# REACTIONS CHIMIQUES
# Avancement d'une réaction chimique

## 6 Utiliser un tableau d'avancement

| Exploiter un tableau ; effectuer des calculs.

**1.** Recopier puis compléter le tableau d'avancement ci-dessous.

| Équation de la réaction | | $2\,Mg(s)$ + | $O_2(g)$ → | $2\,MgO(s)$ |
|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (en mmol) | Quantités de matière (en mmol) | | |
| | | $n(Mg)$ | $n(O_2)$ | $n(MgO)$ |
| État initial | $x = 0$ | 10,0 | 4,0 | 0 |
| État intermédiaire | $x$ | | | |

**2.** Calculer les quantités de matière des réactifs et des produits pour $x = 3{,}2$ mmol.

### 6 Utiliser un tableau d'avancement

**1.**

| Équation de la réaction | | $2\,Mg(s)$ + | $O_2(g)$ → | $2\,MgO(s)$ |
|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (en mmol) | Quantités de matière (en mmol) | | |
| | | $n(Mg)$ | $n(O_2)$ | $n(MgO)$ |
| État initial | $x = 0$ | 10,0 | 4,0 | 0 |
| État intermédiaire | $x$ | $10{,}0 - 2x$ | $4{,}0 - x$ | $2x$ |

**2.** Pour $x = 3{,}2$ mmol, $n(Mg) = 10{,}0 - 2 \times 3{,}2 = 3{,}6$ mmol ; $n(O_2) = 4{,}0 - 3{,}2 = 0{,}8$ mmol et $n(MgO) = 2 \times 3{,}2 = 6{,}4$ mmol.

## 7 Identifier un réactif limitant

CORRIGÉ

| Effectuer des calculs.

On considère l'état final d'un système chimique, associé à une transformation totale, pour lequel les quantités finales des deux réactifs A et B, exprimées en mol, sont respectivement $9{,}0 - 3x_{max}$ et $8{,}0 - 2x_{max}$.

**1.** Déterminer l'avancement maximal $x_{max}$.

**2.** Identifier le réactif limitant. Justifier.

### 7 Identifier un réactif limitant

**1.** Hypothèse 1 : si A est le réactif limitant, alors $x_{max} = \frac{9{,}0}{3} = 3{,}0$ mol.

Hypothèse 2 : si B est le réactif limitant, alors $x_{max} = \frac{8{,}0}{2} = 4{,}0$ mol.

La plus petite des deux valeurs est l'avancement maximal donc $x_{max} = 3{,}0$ mol.

**2.** Le réactif limitant est le réactif associé à la valeur retenue de $x_{max}$, A est donc le réactif limitant.

## 8 Exploiter la couleur d'un mélange réactionnel

| Extraire des informations.

Une solution violette de permanganate de potassium, $K^+(aq) + MnO_4^-(aq)$, est versée dans une solution incolore contenant des ions fer (II) $Fe^{2+}(aq)$. La transformation est totale. La seule espèce colorée du système est l'ion permanganate, $MnO_4^-(aq)$. À l'état final, la solution est incolore.

**1.** Justifier que l'ion $MnO_4^-(aq)$ est le réactif limitant.

**2.** La quantité finale de l'ion $MnO_4^-(aq)$, exprimée en mmol, est $5{,}0 \times 10^{-2} - x_{max}$. Déterminer la valeur de l'avancement maximal $x_{max}$.

### 8 Exploiter la couleur d'un mélange réactionnel

**1.** L'ion permanganate est la seule espèce chimique colorée et, à l'état final, la solution est incolore donc l'ion permanganate a entièrement réagit, il est le réactif limitant.

**2.** $x_{max}$ vérifie l'équation : $5{,}0 \times 10^{-2} - x_{max} = 0$ soit $x_{max} = 5{,}0 \times 10^{-2}$ mmol.

## 10 Exploiter la composition d'un système dans l'état final

| Construire un tableau ; utiliser un modèle.

Le métal aluminium $A\ell(s)$ réagit avec le dioxygène de l'air $O_2(g)$ pour former de l'oxyde d'aluminium $A\ell_2O_3(s)$ selon une transformation totale d'équation :

$$4\,A\ell(s) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,A\ell_2O_3(s)$$

Le métal aluminium est le réactif limitant et il s'est formé 80 mmol d'oxyde d'aluminium. On note $n_0(A\ell)$ la quantité initiale d'aluminium et $n_0(O_2)$ la quantité initiale de dioxygène.

**1.** Construire et compléter le tableau d'avancement associé à la réaction.

**2.** Exploiter la composition du système dans l'état final pour déterminer la quantité initiale d'aluminium $n_0(A\ell)$.

### 10 Exploiter la composition d'un système dans l'état final

**1.**

| Équation de la réaction | | $4\,A\ell(s)$ + | $3\,O_2(aq)$ → | $2\,A\ell_2O_3(s)$ |
|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (en mmol) | Quantités de matière (en mmol) | | |
| | | $n(A\ell)$ | $n(O_2)$ | $n(A\ell_2O_3)$ |
| État initial | $x = 0$ | $n_0(A\ell)$ | $n_0(O_2)$ | 0 |
| État final | $x = x_f$ | $n_0(A\ell) - 4x_f$ | $n_0(O_2) - 3x_f$ | $2x_f$ |

**2.** $n_f(A\ell_2O_3) = 2x_f = 80$ mmol donc $x_f = 40$ mmol. Le métal aluminium est le réactif limitant donc $n_0(A\ell) - 4\,x_f = 0$ soit $n_0(A\ell) = 4 \times 40 = 160$ mmol.

## 11 Comparer les avancements final et maximal

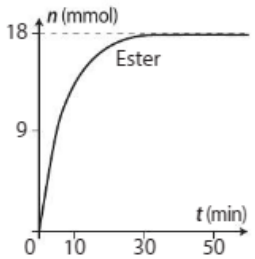
CORRIGÉ

**Exploiter un graphique ; faire preuve d'esprit critique.**

Le méthanol $CH_4O$ réagit avec l'acide méthanoïque $CH_2O_2$ pour former un ester, le méthanoate de méthyle $C_2H_4O_2$ et de l'eau $H_2O$. *On suppose que cette transformation est totale.* Le tableau d'avancement de la réaction étudiée est alors :

| Équation de la réaction | | $CH_4O$ + | $CH_2O_2$ → | $C_2H_4O_2$ + | $H_2O$ |
|---|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (en mmol) | Quantités de matière (en mmol) | | | |
| | | $n(CH_4O)$ | $n(CH_2O_2)$ | $n(C_2H_4O_2)$ | $n(H_2O)$ |
| État initial | $x = 0$ | 27 | 27 | 0 | 0 |
| État intermédiaire | $x$ | $27 - x$ | $27 - x$ | $x$ | $x$ |
| État final | $x = x_f$ | $27 - x_f$ | $27 - x_f$ | $x_f$ | $x_f$ |

Le graphique ci-après donne l'évolution de la quantité d'ester formé au cours du temps.




**1.** Déterminer graphiquement la valeur de l'avancement final $x_f$. Justifier.

**2.** Calculer la valeur de l'avancement maximal $x_{max}$ en s'aidant du tableau d'avancement.

**3.** Comparer $x_f$ et $x_{max}$ ; commenter la phrase en italique de l'énoncé.

### 11 Comparer les avancements final et maximal

CORRIGÉ

**1.** $x_f = n_f(C_2H_4O_2) = 18$ mmol (graphiquement).

**2.** Hypothèse 1 : si le méthanol $CH_4O$ est le réactif limitant, alors $27 - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 27$ mmol.

Hypothèse 2 : si l'acide méthanoïque $CH_2O_2$ est le réactif limitant, alors $27 - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 27$ mmol.

Donc $x_{max} = 27$ mmol.

**3.** $x_f < x_{max}$ donc la transformation n'est pas totale ; la phrase en italique est erronée.

## 12 Déterminer l'état d'un système chimique

**Effectuer des calculs.**

L'hydroxyde de fer (III) $Fe(OH)_3$ (s) est un solide orange obtenu à partir de la réaction d'équation :

$$Fe^{3+}(aq) + 3\ HO^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_3\ (s)$$

Initialement, le système chimique contient 3,0 mmol d'ions fer (III) $Fe^{3+}$ (aq) et 12,0 mmol d'ions hydroxyde $HO^-$(aq).

**1.** Déterminer l'état du système chimique pour les avancements $x = 1{,}0$ mmol et $x = 2{,}0$ mmol.

**2.** L'avancement final du système est $x_f = 3{,}0$ mmol. La transformation est-elle totale ?

### 12 Déterminer l'état d'un système chimique

**1.** Pour un avancement x : $n(Fe^{3+}) = 3{,}0 - x$, $n(HO^-) = 12{,}0 - 3x$ et $n(Fe(OH)_3) = x$

Pour un avancement $x = 1{,}0$ mmol : $n(Fe^{3+}) = 2{,}0$ mmol, $n(HO^-) = 9{,}0$ mmol et $n(Fe(OH)_3) = 1{,}0$ mmol.

Pour un avancement $x = 2{,}0$ mmol : $n(Fe^{3+}) = 1{,}0$ mmol, $n(HO^-) = 6{,}0$ mmol et $n(Fe(OH)_3) = 2{,}0$ mmol.

**2.** Il faut d'abord déterminer $x_{max}$ :

Hypothèse 1 : si l'ion $Fe^{3+}$ (aq) est le réactif limitant, alors $3{,}0 - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 3{,}0$ mmol.

Hypothèse 2 : si l'ion hydroxyde $HO^-$ (aq) est le réactif limitant, alors $12{,}0 - 3x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 4{,}0$ mmol.

Donc $x_{max} = 3{,}0$ mmol. Puisque $x_f = x_{max}$, la réaction est totale.

## 15 Identifier des mélanges stœchiométriques

**Utiliser un modèle.**

Le dihydrogène $H_2$ (g) peut réagir avec le dioxygène $O_2$ (g) pour former de la vapeur d'eau $H_2O$ (g) selon la réaction d'équation : $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$

**1.** Écrire la relation entre les quantités initiales des réactifs notées $n_0(H_2)$ et $n_0(O_2)$ pour qu'elles soient dans les proportions stœchiométriques.

**2.** Parmi les mélanges suivants, lesquels vérifient les proportions stœchiométriques ?

**a.** 4 moles de $H_2$ et 2 moles de $O_2$.

**b.** 4 moles de $H_2$ et 4 moles de $O_2$.

### 15 Identifier les mélanges stœchiométriques

**1.** Les réactifs sont en proportions stœchiométriques si $\frac{n_0(H_2)}{2} = \frac{n_0(O_2)}{1}$.

**2.** Le mélange a. vérifie la relation précédente.

## 16 Les feux d'artifice

**Proposer et utiliser un modèle ; effectuer des calculs ; formuler des hypothèses.**

Certains mélanges pyrotechniques sont constitués de chlorate de potassium $KC\ell O_3$ (s) et de carbone C (s). Une fusée pyrotechnique contient 300 g de chlorate de potassium et 50 g de carbone. Une combustion explosive, considérée comme totale, a lieu entre le chlorate de potassium et le carbone. Il se forme du dioxyde de carbone $CO_2$ (g) et du chlorure de potassium $KC\ell$ (s). Au cours de cette combustion, une lumière violette est émise.

**Données**

- $M(C) = 12{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.
- $M(KC\ell O_3) = 122{,}6\ g \cdot mol^{-1}$.

> Pictogrammes de danger du chlorate de potassium

**1.** Écrire et ajuster l'équation de la réaction chimique entre le chlorate de potassium et le carbone avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

**2.** Calculer les quantités initiales des deux réactifs.

**3.** Identifier le réactif limitant.

**4.** Calculer la masse de carbone permettant d'avoir un mélange initial stœchiométrique.

**5.** Proposer une hypothèse expliquant pourquoi il est important de veiller à ce que le chlorate de potassium soit le réactif limitant.

**16 Les feux d'artifices**

**1.** $2\ KC\ell O_3\,(s) + 3\ C\,(s) \rightarrow 2\ KC\ell\,(s) + 3\ CO_2\,(g)$

**2.** $n_0(KC\ell O_3) = \dfrac{300}{122{,}6} = 2{,}45$ mol ; $n_0(C) = \dfrac{50}{12{,}0} = 4{,}2$ mol

**3.** Hypothèse 1 : si le chlorate de potassium $KC\ell O_3\,(s)$ est le réactif limitant, alors $2{,}45 - 2x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \dfrac{2{,}45}{2} = 1{,}22$ mol.

Hypothèse 2 : si le carbone C (s) est le réactif limitant, alors $4{,}2 - 3x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \dfrac{4{,}2}{3} = 1{,}4$ mol.

Le réactif limitant est donc le chlorate de potassium $KC\ell O_3\,(s)$.

**4.** Pour que le mélange soit stœchiométrique, il faut que $n_0(C) - 3x_{max} = 0$ donc $n_0(C) = 3 \times 1{,}22 = 3{,}66$ mol.
La masse de carbone correspondant est :
$m(C) = n_0(C) \times M(C) = 3{,}66 \times 12{,}0 = 43{,}9$ g.

**5.** Le chlorate de potassium est dangereux pour l'environnement (pictogramme), il faut donc qu'il soit entièrement consommé au cours de la transformation.

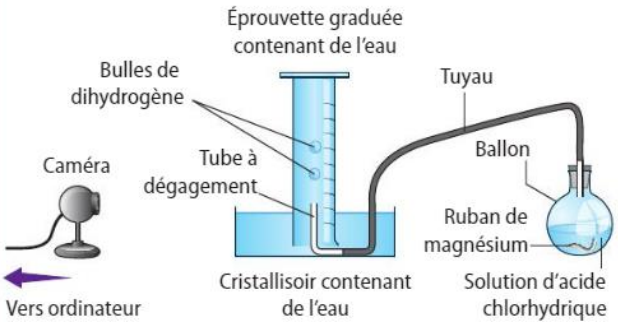
## 19 Exercice à caractère expérimental

### Réaction entre le métal magnésium et l'acide chlorhydrique

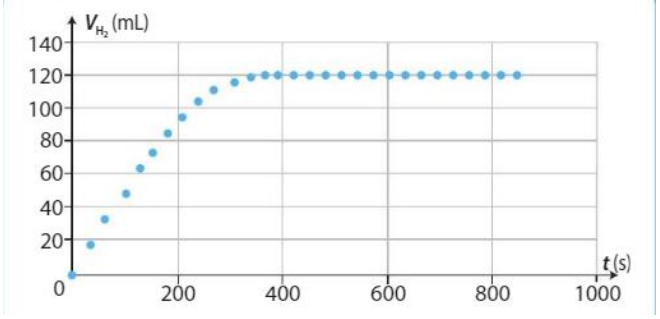
Exploiter des observations, des résultats, des mesures.

**A Expérience**

À l'aide d'une caméra reliée à un ordinateur, on filme la transformation chimique entre le magnésium et l'acide chlorhydrique. Le dihydrogène formé lors de l'expérience est récupéré dans une éprouvette graduée. Le schéma de l'expérience est reproduit ci-dessous.




**B Évolution du volume de dihydrogène au cours du temps**




**Données**

| Magnésium | Solution d'acide chlorhydrique |
|---|---|
| Masse : $m = 0{,}12$ g<br>$M(Mg) = 24{,}0\ g \cdot mol^{-1}$ | Concentration : $C = 0{,}50\ mol \cdot L^{-1}$<br>Volume : $V_{solution} = 40{,}0$ mL |

- Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24\ L \cdot mol^{-1}$
- Équation de la réaction associée à la transformation : $Mg\,(s) + 2\ H^+\,(aq) \rightarrow Mg^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)$
- Les réactifs sont mis en contact à la date $t = 0$ s.

**1.** Pourquoi avoir utilisé une éprouvette graduée remplie d'eau et retournée sur le cristallisoir pour cette expérience ?

**2.** Proposer un test permettant de mettre en évidence le gaz dihydrogène dans l'éprouvette graduée.

**3.** Identifier les couples oxydant/réducteur mis en jeu lors de cette réaction d'oxydoréduction.

**4.** Calculer les quantités initiales des réactifs.

**5.** Identifier le réactif limitant.

**6.** À l'aide du graphique B, déterminer graphiquement la valeur du volume de dihydrogène $V_{H_2}$ à l'état final et en déduire la valeur de l'avancement final $x_f$ de la réaction.

**7.** La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier.

**19 Exercice à caractère expérimental**
**Réaction entre le métal magnésium et l'acide chlorhydrique**

**1.** L'éprouvette initialement remplie d'eau permet de recueillir le gaz formé par déplacement d'eau.
**2.** On approche une allumette enflammée de l'éprouvette, si elle contient du dihydrogène, on entend un jappement.
**3.** Couple $Mg^{2+}/Mg$ et couple $H^+/H_2$.

**4.** $n_0(Mg) = \dfrac{m}{M(Mg)} = \dfrac{0{,}12}{24} = 5{,}0 \times 10^{-3}$ mol $= 5{,}0$ mmol
$n_0(H^+) = C \times V_{solution} = 0{,}50 \times 40 \times 10^{-3} = 2{,}0 \times 10^{-2}$ mol $= 20$ mmol

**5.** On suppose que la transformation est totale :
Hypothèse 1 : si le magnésium Mg (s) est le réactif limitant, alors $n_0(Mg) - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 5{,}0$ mmol.
Hypothèse 2 : si l'ion hydrogène $H^+$ (aq) est le réactif limitant, alors $n_0(H^+) - 2x_{max} = 0$ donc $x_{max} = \dfrac{20}{2} = 10$ mmol. Le réactif limitant est donc le magnésium.

**6.** Graphiquement : $V_f(H_2) = 120$ mL.

Or, $x_f = n_f(H_2) = \dfrac{V_f(H_2)}{V_m} = \dfrac{120 \times 10^{-3}}{24} = 5{,}0 \times 10^{-3}$ mol $= 5{,}0$ mmol.

**7.** Comme $x_{max} = x_f$, la transformation étudiée est totale.

## 22 Suivi d'une réaction lente

CORRIGÉ

**Exploiter des observations, des graphiques ; utiliser un modèle ; effectuer des calculs.**

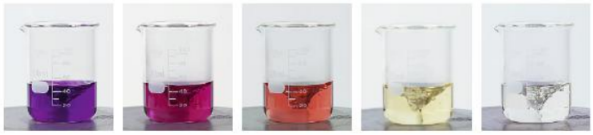
L'équation de la réaction entre l'acide oxalique $H_2C_2O_4$(aq) et les ions permanganate $MnO_4^-$(aq), en milieu acide, est :

$$2\ MnO_4^-(aq) + 5\ H_2C_2O_4(aq) + 6\ H^+(aq) \rightarrow 2\ Mn^{2+}(aq) + 10\ CO_2(aq) + 8\ H_2O(\ell)$$

Les solutions aqueuses contenant l'ion permanganate $MnO_4^-$(aq) sont violettes. C'est la seule espèce colorée du système.

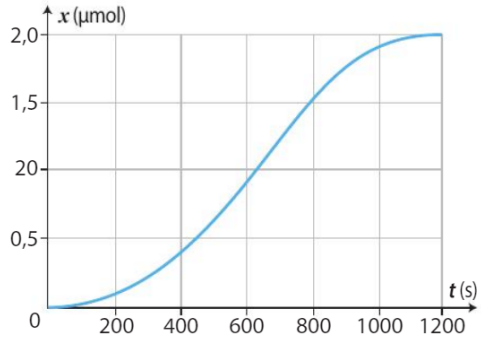
### A Évolution du système chimique étudié

On mélange un volume $V_1 = 20{,}0$ mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $C_1 = 2{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$ et un volume $V_2 = 20{,}0$ mL d'une solution d'acide oxalique de concentration $C_2 = 5{,}00 \times 10^{-2}$ mol·L$^{-1}$. Les photos montrent l'évolution du système au cours du temps.



$t = 0$ min $t = 5$ min $t = 10$ min $t = 15$ min $t = 20$ min

### B Évolution de l'avancement au cours du temps




**1.** Justifier l'évolution de la couleur du mélange réactionnel au cours du temps.

**2.** Calculer les quantités initiales $n_1$ d'ions permanganate et $n_2$ d'acide oxalique.

**3.** Construire le tableau d'avancement de la réaction. L'eau et les ions $H^+$ étant en large excès par rapport aux autres espèces, noter « excès » dans leurs colonnes respectives.

**4.** Calculer l'avancement maximal $x_{max}$ de la réaction en supposant que la transformation est totale.

**5.** Déterminer graphiquement l'avancement final $x_f$.

**6.** La transformation étudiée est-elle totale ? Justifier.

**22 Suivi d'une réaction lente**

**1.** Les ions permanganate sont responsables de la couleur du milieu réactionnel et consommés au cours de la transformation, la solution devient donc progressivement incolore.

**2.** $n_1 = C_1 \times V_1 = 4{,}00 \times 10^{-5}$ mol et $n_2 = C_2 \times V_2 = 1{,}00 \times 10^{-3}$ mol

**3.**

| Équation de la réaction | | $2\ MnO^{4-}$(aq) | $+\ 5\ H_2C_2O_4$(aq) | $\rightarrow$ | $2\ Mn^{2+}$(aq) | $+\ 10\ CO_2$(aq) | $+\ 8\ H_2O(\ell)$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (en mmol) | Quantités de matière (en mmol) | | | | | |
| | | $n(MnO^{4-})$ | $n(H_2C_2O_4)$ | $n(H^+)$ | $n(Mn^{2+})$ | $n(CO_2)$ | $n(H_2O)$ |
| État initial | $x = 0$ | $n_0(MnO^{4-}) = n_1$ | $n_0(H_2C_2O_4) = n_2$ | Excès | $n_0(Mn^{2+}) = 0$ | $n_0(CO_2) = 0$ | Excès |
| État final | $x = x_f$ | $n_1 - 2x_f$ | $n_1 - 5x_f$ | Excès | $2x_f$ | $10x_f$ | Excès |

**4.** La transformation est totale et l'ion permanganate est le réactif limitant (car le mélange est incolore en fin de transformation) : $n_1 - 2x_{max} = 0$ donc $4{,}00 \times 10^{-5} - 2x_{max} = 0$ soit $x_{max} = 2{,}00 \times 10^{-5}$ mol

**5.** Graphiquement : $x_f = 20$ µmol $= 2{,}00 \times 10^{-5}$ mol.

**6.** Comme $x_f = x_{max}$, la transformation est totale.

## 25 Étude d'une réaction d'oxydo-réduction par spectrophotométrie

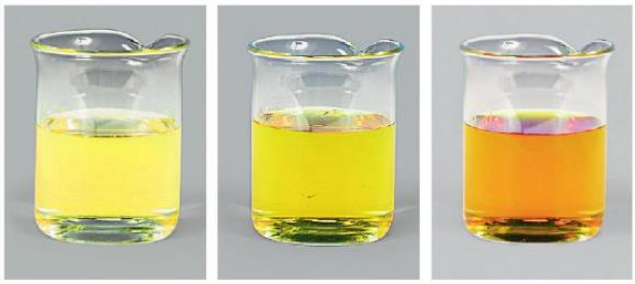
CORRIGÉ — 30 min

**Utiliser un modèle ; construire un tableau ; exploiter un graphique ; effectuer un calcul.**

• On étudie la réaction entre les ions iodure $I^-$(aq) et le peroxyde d'hydrogène $H_2O_2$(aq) en milieu acide :

$$H_2O_2(aq) + 2\ I^-(aq) + 2\ H^+(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2\ H_2O(\ell).$$

Le diiode $I_2$(aq) est la seule espèce colorée (en jaune-orangé) du système chimique étudié.



$t_1 = 1$ min $t_2 = 2$ min $t_3 = 3$ min

• À une date $t = 0$, on mélange, dans un bécher, un volume $V_1 = 50$ mL d'une solution de concentration $C_1 = 9{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L$^{-1}$ en peroxyde d'hydrogène et un volume $V_2 = 25$ mL d'une solution acidifiée de concentration $C_2 = 5{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L$^{-1}$ en iodure de potassium. On verse alors rapidement un faible volume (négligeable devant $V_1$ et $V_2$) de ce mélange réactionnel dans une cuve qu'on introduit dans le spectrophotomètre.

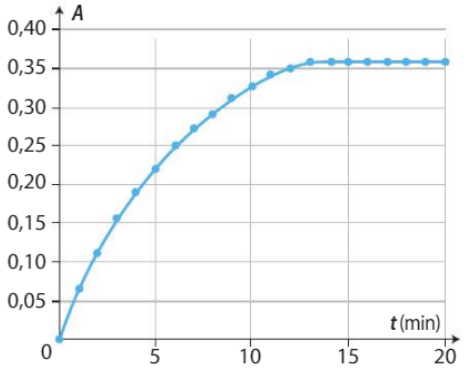
**1.** Décrire et interpréter les photographies ci-dessus.

**2.** Calculer les quantités initiales $n_1$ et $n_2$ respectivement de peroxyde d'hydrogène $H_2O_2$(aq) et d'ions iodure $I^-$(aq).

**3.** Établir et compléter le tableau d'avancement avec les grandeurs $n_1$, $n_2$, $x$ et $x_f$ sachant que les ions $H^+$ et l'eau $H_2O$(g) sont en large excès devant les autres espèces chimiques.

**4.** En supposant que la transformation est totale, montrer que la valeur de l'avancement maximal est $x_{max} = 0{,}45$ mmol et identifier le réactif limitant.

• Le suivi de la transformation se fait par spectrophotométrie. Le graphique ci-dessous montre l'évolution de l'absorbance du mélange réactionnel au cours du temps $A = f(t)$.




**5.** Déterminer la valeur de l'absorbance finale $A_f$.

**6.** Calculer la valeur de la concentration finale en diiode $C_f(I_2)$ sachant que $A = 60 \times C(I_2)$ avec $C(I_2)$ en $mol \cdot L^{-1}$.

**7.** En déduire la valeur de l'avancement final de la réaction $x_f$.

**8.** L'hypothèse faite à la question **4.** est-elle vérifiée ?

### 25 Etude d'une réaction d'oxydoréduction par spectrophotométrie (30 min)

**1.** Le diiode, seule espèce chimique colorée présente, est produit au cours de la transformation, la couleur jaune–orangé du milieu réactionnel devient donc de plus en plus intense au cours du temps.

**2.** $n_1 = C_1 \times V_1 = 9{,}0 \times 10^{-3} \times 50 \times 10^{-3} = 0{,}45$ mmol ;
$n_2 = C_2 \times V_2 = 5{,}0 \times 10^{-2} \times 25 \times 10^{-3} = 1{,}25$ mmol

**3.**

| Équation de la réaction | | $H_2O_2(s) + 2\,I^-(aq) + 2\,H^+(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2\,H_2O(\ell)$ | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| État du système | Avancement (en mmol) | Quantités de matière (en mmol) | | | | |
| | | $n(H_2O_2)$ | $n(I^-)$ | $n(H^+)$ | $n(I_2)$ | $n(H_2O)$ |
| État initial | $x = 0$ | $n_0(H_2O_2) = n_1$ | $n_0(I^-) = n_2$ | Excès | $n_0(I_2) = 0$ | Excès |
| État final | $x = x_f$ | $n_1 - x_f$ | $n_2 - 2x_f$ | Excès | $x_f$ | Excès |

**4.** On suppose que la transformation est totale.
Hypothèse 1 : si le peroxyde d'hydrogène $H_2O_2(aq)$ est le réactif limitant, alors $n_1 - x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 0{,}45$ mmol.
Hypothèse 2 : si l'ion iodure $I^-$ (aq) est le réactif limitant, alors $n_2 - 2x_{max} = 0$ donc $x_{max} = 0{,}63$ mmol.
L'avancement maximal est $x_{max} = 0{,}45$ mmol et le réactif limitant est le peroxyde d'hydrogène.

**5.** Graphiquement : $A_f = 0{,}36$

**6.** $C_f(I_2) = \frac{A_f}{60} = 6{,}0 \times 10^{-3}\ mol \cdot L^{-1}$.