

Exercice n°1 :

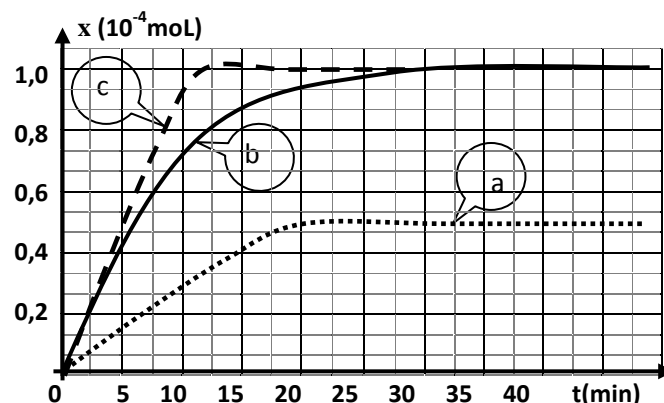
Au cours d'une séance de TP, on étudie expérimentalement la réaction entre les ions iodures I^- et les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ qui mène à la formation de diiode I_2 et des ions sulfates SO_4^{2-} .

L'équation de la réaction qui se produit est : $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$.

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 peroxodisulfate 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) et un volume V_2 de (S_2) et complète par 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
Température (°C)	20	20	60	20
Volume V_1 en (mL)	20	10	20	20
Volume V_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



- 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 I^- et n_{02} de $S_2O_8^{2-}$.
 - Dresser le tableau descriptif d'évolution du système et préciser le réactif limitant.
 - Déterminer 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 correspondante à son expérience. Justifier la réponse.
 - Montrer que la réaction étudiée est pratiquement totale.
- L'une des deux réactions réalisées par l'un des groupes G_1 ou G_4 atteint l'état d'équilibre plus rapidement que l'autre.
 - Donner la définition d'un catalyseur.
 - En justifiant la réponse, préciser parmi G_1 ou G_4 le groupe qui atteint son état final le plus rapidement.



Exercice n°2 :

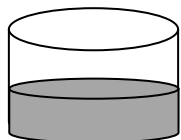
On se propose d'étudier la cinétique de la réaction entre les ions iodures I^- et par le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (eau oxygénée) en milieu acide.

Cette réaction lente et totale a pour équation : $2I^- + H_2O_2 + 2H_3O^+ \rightarrow I_2 + 4H_2O$.

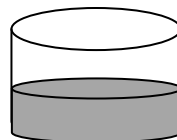
La transformation est suivie au cours du temps par dosage du diode I_2 formé, à l'aide d'une solution de thiosulfate de potassium ($2K^+, S_2O_3^{2-}$) de concentration molaire $C=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

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

On prépare les deux béchers A et B à la température ambiante (20°C).



Becher A : (H_2O_2)
 $C_1=2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_1=60 \text{ mL}$



Becher B : (K^+, I^-)
 $C_2=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_2=60 \text{ mL}$

A la date $t=0\text{s}$, on mélange les contenues des deux béchers. A différentes dates t , on prélève un volume $V_p=10 \text{ mL}$ du mélange que l'on refroidit très rapidement avec de l'eau distillée glacée. On y ajoute quelques gouttes d'empois d'amidon et on procède au dosage.

On relève les valeurs de V_e de la solution de thiosulfate versée à l'équivalence. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau-1 en annexe.

1. a. Dire pourquoi ajoute-t-on de l'empois d'amidon avant de procéder au dosage ?
b. Exprimer la concentration molaire $[I_2]$ du diode formé dans le mélange réactionnel à la date t , en fonction de V_e . Compléter le tableau-1 en annexe.

2. a. Montrer que les quantités initiales introduites dans chaque prélèvement sont :

$$n_0(H_2O_2)_p=10.10^{-6} \text{ mol} \text{ et } n_0(I^-)_p=50.10^{-6} \text{ mol}.$$

b. Compléter numériquement le tableau-2 descriptif de l'évolution du système ou x représente l'avancement de la réaction dans un prélèvement.

On conseille d'exprimer les quantités de matière en micromole ($1 \mu\text{mol}=10^{-6} \text{ mol}$).

c. Préciser le réactif limitant et en déduire l'avancement final x_f .

3. Exprimer l'avancement x de la réaction en fonction de la concentration molaire du diode $[I_2]$ et le volume V_p d'un prélèvement.

- Compléter les cases vides du tableau-3 en annexe.

- Placer les points correspondants sur la courbe de la figure-1.

4. a. Définir la vitesse instantanée et déterminer sa valeur à l'instant initial.

b. Comment varie la vitesse instantanée pendant la réaction ? Préciser le facteur responsable.

5. On a réalisé la même expérience mais dans des conditions expérimentales différentes, comme le montre le tableau ci-contre.

a. Définir un facteur cinétique.

b. Interpréter les résultats des ces expériences en précisant les facteurs cinétique mis en jeu.

c. Tracer sur la figure-2 l'allure des quatre courbes $y=f(t)$ correspondante à chaque expérience ; y étant l'avancement volumique de la réaction.

Expérience n°	1	2	3	4
Température ($^\circ\text{C}$)	20	20	20	35
$[I^-]$ (mmol.L^{-1})	100	200	100	100
$[H_2O_2]_0$ (mmol.L^{-1})	30	30	40	40
$(\frac{dx}{dt})_0$ (mmol.s^{-1})	0,1	0,2	0,14	0,33



Tableau-1 :

t (s)	0	60	120	180	240	300	360	420	480	540	600	660
V _e (mL)	0	5,8	10	13	15	16,2	17,8	18,6	19,2	19,6	19,7	19,8
[I ₂] (10 ⁻⁴ mol.L ⁻¹)												

Tableau-2 :

Equation de la réaction		H ₂ O ₂	+	2I ⁻	+	2H ₃ O ⁺	→	I ₂	+	4H ₂ O
Etat initial	x=0					excès				excès
Etat intermédiaire	x					excès				excès
Etat final	x _f					excès				excès

Tableau-3 :

t (s)	0	60	120	180	240	300	360	420	480	540	600	660
x (μmol)	0	2,9	4,9	7,5	8,3	9,3	9,6	9,8	9,8	9,9

Figure-1

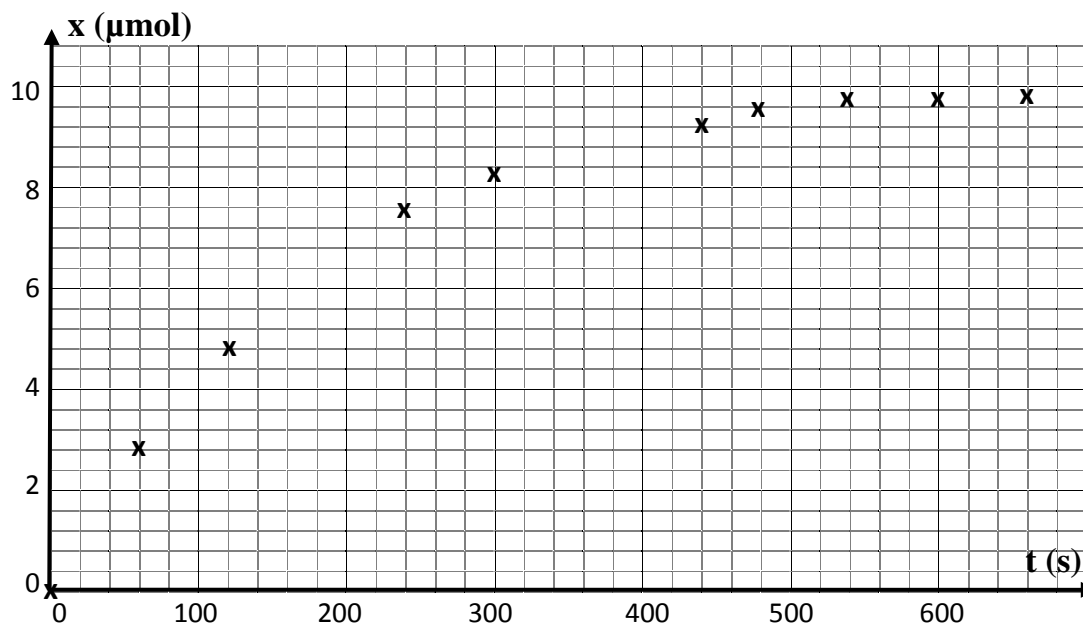
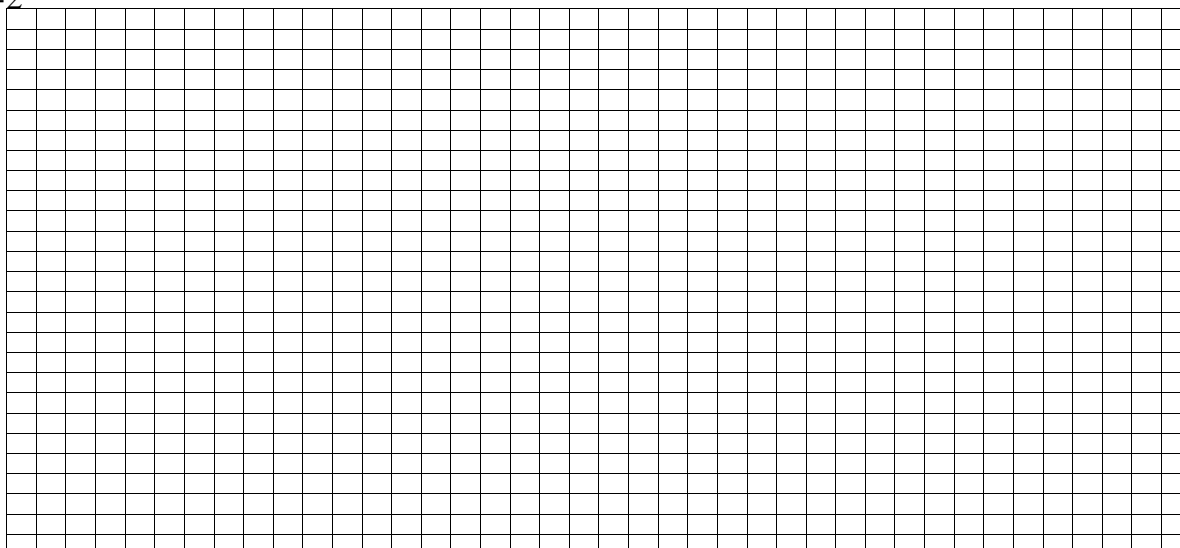


Figure-2



Exercice n°3 :

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction des ions iodures (I^-) avec les ions fer III (Fe^{3+}), modélisée par : $2I^- + 2Fe^{3+} \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$

Pour cela, on introduit dans un bécher, un volume $V_1=50\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'iodures de potassium de concentration molaire $C_1=0,1\text{mol.L}^{-1}$ 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 initiales des réactifs initialement introduits dans le mélange et déduire le réactif limitant.

b. Dresser le tableau descriptif d'évolution du système, et préciser la relation entre l'avancement x de la réaction et la quantité de matière $n(I_2)$ à un instant t .

c. En déduire l'avancement maximal.

2/ Le mélange obtenu, après homogénéisation, est équitablement répartie en 10 tubes à essais.

A un instant t donné, on dose le contenu d'un seul tube à essais par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration $C=5.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$.

A l'équivalence, il y a décoloration complète du mélange après ajout d'un volume $V_E=10\text{mL}$ de la solution de thiosulfate.

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

a. Interpréter la décoloration du mélange.

b. Déterminer la quantité de matière $n(I_2)$ formé.

c. En déduire la composition du mélange contenu dans chaque un tube à essai à cet instant.

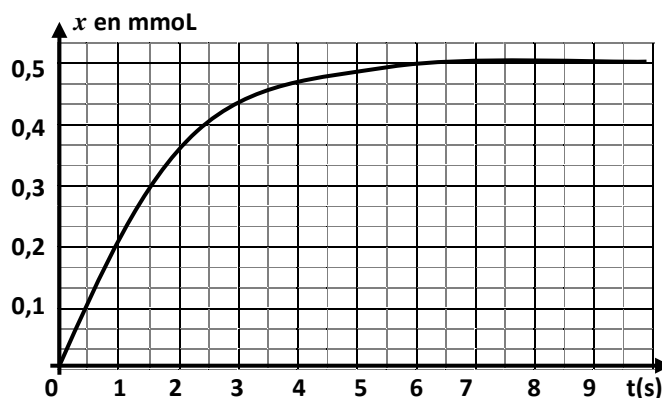
3/ La courbe traduit l'évolution de l'avancement

x de la réaction des ions iodures I^- avec les ions Fe^{3+} au cours du temps.

a. Montrer, par exploitation de la courbe, que cette réaction est limitée.

b. Déterminer la vitesse de cette réaction chimique aux instants $t=0\text{s}$ et $t=8\text{s}$.

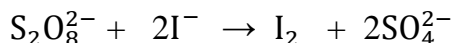
c. Interpréter la variation de la vitesse de réaction au cours du temps.



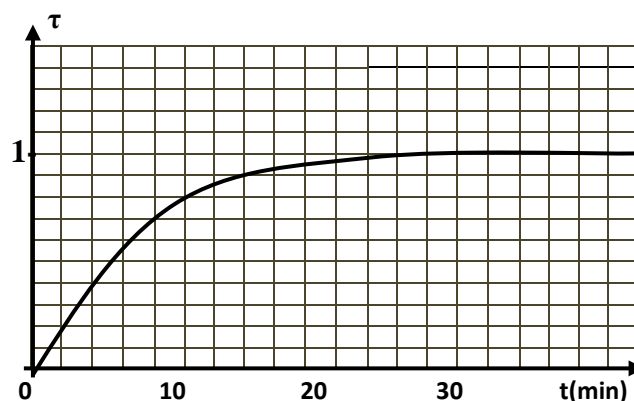
Exercice n°4 :

A la température 25°C, on prépare un système chimique aqueux contenant, à un instant $t_0=0\text{min}$, $n_{01}=2.10^{-2}$ mol de peroxodisulfate de potassium $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ et $n_{02}=5.10^{-2}$ mol d'iodure de potassium KI.

Le système chimique est le siège de la réaction chimique représentée par l'équation :



On détermine, à différentes instants, la quantité de matière de diiode I_2 formé. Les résultats de mesure permettent de tracer la courbe ci-dessous (figure 1) traduisant l'évolution temporelle du taux d'avancement de la réaction $\tau=f(t)$.



- 1) En se référant au graphique, montrer que la réaction chimique étudiée est totale.
- 2) Déterminer l'avancement maximal x_m de la réaction.
- 3) a- Etablir l'expression de l'avancement x de la réaction en fonction de τ .
b- En déduire la composition du système chimique à l'instant $t_1=10\text{min}$.
- 4) a- Définir la vitesse d'une réaction chimique.
b- Déterminer, à l'instant t_1 , la valeur v_1 de la vitesse de réaction.
- 5) La valeur du taux final d'avancement τ_f augmente si le système chimique précédent est porté à une température supérieure à 25°C.
Dire, en le justifiant, si la proposition précédente est vraie ou fausse.

