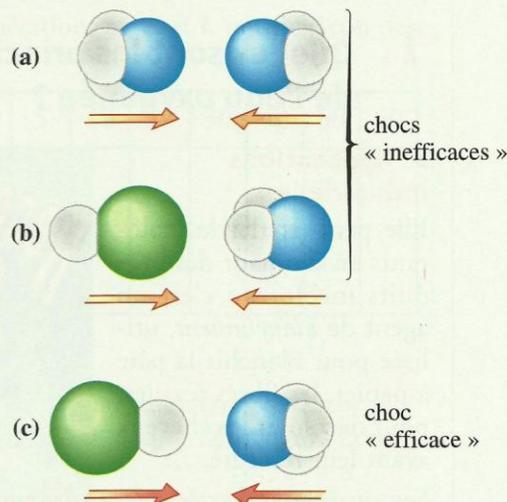
Quand la température croît, le nombre des chocs intermoléculaires par unité de temps et de volume et leur efficacité augmentent. C'est pourquoi la vitesse d'évolution d'un système chimique croît avec la température.

### 4.4 Caractère aléatoire des chocs

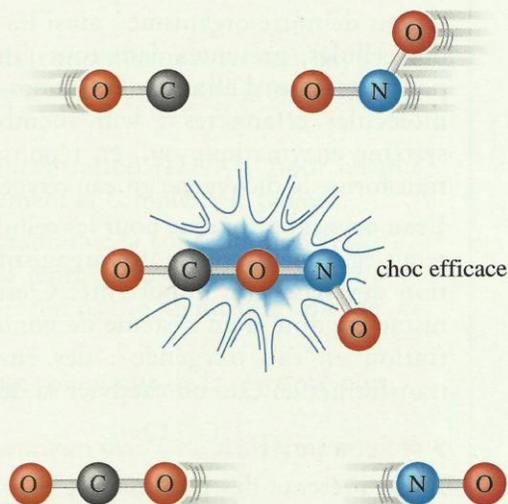
Les chocs ont lieu au hasard des déplacements des différentes entités : ils sont **aléatoires**\*

Il arrive donc que des chocs efficaces se déroulent entre des molécules de produits, provoquant leurs transformations en molécules de réactifs : la réaction directe et la réaction inverse se déroulent alors simultanément dans le système.

La vitesse de la réaction inverse augmente avec la concentration de ses réactifs, c'est-à-dire avec celle des produits de la réaction directe : lorsque la vitesse de la réaction directe et celle de la réaction inverse sont égales, la composition du système n'évolue plus.



**Doc. 15** Efficacité d'un choc pour le processus d'équation :  $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$   
 (a)  $\text{H}_3\text{N} + \text{NH}_3$  : inefficace ;  
 (b)  $\text{HCl} + \text{NH}_3$  : inefficace ;  
 (c)  $\text{ClH} + \text{NH}_3$  : efficace.



**Doc. 16** Lors d'un choc efficace, certaines liaisons sont rompues.