

## Exercice n°1

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction des ions iodure ( $I^-$ ) avec les ions fer III ( $Fe^{3+}$ ), modélisée par :

$$2I^- + 2Fe^{3+} \rightleftharpoons 2Fe^{2+} + I_2$$

Pour cela, on introduit dans un bécher, un volume  $V_1 = 50 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'iodure de potassium de concentration molaire  $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 50 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate de fer (III) de concentration molaire  $C_2 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ .

**1-a-** Déterminer les quantités de matière des réactifs initialement introduits dans le mélange et déduire le réactif limitant.

**b-** Préciser, en utilisant le tableau descriptif d'évolution du système, la relation entre l'avancement  $x$  de la réaction et la quantité de diiode formée  $n(I_2)$  à un instant  $t$  donné.

**c-** En déduire l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .

**2-** Le mélange obtenu, après homogénéisation, est équitablement réparti sur dix tubes à essais. A un instant  $t$  donné, on ajoute de l'eau glacée au contenu de l'un des tubes à essais et on le dose par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium  $Na_2S_2O_3$  de concentration molaire  $C = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . A l'équivalence, il y a décoloration complète de la solution.

L'équation de la réaction qui se produit est :  $2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$

**a-** Préciser l'intérêt de l'ajout de l'eau glacée.

**b-** Interpréter la décoloration du mélange.

**c-** Déterminer la quantité de matière  $n(I_2)$  formée, sachant que le volume de la solution de thiosulfate ajouté est de  $12 \text{ mL}$ .

**d-** En déduire la composition du mélange contenu dans chaque tube à essais à cet instant.

**3-** La courbe de la figure 1 de la page 5/6 donne la variation de l'avancement  $x$  de la réaction de  $I^-$  avec  $Fe^{3+}$ , au cours du temps.

**a-** Justifier, par exploitation de la courbe, s'il s'agit d'une réaction totale ou limitée.

**b-** Déterminer la vitesse de la réaction aux instants  $t_1 = 0 \text{ s}$  et  $t_2 = 4 \text{ s}$ .

**c-** Interpréter la variation de la vitesse de la réaction au cours du temps.

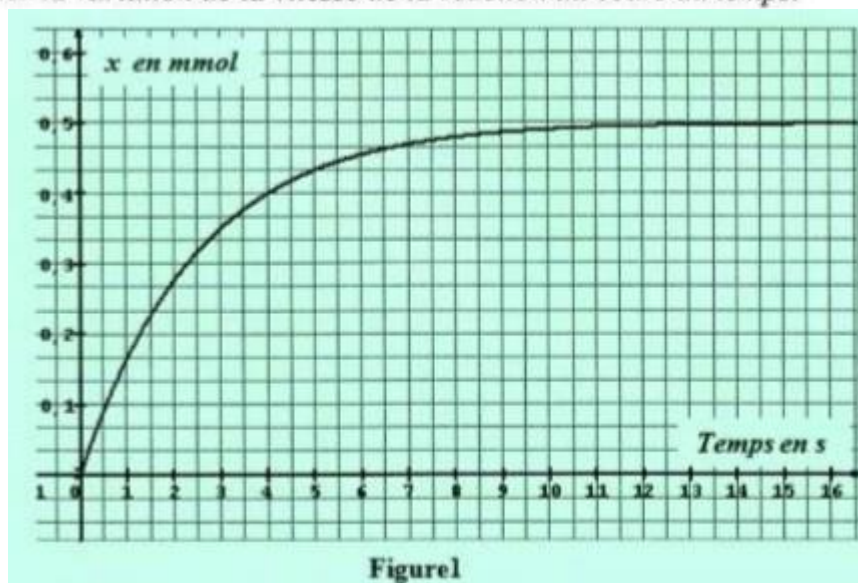


Figure 1

Correction

Q	Corrigé															
1-a	<p>les quantités de matière initialement introduites dans le mélange</p> $n_{o(I^-)} = C_1 V_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $n_{o(Fe^{3+})} = 2 C_2 V_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$ <p>Lorsque les réactifs réagissent dans les proportions stœchiométriques <math>\frac{n_{(I^-)}}{2} = \frac{n_{(Fe^{3+})}}{2} \Rightarrow n_{(I^-)} = n_{(Fe^{3+})}</math> or <math>n_{o(Fe^{3+})}</math> est inférieure à <math>n_{o(I^-)}</math> <math>Fe^{3+}</math> est le réactif limitant.</p>															
1-b	<p>b. l'équation de la réaction est : <math>2 I^- + 2 Fe^{3+} \rightleftharpoons 2 Fe^{2+} + I_2</math></p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td>t=0</td> <td><math>n_{o(I^-)}</math></td> <td><math>n_{o(Fe^{3+})}</math></td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>t</td> <td><math>n_{o(I^-)} - 2x</math></td> <td><math>n_{o(Fe^{3+})} - 2x</math></td> <td>2x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>t<sub>f</sub></td> <td><math>n_{o(I^-)} - 2x_f</math></td> <td><math>n_{o(Fe^{3+})} - 2x_f</math></td> <td>2x<sub>f</sub></td> <td>x<sub>f</sub></td> </tr> </table> <p><math>\Rightarrow n_{(I_2)} = x</math></p>	t=0	$n_{o(I^-)}$	$n_{o(Fe^{3+})}$	0	0	t	$n_{o(I^-)} - 2x$	$n_{o(Fe^{3+})} - 2x$	2x	x	t <sub>f</sub>	$n_{o(I^-)} - 2x_f$	$n_{o(Fe^{3+})} - 2x_f$	2x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>
t=0	$n_{o(I^-)}$	$n_{o(Fe^{3+})}$	0	0												
t	$n_{o(I^-)} - 2x$	$n_{o(Fe^{3+})} - 2x$	2x	x												
t <sub>f</sub>	$n_{o(I^-)} - 2x_f$	$n_{o(Fe^{3+})} - 2x_f$	2x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>												
1-c	$n_{o(Fe^{3+})} - 2x_{\max} = 0 \quad x_{\max} = \frac{n_{o(Fe^{3+})}}{2} = 10^{-3} \text{ mol.}$															
2-a	l'eau glacée permet de ralentir considérablement la réaction.															
2-b	La décoloration du mélange est due à la transformation de toute la quantité de $I_2$ en ions $I^-$															
2-c	A l'équivalence $n_{(I_2)} = \frac{n_{(S_2O_3^{2-})}}{2} = \frac{CV}{2} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$															
2-d	<p>La composition initiale du mélange dans chaque tube est:</p> $n_{o(I^-)}_{\text{tube}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} ; n_{o(Fe^{3+})}_{\text{tube}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$ <p>La composition finale du mélange dans chaque tube est:</p> $n_{(I^-)} = 5 \cdot 10^{-4} - 6 \cdot 10^{-5} = 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ $n_{(Fe^{3+})} = 2 \cdot 10^{-4} - 6 \cdot 10^{-5} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} ; n_{(Fe^{2+})} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ mol et } n_{(I_2)} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$															
3-a	$n_{(I_2)f} = x_f = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} < x_{\max} = 10 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$ la réaction est donc limitée															
3-b	<p>la vitesse de la réaction :</p> <p>Aux instants <math>t_1 = 0 \text{ s}</math>, <math>v_1 = 1,82 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}</math> et <math>t_2 = 4 \text{ s}</math>, <math>v_2 = 4,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}</math>.</p>															
3-c	La vitesse $v_2$ est inférieure à $v_1$ à cause de la diminution de la concentration des réactifs (un facteur cinétique) au cours du temps.															

## Exercice n°2

Au cours d'une séance de travaux pratiques, deux groupes d'élèves ( $G_a$ ) et ( $G_b$ ) étudient la cinétique de la réaction supposée totale et d'équation bilan :



A l'instant  $t = 0$  et à une température de  $25^\circ\text{C}$ , les élèves des groupes ( $G_a$ ) et ( $G_b$ ) réalisent respectivement les mélanges ( $M_a$ ) et ( $M_b$ ) suivants :

- le mélange ( $M_a$ ) contient :
  - un volume  $V_1 = 90\text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'iodure de potassium (**KI**) de concentration  $C_1 = 0,1\text{ mol.L}^{-1}$  ;
  - un volume  $V_2 = 10\text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'eau oxygénée ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) de concentration  $C_2 = 0,1\text{ mol.L}^{-1}$  ;
  - un excès d'une solution de concentration  $1\text{ mol.L}^{-1}$  d'acide sulfurique.
- le mélange ( $M_b$ ) contient :
  - un volume  $V_3 = 50\text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'iodure de potassium (**KI**) de concentration  $C_1 = 0,1\text{ mol.L}^{-1}$  ;
  - un volume  $V = 40\text{ mL}$  d'eau distillée ;
  - un volume  $V_2 = 10\text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'eau oxygénée ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) de concentration  $C_2 = 0,1\text{ mol.L}^{-1}$  ;
  - Un excès d'une solution de concentration  $1\text{ mol.L}^{-1}$  d'acide sulfurique.

Immédiatement après, chacun des groupes effectue, par une méthode appropriée, le suivi de l'évolution de l'avancement  $x$  de la réaction en fonction du temps. Ils obtiennent les courbes ( $f_1$ ) et ( $f_2$ ) de la figure 1.

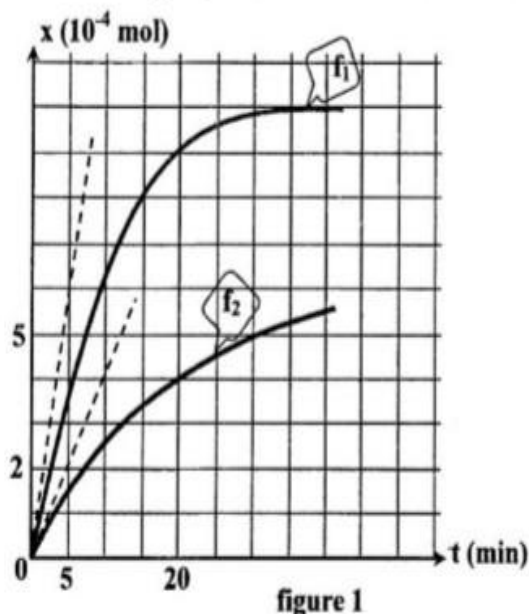
1- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique relatif à la réaction étudiée. On notera  $n_{01}$  et  $n_{02}$  les nombres de moles, respectivement, de  $\text{H}_2\text{O}_2$  et de  $\text{I}^-$ .

2- a- Calculer  $n_{01}$ .

b- Vérifier que, dans les deux mélanges ( $M_a$ ) et ( $M_b$ ), l'eau oxygénée est le réactif limitant de la réaction.

3- a- Définir la vitesse instantanée de la réaction.

b- Déterminer graphiquement, à l'instant  $t = 0$ , la valeur de la vitesse instantanée de la réaction étudiée pour chacun des deux mélanges.



c- Préciser le facteur cinétique qui justifie la disposition relative des deux courbes. En déduire que la courbe ( $f_1$ ) correspond au groupe ( $G_a$ ).

4- A l'instant  $t = 40\text{ min}$ , préciser si la réaction est terminée pour chacun des groupes. Justifier la réponse.



**Exercice n°3**

On effectue le suivi cinétique d'une transformation lente et supposée totale, mettant en jeu la réaction entre les ions iodure  $I^-$  et les ions peroxodisulfate  $S_2O_8^{2-}$ . Cette réaction chimique est modélisée par l'équation:  $2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$

1) A l'instant  $t = 0$ , on mélange une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'iodure de potassium KI, de volume  $V$  et de concentration molaire  $C_1$  avec une solution aqueuse ( $S_2$ ) de peroxodisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$ , de même volume  $V$  et de concentration molaire  $C_2$ .

Par une procédure expérimentale convenable, on suit l'évolution des quantités de matière en ions  $I^-$  et en ions  $S_2O_8^{2-}$  en fonction de l'avancement  $x$  de la réaction.

Les résultats expérimentaux ont permis de tracer les courbes (a) et (b) de la figure 1.

- a- Dresser le tableau descriptif d'avancement  $x$  de la réaction chimique.
- b- Montrer que la courbe (a) correspond à l'évolution de la quantité de matière en ions  $I^-$  en fonction de l'avancement  $x$ .

2) En exploitant les courbes (a) et (b) :

- a- Justifier que  $S_2O_8^{2-}$  est le réactif limitant et déduire l'avancement final  $x_f$  de la réaction.
- b- Déduire les quantités de matière initiales des réactifs  $I^-$  et  $S_2O_8^{2-}$  notées respectivement  $n_{01}$  et  $n_{02}$ .

3) Sachant que la concentration molaire en ions  $I^-$  à la fin de la réaction est  $[I^-]_f = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Déterminer les valeurs de  $V$ ,  $C_1$  et  $C_2$ .

4) A l'aide d'un dispositif approprié, on trace la courbe de la figure 2 qui représente l'évolution de la quantité de matière  $n(I^-)$  au cours du temps.

- a- Montrer que la vitesse de la réaction chimique étudiée peut

se mettre sous la forme :  $v(t) = - \frac{1}{2} \frac{dn(I^-)}{dt}$ .

- b- Déterminer graphiquement la valeur de cette vitesse à l'instant  $t = 0$ .

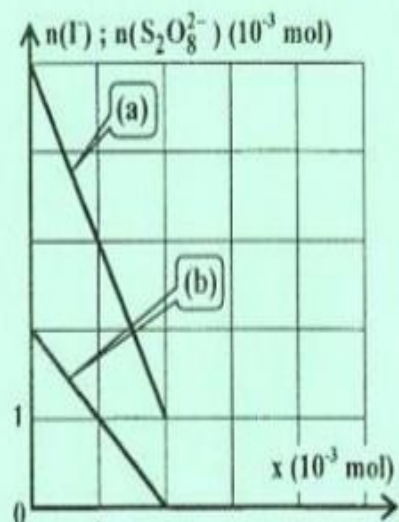


Figure 1

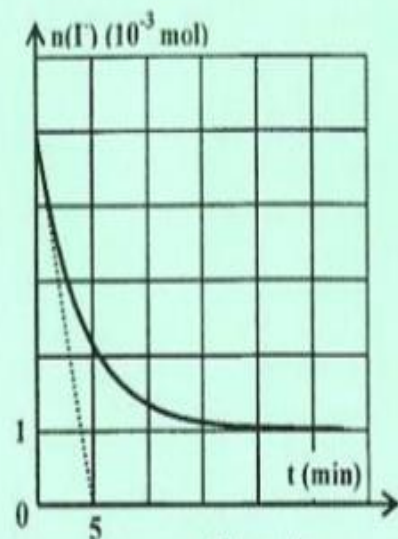


Figure 2

### Exercice n°4

Les ions peroxydisulfate  $S_2O_8^{2-}$  oxydent les ions iodure  $I^-$  selon une transformation **totale**, modélisée par la réaction chimique que l'on représente par l'équation suivante:  $2I^- + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$ .

Afin d'étudier la cinétique chimique de cette transformation, on prépare, à l'instant  $t = 0$ , un mélange réactionnel (S) constitué par un volume  $V_1 = 10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse d'iodure de potassium KI de concentration molaire  $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de peroxydisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$  de concentration molaire  $C_2$ .

On désignera par  $V$  le volume total du mélange (S). On supposera que  $V = V_1 + V_2$  et on négligera toute variation de température et de volume au cours de la transformation étudiée.

Par une méthode appropriée, on détermine à différents instants, la concentration molaire  $[I_2]$  du diiode formé dans le mélange (S). Les résultats obtenus permettent de tracer la courbe de la figure 1 traduisant l'évolution temporelle de  $[I_2]$ , ( $\Delta_1$ ) étant la tangente à la courbe  $[I_2] = f(t)$  au point d'abscisse  $t_1 = 24 \text{ min}$ .

1) Exprimer la vitesse instantanée  $v(t)$  de la réaction étudiée en fonction de  $V_1$ ,  $V_2$  et  $\frac{d[I_2]}{dt}$ .

2) En exploitant la courbe de la figure 1:

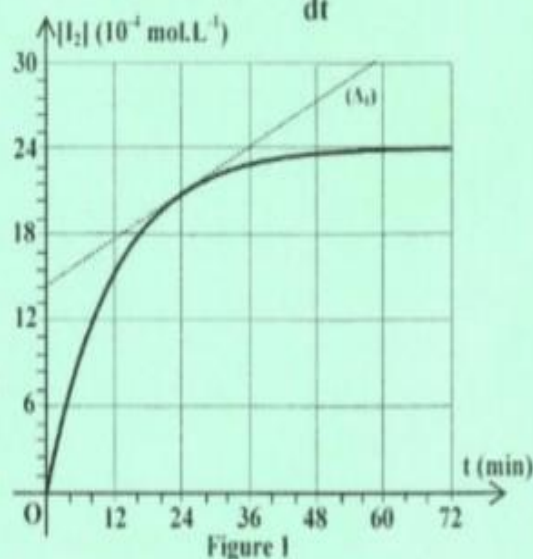
a- montrer que l'avancement final de la réaction étudiée est égal à  $x_f = 48,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$  ;

b- justifier que l'ion  $I^-$  ne constitue pas le réactif limitant;

c- déterminer le temps nécessaire pour consommer la moitié de la quantité initiale du réactif limitant ;

d- déduire la valeur de la concentration molaire  $C_2$  ;

e- déterminer les valeurs  $v(t_1)$  et  $v(t_2)$  de la vitesse de la réaction étudiée respectivement à l'instant  $t_1 = 24 \text{ min}$  et à l'instant  $t_2 = 60 \text{ min}$ . Préciser le facteur cinétique responsable de l'écart entre ces deux valeurs.



3) On refait l'expérience à la même température mais, en ajoutant au mélange initial (S) quelques gouttes d'une solution aqueuse de sulfate de fer(II) jouant le rôle de catalyseur, sans changement appréciable du volume  $V$ . Indiquer si à la suite de cet ajout, les grandeurs:  $x_f$  et  $v(t_1)$  évoquées respectivement aux questions 2)a- et 2)e- restent inchangées ou subissent une augmentation ou une diminution. Justifier.



## Exercice n°5

Au cours d'une séance de travaux pratiques, on étudie expérimentalement l'évolution de la réaction entre les ions iodure  $\Gamma$  et les ions peroxydisulfate  $S_2O_8^{2-}$  qui mène à la formation de diiode  $I_2$  et des ions sulfat  $SO_4^{2-}$ . L'équation de la réaction qui se produit est :  $S_2O_8^{2-} + 2\Gamma \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$ .

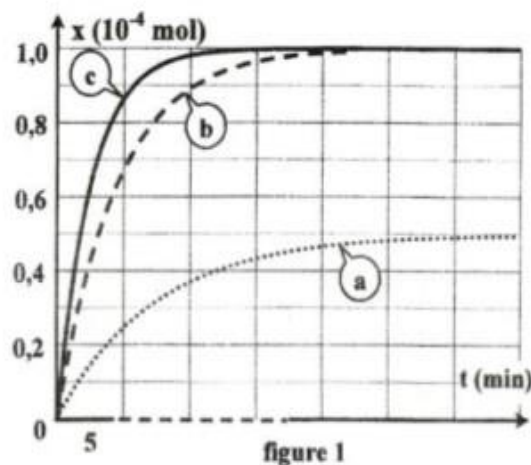
On dispose d'une solution ( $S_1$ ) d'iodure de potassium  $KI$  de concentration  $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et d'une solution ( $S_2$ ) de peroxydisulfate de potassium  $K_2S_2O_8$  de concentration  $C_2 = 5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Quatre groupes d'élèves  $G_1$ ,  $G_2$ ,  $G_3$  et  $G_4$  réalisent séparément des expériences dans différentes conditions. Pour cela, chaque groupe mélange au même instant, pris comme origine du temps, un volume  $V_1$  de ( $S_1$ ) avec un volume  $V_2$  de ( $S_2$ ) et complète par de l'eau distillée pour obtenir un mélange de volume final  $V = 100 \text{ mL}$ .

Le tableau ci-après récapitule les conditions dans lesquelles sont réalisées les quatre expériences.

Le suivi de l'évolution de l'avancement  $x$  de cette réaction au cours du temps, a permis aux groupes  $G_1$ ,  $G_2$  et  $G_3$  d'obtenir les courbes de la figure 1.

Groupe	$G_1$	$G_2$	$G_3$	$G_4$
Volume de ( $S_1$ ) en mL	20	10	20	20
Volume de ( $S_2$ ) en mL	20	10	20	20
Volume d'eau ajouté en mL	60	80	60	60
Présence des ions $Fe^{2+}$	non	non	non	oui
Température en °C	20	20	60	20



- On s'intéresse à l'expérience réalisée par le groupe  $G_1$ .
  - Déterminer, à l'instant  $t = 0$ , les nombres de moles  $n_{01}$  de  $\Gamma$  et  $n_{02}$  de  $S_2O_8^{2-}$ .
  - Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique et déterminer le réactif limitant.
  - Déterminer la valeur de l'avancement maximal  $x_{max}$  de la réaction.
- Préciser les facteurs cinétiques mis en jeu au cours des expériences réalisées par les groupes  $G_1$ ,  $G_2$  et  $G_3$ .
  - Attribuer à chaque groupe la courbe correspondant à son expérience. Justifier la réponse.
  - Montrer que la réaction étudiée est pratiquement totale.
- L'une des réactions réalisées par l'un des groupes  $G_1$  ou  $G_4$ , atteint l'état d'équilibre plus rapidement que l'autre.
  - Donner le rôle joué par les ions  $Fe^{2+}$  au niveau de la cinétique de la réaction.
  - En justifiant la réponse, préciser parmi  $G_1$  ou  $G_4$ , le groupe dont la réaction atteint son état final plus rapidement.

**Correction**

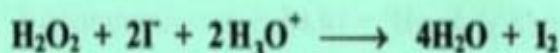
Q	Corrigé					
1-a-	$n_{01} = C_1 \cdot V_1 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $n_{02} = C_2 \cdot V_2 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$					
1-b-	Equation de la réaction		$S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$			
	Etat	x (mol)	Quantité de matière (mol)			
	initial	0	$10^{-4}$	$20 \cdot 10^{-4}$	0	0
	final	$x_f$	$10^{-4} - x_f$	$20 \cdot 10^{-4} - 2x_f$	$x_f$	$2x_f$
$\frac{n_{01}}{2} > n_{02}$ Le réactif limitant est $S_2O_8^{2-}$ .						
1-c-	$x_{\max} = 10^{-4} \text{ mol}$					

Q	Corrigé
2-a-	Les facteurs cinétiques mis en jeu : <b>concentration des réactifs</b> et <b>température</b> .
2-b-	<p>La courbe (c) <math>\Rightarrow G_3</math> car celui-ci travaille à température supérieure à celle à laquelle travaille <math>G_1</math>.</p> <p>La courbe (b) <math>\Rightarrow G_1</math> car celui-ci travaille à une concentration supérieure à celle avec laquelle travaille <math>G_2</math>.</p> <p>La courbe (a) <math>\Rightarrow G_2</math> car celui-ci travaille à une concentration inférieure à celles avec lesquelles travaillent les autres groupes.</p>
2-c-	$x_f = 10^{-4} \text{ mol} = x_{\max}$ (ou $\tau_f = 1$ ) donc la réaction est totale.
3-a-	$Fe^{2+}$ joue le rôle de <b>catalyseur</b> .
3-b-	$G_1$ et $G_4$ travaillent à la même température et à la même



Exercice n°6

L'oxydation des ions iodure  $\Gamma$  par l'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en milieu acide, est une réaction chimique lente et totale. Cette réaction est symbolisée par l'équation suivante :



Dans un bécher, on mélange à l'instant  $t = 0$ , un volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $\text{S}_1$ ) d'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentration  $C_1$ , avec un volume  $V_2 = 100 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $\text{S}_2$ ) d'iodure de potassium  $\text{KI}$  de concentration  $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et quelques gouttes d'une solution aqueuse d'acide sulfurique concentrée, dont on négligera le volume.

Par une méthode expérimentale convenable, on suit l'évolution de l'avancement volumique  $y$  de la réaction en fonction du temps. On obtient la courbe  $y = f(t)$  de la figure 1.

1- Les concentrations initiales des réactifs  $\text{H}_2\text{O}_2$  et  $\Gamma$  dans le mélange réactionnel, sont notées respectivement  $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$  et  $[\Gamma]_0$ .

a- Calculer  $[\Gamma]_0$ .

b- Exprimer  $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$  en fonction de  $C_1$ ,  $V_1$  et  $V_2$ .

c- Dresser le tableau descriptif, en  $y$ , de l'évolution du système chimique relatif à la réaction étudiée.

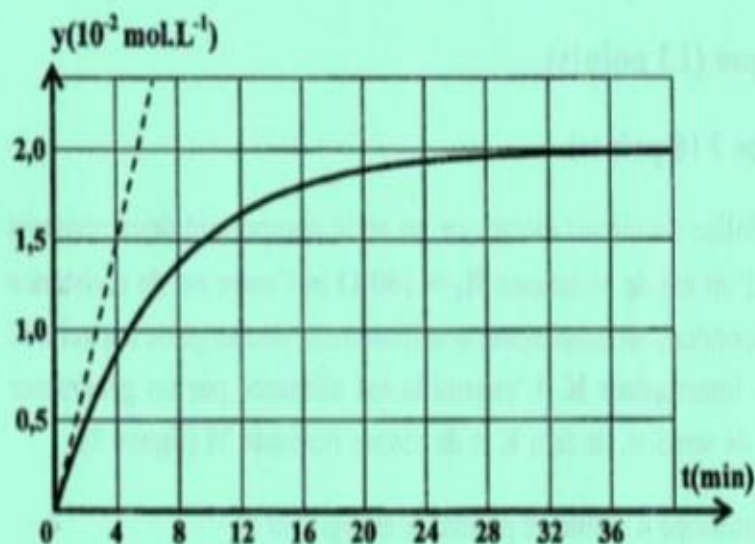


figure 1

2- a- En exploitant la courbe de la figure 1, déterminer les concentrations finales  $[\text{I}_2]_f$  et  $[\Gamma]_f$ .

b- Justifier que  $\text{H}_2\text{O}_2$  est le réactif limitant de la réaction.

c- En déduire la valeur de la concentration  $C_1$ .

3- Déterminer graphiquement, à l'instant  $t = 0$ , la valeur de la vitesse volumique instantanée de la réaction.

4- On refait l'expérience précédente mais, en utilisant une solution aqueuse d'eau oxygénée de concentration  $C'_1 = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ . Préciser, en le justifiant :

a- si l'avancement volumique final  $y_f$  est modifié ou non. Dans l'affirmative, calculer sa nouvelle valeur ;

b- si la valeur de la vitesse volumique instantanée de la réaction, à l'instant  $t = 0$ , augmente ou diminue.



**Correction**

1) a-  $[I^-]_0 = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$  ;  $[I^-]_0 = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

b-  $[H_2O_2]_0 = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2}$

c-

Equation de la réaction		$H_2O_2 + 2I^- + 2H_3O^+ \longrightarrow 4H_2O + I_2$			
Etat du système	avancement	Concentration en mol.L <sup>-1</sup>			
Initial	0	$[H_2O_2]_0$	$[I^-]_0$	-	0
Intermédiaire	y	$[H_2O_2]_0 - y$	$[I^-]_0 - 2y$	-	y
final	y <sub>f</sub>	$[H_2O_2]_0 - y_f$	$[I^-]_0 - 2y_f$	-	y <sub>f</sub>

2) a-  $y_f = [I_2]_f = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$[I^-]_f = [I^-]_0 - 2y_f = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$

b-  $[I^-]_f \neq 0$ , la réaction est totale  $H_2O_2$  est le réactif limitant.

c-  $[H_2O_2]_0 - y_f = 0$  ;  $\frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = y_f$  ;  $\frac{C_1}{2} = y_f$  ;  $C_1 = 4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

3)  $v = \frac{dy}{dt}$ , à  $t=0$   $\left(\frac{dy}{dt}\right)_{t=0} = 3,75.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$

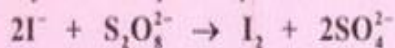
4) a-  $[H_2O_2]_0' = \frac{C_1' V_1}{V_1 + V_2} = \frac{C_1'}{2} = 2,5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = \frac{[I^-]_0}{2}$  ; le mélange est réalisé dans les proportions

stœchiométriques,  $y_f$  est modifié ;  $y_f = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

b- La vitesse à  $t=0$  augmente car la concentration initiale du réactif  $H_2O_2$  a augmenté.

**Exercice n°7**

A une température  $\theta$  donnée, on mélange dans un bécher, à l'instant  $t = 0$ , un volume  $V_1 = 150 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'iodure de potassium (KI) de concentration molaire  $C_1$  avec un volume  $V_2 = 50 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) de peroxydisulfate de potassium ( $K_2S_2O_8$ ) de concentration molaire  $C_2$ . La réaction d'oxydation des ions  $I^-$  par les ions  $S_2O_8^{2-}$ , qui se produit dans ce mélange homogénéisé, est lente et totale. Cette réaction est symbolisée par l'équation suivante :



Par une méthode expérimentale appropriée, on suit :

- l'évolution au cours du temps de l'avancement  $x$  de la réaction qui se produit dans le mélange. On obtient la courbe  $x = f(t)$  de la figure 1 ;
- l'évolution au cours du temps de la quantité de matière  $n(I^-)$  d'ions  $I^-$  dans le mélange. On obtient la courbe  $n(I^-) = g(t)$  de la figure 2.

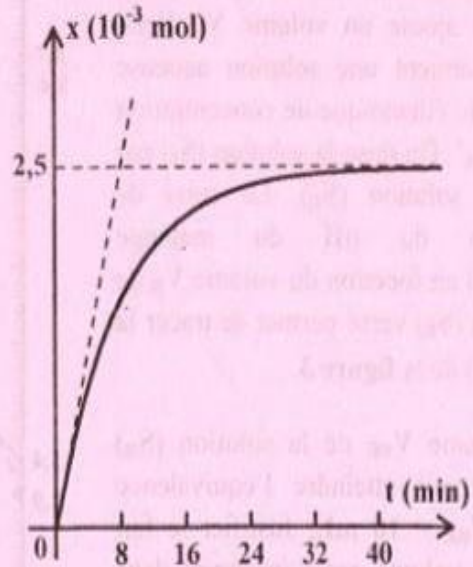


Figure 1

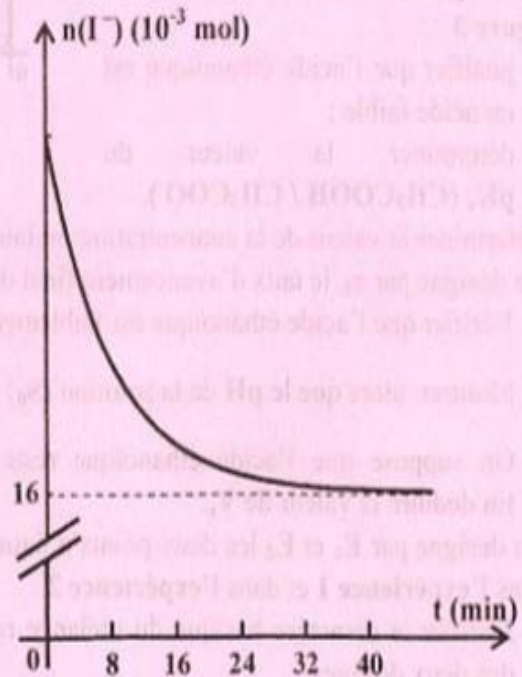


Figure 2

- 1) Dresser le tableau descriptif en avancement  $x$  relatif à la réaction étudiée. On notera  $n_{01}$  et  $n_{02}$  les nombres de moles, respectivement, des ions  $I^-$  et des ions  $S_2O_8^{2-}$  dans le mélange à  $t = 0$ .
- 2) a- En exploitant les deux courbes :
  - déterminer la valeur de l'avancement final  $x_f$  de la réaction ;
  - justifier que  $I^-$  n'est pas le réactif limitant.
 b- Déduire les valeurs de  $n_{01}$  et  $n_{02}$ .
- 3) Déduire les valeurs des concentrations  $C_1$  et  $C_2$ .
- 4) Déterminer la valeur  $v_0$  de la vitesse instantanée de la réaction à  $t = 0$ .
- 5) On reprend l'expérience précédente en modifiant uniquement la concentration de la solution ( $S_2$ ) qui devient  $C'_2$ , de façon que le mélange à  $t = 0$  soit réalisé dans les proportions stœchiométriques.
  - a- Déterminer la valeur de  $C'_2$ .
  - b- Préciser, en le justifiant, si la nouvelle valeur  $v'_0$  de la vitesse instantanée de la réaction à  $t = 0$ , est supérieure, inférieure ou égale à  $v_0$ .