

Chapitre 1 : Transformations rapides et transformations lentes

الوحدة 1 : التحولات السريعة والتحولات البطيئة



❖ Situation-problème :

La combustion d'un gaz dans l'air est une transformation rapide et la formation d'une couche de rouille sur une surface métallique est une transformation lente et les deux transformations sont des réactions d'oxydoréduction.

- Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction ?
- Qu'est-ce qu'une transformation rapide et une transformation lente ?
- Peut-on accélérer ou ralentir une réaction chimique ?

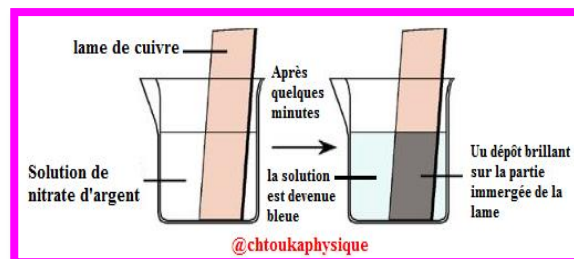
❖ Objectifs : Connaissances et savoir-faire exigibles

- Écrire l'équation de la réaction associée à une transformation d'oxydoréduction
- Mettre en évidence l'influence du facteur temps dans le déroulement d'un certain nombre de transformations d'oxydoréduction
- Connaître l'influence de la concentration des réactifs et de la température sur le déroulement temporel d'une réaction.
- Interpréter cette influence au niveau microscopique.

I. Réactions oxydoréduction (Rappel) :

✚ Activité 1 : Action des ions argent (Ag^+) sur une lame de cuivre (Cu)

- On immerge partiellement une lame (ou un fil) de cuivre dans un bécher (ou un tube à essais) contenant une solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-).
- Après quelques minutes, on observe **un dépôt brillant** sur **la partie immergée de la lame** et après une longue durée, **la solution initialement incolore** devient **bleue**.



❖ Exploitation

- Interpréter ces observations ;
- Préciser **l'espèce chimique** qui joue **le rôle de réducteur** et **l'espèce chimique** qui joue **le rôle d'oxydant** et en déduire **les couples oxydant / réducteur** intervenant dans cette réaction chimique
- Écrire **l'équation bilan de la réaction** ayant lieu entre **le cuivre** et **les ions d'argent**

❖ Interprétation

- La coloration bleue** de la solution indique **la formation des ions de $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$** . Alors **le cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ se transforme à l'ion $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$** en libérant 2 électrons selon **la demi-équation** : $\text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
 - Le dépôt brillant** qui se forme sur la partie immergée de la lame de cuivre, est de **l'argent métallique constitué d'atomes d'argent $\text{Ag}(\text{s})$** . Alors **l'ion $\text{Ag}^+(\text{aq})$ se transforme au métal $\text{Ag}(\text{s})$** en captant un électron selon **la demi-équation suivante** : $\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$
- l'espèce chimique** qui joue **le rôle de réducteur** est **le cuivre $\text{Cu}(\text{s})$** , puisque **il a perdu deux électrons** et **il est oxydé en son oxydant conjugué $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$** . Ces deux espèces chimiques forment **un couple Ox / red** : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$. Dans ce cas, le cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ a **subi une oxydation**. **L'oxydation est une perte d'électron**
 - l'espèce chimique** qui joue **le rôle d'oxydant** est **l'ion $\text{Ag}^+(\text{aq})$** , puisque **il a capté (gagné) un électron** et **il est réduit en son réducteur conjugué $\text{Ag}(\text{s})$** . Ces deux espèces chimiques forment **un couple $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$** . Dans ce cas l'ion $\text{Ag}^+(\text{aq})$ a **subi une réduction**. Donc **la réduction est un gain d'électrons**
- l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction** est obtenue **en ajoutant membre à membre les deux demi-réactions de manière à éliminer les électrons** :
 - Oxydation :** $\text{Cu}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
 - Réduction :** $2 \times (\text{Ag}^+(\text{aq}) + 1\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}))$
 - Réaction d'oxydoréduction :** $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$

➤ Conclusion :

- ✓ **L'oxydant (Ox)** : est **une espèce chimique capable de capter (gagner) un ou plusieurs électrons** au cours d'une réaction chimique ; **il subit une réduction**.
- ✓ **Le réducteur (Red)** : est **une espèce chimique capable de céder (perdre) un ou plusieurs électrons** au cours d'une réaction chimique, **il subit une oxydation**.
- ✓ **L'oxydation** : est **une perte d'électrons**
- ✓ **La réduction** : est **un gain d'électrons**
- ✓ **Le couple Oxydant / Réducteur** ou **couple redox**, noté **Ox/Red**, est constitué d'un oxydant et son réducteur, ils sont liés par **la demi-équation d'oxydoréduction** suivante : $\text{Ox} + n\text{e}^- \rightleftharpoons \text{red}$
- ✓ **La réaction d'oxydo-réduction** est **une réaction au cours de laquelle s'effectue un transfert d'électrons** entre **deux espèces chimiques** (**l'oxydant d'un couple** et **le réducteur d'un autre couple**)

❖ Remarque : Lois de conservation

Une équation de réaction doit toujours respecter **les lois de conservation** suivantes :

- ✓ la conservation de l'élément chimique
- ✓ la conservation de la charge.
- ✓ La conservation de la quantité de matière

❖ Exercice d'application N° 1 : Lois de conservation

1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre les ions ferreux Fe^{2+} et les ions permanganates MnO_4^- en milieu acide.
2. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation entre les ions de fer II et les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ en milieu acide.

✓ Données :

les couples Oxydant / Réducteur mis en jeu : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$; $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$

❖ Réponse :

1. l'équation d'oxydoréduction entre les ions ferreux Fe^{2+} et les ions permanganates MnO_4^- en milieu acide

✓ Écriture de la demi-équation associée au couple : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:

MnO_4^- subit une réduction : $\text{MnO}_4^- + n e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$

❖ Conservation de l'élément chimique

- Conservation de l'élément Manganèse Mn :



Nous avons ici un atome de manganèse dans MnO_4^- et aussi un atome de manganèse dans Mn^{2+} , donc l'élément manganèse est équilibré.

- Conservation de l'élément Oxygène O :

Ensuite on équilibre l'élément oxygène O en ajoutant des molécules

Ici 4 atomes d'oxygène à gauche dans MnO_4^- , il faut donc ajouter 4 molécules d'eau à droite (puisqu'il s'agit d'une solution aqueuse)



- Conservation de l'élément Hydrogène H :

Il reste à équilibrer les atomes d'hydrogène par des ions H^+ : il faut ajouter 8 ions H^+ à gauche (puisqu'il s'agit d'un milieu acide)



❖ Conservation de la charge :



Enfin il est nécessaire d'équilibrer la charge électrique par des électrons ;

$$-1 + 8 - n = 2 \quad \text{alors } n = 5$$

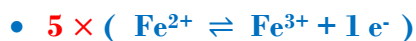
D'où la demi-équation associée au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ est :



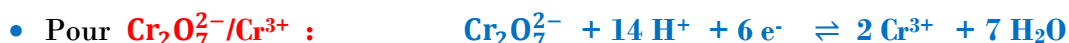
✓ Écriture de la demi-équation associée au couple : $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$:

Fe^{2+} subit une oxydation : $\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 1 e^-$

L'équation bilan de la réaction : On combine les deux demi-équations de manière à éliminer les électrons :



2. l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui traduit la transformation entre les ions de fer II et les ions dichromate en milieu acide s'écrit :



II. Transformations lentes et transformations rapides

1. Transformations rapides

✚ Activité 2 : Mise en évidence expérimentale d'une transformation rapide

- verser 20 ml de solution de sulfate de cuivre II ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) dans un tube à essai
- ajouter 10 ml de la soude ($\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$)

❖ Exploitation

1. Qu'observez-vous ? quel est le nom du composé produit ?
2. Écrire l'équation de cette réaction
3. Cette réaction peut-elle être suivie à l'œil nu ? conclure



❖ Interprétation

1. On observe la formation d'un précipité bleu. c'est l'hydroxyde de cuivre II
2. L'équation de la réaction est : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$
3. Cette réaction ne peut pas être suivie à l'œil nu ; alors c'est une réaction rapide

❖ Autre exemple :

- **Expérience :** Versons une solution violette d'ions permanganate MnO_4^- dans une solution acidifiée d'ions Fe^{2+}
- **Observation :** il se produit une décoloration immédiate (instantanée) de la solution de permanganate de potassium dès qu'elle entre en contact avec la solution d'ions Fe^{2+} .
- **Interprétation :** la transformation d'oxydoréduction entre les ions $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ et $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ en milieu acide est rapide

➤ Conclusion :

Les transformations rapides (instantanées) : sont des transformations qui se produisent rapidement, de sorte que nous ne pouvons pas suivre leur évolution dans le temps à l'œil nu ou avec les appareils de mesure courants disponibles en laboratoire. c'est-à-dire qu'il est impossible de distinguer des états intermédiaires entre l'état initial et l'état final du système chimique

2. Transformations lentes

✚ Activité 3 : Mise en évidence expérimentale d'une transformation lente

Le peroxyde d'oxygène $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$ ou eau oxygénée, en solution aqueuse acide réagit avec les ions iodure I^-

- Mélanger dans un bécher 20 mL d'eau oxygénée de concentration molaire $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 mL d'acide sulfurique.
- À un instant choisi comme origine des dates, ajouter 20 ml d'une solution d'iodure de potassium de concentration molaire $c = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



✓ **Données :** Couples mis en jeu : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ et $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$

❖ Exploitation

1. Qu'observez-vous ? comment évolue la couleur de mélange lorsque la transformation se déroule ?
2. Cette transformation observée peut-elle être qualifiée de lente ou de rapide ?
3. Écrire l'équation bilan de cette réaction

❖ Interprétation

1. On observe que la couleur du mélange réactionnel évolue progressivement du jaune au jaune foncé puis prend une coloration brune qui devient de plus en plus foncée en fonction du temps.
2. On peut qualifier cette transformation de lente car on peut suivre l'évolution de cette transformation à l'œil nu.

3. L'équation bilan de cette réaction chimique

- ✓ Les demi-équations électroniques relatives aux couples : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ et $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$
 - Pour le premier couple : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$: $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 - Pour le deuxième couple : $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$: $2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{e}^{-}$
- ✓ L'équation bilan de la réaction chimique : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$

➤ Conclusion

Les transformations lentes : sont des transformations qui **se produisent lentement**, elles **durent de quelques secondes à plusieurs heures**, de sorte que **leur évolution dans le temps peut être suivie à l'œil nu ou avec les appareils de mesure courants disponibles en laboratoire**.

❖ Exemples :

Quelques réactions d'oxydoréduction, la fermentation alcoolique, les réactions d'estérification et hydrolyses,

III. Facteurs cinétiques

1. Définition :

- ✓ **L'évolution temporelle des systèmes chimiques dépend de la nature des réactifs mis en présence.** Mais aussi **des conditions expérimentales**
- ✓ **Selon les conditions expérimentales une réaction lente peut devenir rapide et vice-versa. Les paramètres qui influent sur la vitesse d'évolution d'un système chimique sont appelés facteurs cinétiques.**
- ✓ **Un facteur cinétique est une grandeur capable de modifier la vitesse d'une réaction chimique**
- ✓ **Les facteurs cinétiques sont : la température, la concentration initiale des réactifs, l'emploi d'un catalyseur.**

2. Influence de la température

✚ Activité 4 : La température est un facteur cinétique ?

- Verser dans deux tubes à essais A et B, 10,0 ml d'une solution d'**acide oxalique** $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})}$ à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.
- plonger **le tube à essais A** dans **un bain-marie à 20°C**, et le **tube à essais B** dans **un bain marie à 60°C**.
- À un instant choisi comme origine, **Ajouter en même temps 3 ml d'une solution acidifiée de permanganate de potassium à 0,50 mol.L⁻¹** dans chacun des tubes à essais (voir la figure ci-contre)
- **Les ions permanganates $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$ sont violets** en solution aqueuse , **la solution d'acide oxalique est incolore** ainsi que **celle d'acide sulfurique** qui sert à acidifier le mélange réactionnel. **les ions manganèse II ($\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$) sont incolores** en solution aqueuse.

❖ Exploitation

1. Écrire **l'équation bilan de la réaction** sachant que les couples mis en jeu : $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{CO}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})}$
2. Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.
3. Qu'observez-vous ? **comparer les durées de décoloration (la disparition de la couleur)** de chaque mélange
4. **Que peut-on en déduire ?**
5. **Interpréter ces résultats au niveau microscopique**



❖ Interprétation

1. L'équation bilan de la réaction chimique :



- ✓ **L'équation bilan:** $2 \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 10 \text{CO}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
2. Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction car il y a un transfert d'électrons entre les deux réactifs (l'oxydant $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ et le réducteur $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq})$)
3. On observe que la disparition de la couleur violette (la décoloration) est plus rapide dans le tube à essais B à 60°C
4. On constate que La vitesse de disparition des ions $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ est plus grande quand la température est plus élevée .Donc la température est un facteur cinétique : Plus la température d'un mélange réactionnel est grande, plus la réaction est rapide.
5. La température est une grandeur liée à l'agitation moléculaire. autrement dit plus la température est élevée, plus les réactifs sont agités. il est donc logique que le nombre de chocs efficaces par unité de temps (par seconde) soit plus grande et que La vitesse de la réaction soit plus rapide.

➤ Conclusion :

- ✓ La température est un facteur cinétique
- ✓ La vitesse d'évolution d'un système chimique est d'autant plus grande que sa température est plus élevée

3. Influence de la concentration des réactifs

🔧 Activité 5 : La concentration est-elle un facteur cinétique ?

Nous avons vu au paragraphe précédent qu'en milieu acide, les ions permanganate réagissent lentement avec l'acide oxalique. L'équation de cette réaction s'écrit :



- On dispose d'une solution acidifiée de permanganate de potassium à $C_1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$ et d'une solution d'acide oxalique à $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{mol.L}^{-1}$ pour préparer différents mélanges A,B et C de même volume V.
- Soit respectivement V_1 , V_2 et V_3 les volumes de solution de permanganate de potassium , d'eau et d'acide oxalique tels que : $V = V_1 + V_2 + V_3 = 20 \text{ ml}$
- Dans un premier temps, mélanger dans trois béchers les volumes V_1 et V_2 de solution de permanganate de potassium et d'eau
- Ajouter en même temps et en déclenchant le chronomètre les volumes V_3 de solution d'acide oxalique aux différents mélanges. Puis agiter légèrement pour homogénéiser
- Déterminer la durée t_d nécessaire à la disparition de la teinte violette

➤ Les résultats obtenus sont regroupés dans le tableau ci-dessous

Mélange	V_1 (mL)	V_2 (mL)	V_3 (mL)	$[\text{MnO}_4^-]_i$ (mol.L ⁻¹)	$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_i$ (mol.L ⁻¹)	t_d
A	5,0	9,0	6,0	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-1}$	300
B	5,0	6,0	9,0	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$2,25 \cdot 10^{-1}$	260
C	5,0	3,0	12,0	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-1}$	220

❖ Exploitation

- Quelle est l'espèce chimique responsable de la couleur du mélange réactionnel ?
- Quel est le réactif dont l'influence de la concentration est étudié dans cette série d'expériences ? justifier
- Qu'observe-t-on ?
- Que peut-on en déduire ?
- Interpréter ces résultats au niveau microscopique

❖ Interprétation

1. l'espèce chimique responsable de la couleur du mélange réactionnel est l'ion de permanganate MnO_4^- (aq)
2. les mélanges utilisés ont les mêmes concentrations initiales en ions permanganate $[\text{MnO}_4^-]_i$, en revanche, leurs concentrations initiales en acide oxalique $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_i$ sont différentes : Donc Cette série d'expériences permet d'étudier l'influence de la concentration initiale en acide oxalique $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_i$ sur la vitesse de la réaction chimique
3. On observe que la durée t_d de disparition de la teinte violette est d'autant plus faible, que $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_i$ est plus grande, autrement dit la durée d'évolution de la réaction chimique diminue quand la concentration initiale du réactif $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ augmente
4. On constate que la concentration des réactifs est un facteur cinétique : plus la concentration initiale des réactifs est grande, plus la réaction chimique est rapide.
5. Plus la concentration des réactifs est grande, plus le nombre de réactifs par unité de volume est grande. il est donc logique que le nombre de chocs efficaces par unité de temps (par seconde) soit plus grande et que la vitesse de la réaction soit plus grande.

➤ Conclusion :

- ✓ La concentration initiale des réactifs est un facteur cinétique
- ✓ La vitesse d'évolution d'un système chimique est d'autant plus grande que les concentrations initiales sont plus importantes

❖ Remarque :

Il existe d'autres facteurs cinétiques comme le catalyseur (et la nature du solvant)

IV. Quelques applications des facteurs cinétiques

On peut ralentir ou accélérer une transformation chimique en agissant sur les facteurs cinétiques.

1. Accélération ou déclenchement d'une réaction chimique

On accélère ou on déclenche des transformations en augmentant la température du milieu réactionnel

❖ Exemples :

la synthèse de l'ammoniac, combustion d'essence, utilisation d'un autocuiseur (une cocotte-minute) pour cuire des aliments .

❖ Explications :

- Dans un autocuiseur (cocotte-minute) la pression est supérieure à la pression atmosphérique, la température d'ébullition de l'eau y est donc supérieure à 100°C . Un aliment qui cuit à l'eau dans un autocuiseur cuit à une température plus élevée que dans une casserole ouverte, la cuisson est donc plus rapide.
- Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont plus rapides lorsque la température augmente. Un chauffage permet donc d'arriver plus rapidement à l'état d'équilibre.

2. Ralentissement ou arrêt d'une réaction chimique

On ralentit ou on bloque des transformations, en diminuant la température ou en diluant le mélange réactionnel.

❖ Exemples :

Conservation des aliments dans un réfrigérateur, contrôle des réactions dangereuses,

❖ Explications :

Les réactions de dégradation des aliments sont ralenties lorsqu'on stocke les aliments au réfrigérateur et encore davantage lorsqu'on congèle les aliments pour les stocker au congélateur (-18°C) .

❖ Exercice d'application N° 2 : Facteurs cinétiques

On réalise l'oxydation des ions iodures $I^-_{(aq)}$ par les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}_{(aq)}$. Cette réaction, lente et totale, met en jeu les couples ox / red suivants : $I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$ et $S_2O_8^{2-}_{(aq)} / SO_4^{2-}_{(aq)}$

1. Établir l'équation bilan de la réaction chimique
2. Afin d'étudier les facteurs cinétiques influant sur la durée de cette réaction, on réalise les 3 expériences suivantes :

Expériences	$[I^-]_0$ (en mol .L ⁻¹)	$[S_2O_8^{2-}]_0$ (en mol .L ⁻¹)	Température (en °C)
1	$2,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	20
2	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	20
3	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	35

3. Sans justifier, répondre par Vrai ou Faux aux affirmations suivantes :
 - 3.1 C'est dans l'expérience 2 que la vitesse de réaction est la plus faible
 - 3.2 Par comparaison entre les expériences 1 et 3, on étudie l'influence de la température
 - 3.3 C'est dans l'expérience 3 que la vitesse de réaction est la plus grande
 - 3.4 Les ions iode sont toujours en excès
 - 3.5 La quantité finale de diode formé dans l'expérience 2 est le double de celle formée dans l'expérience 1

❖ Exercice 3 : l'effet de la concentration initiale des réactifs sur la vitesse de la réaction chimique

On réalise successivement les trois mélanges ci-dessous (pour chacun des trois mélanges, l'eau oxygéné est introduite à l'instant $t=0$ s); dans les trois mélanges, l'acide sulfurique est en large excès.

Réactifs	Mélange A	Mélange B	Mélange C
Acide sulfurique 0,1 mol/L	10 mL	10 mL	10 mL
Solution iode 0,1 mol/L	18 mL	10 mL	10 mL
Eau oxygénée 0,1 mol/L	2 mL	2 mL	1 mL
Eau distillée	0 mL	8 mL	9 mL

Le document ci-contre donne les concentrations en diode formé en fonction du temps.

➤ Étude de l'état initial :

- 1.1 Écrire l'équation de la réaction étudiée. On donne : $I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$ et $H_2O_{2(aq)} / H_2O_{(l)}$
- 1.2 Calculer, la concentration molaire de l'eau oxygénée et des ions iode, pour chaque mélange.

➤ Étude des courbes :

- 2.1 Préciser (en justifiant) dans chaque cas le réactif limitant en déduire pour chaque mélange, les concentrations finales en diode lorsque la réaction est terminée.
- 2.2 Attribuer à chaque courbe numérotée le mélange correspondant A, B ou C en justifiant.
- 2.3 A $t=30$ min, les réactions sont-elles terminées dans les trois cas ? Justifiez la réponse.

